
QUÍMICA

Bachillerato Internacional

Sistema Periódico

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

1. EL SISTEMA PERIÓDICO	2
1.1. DESCRIPCIÓN Y JUSTIFICACIÓN DEL SISTEMA PERIÓDICO .	3
1.2. PROPIEDADES PERIÓDICAS	4
1.2.1. CARGA NUCLEAR EFECTIVA	4
1.2.2. RADIO ATÓMICO	5
1.2.3. ENERGÍA O POTENCIAL DE IONIZACIÓN	5
1.2.4. AFINIDAD ELECTRÓNICA	6
1.2.5. ELECTRONEGATIVIDAD	7
1.2.6. REACTIVIDAD	7
1.2.7. CARACTER METÁLICO	8
1.3. ANEXOS	9
1.3.1. DIAGRAMA PROPIEDADES PERIODICAS	9
1.3.2. CARGA NUCLEAR EFECTIVA	10
1.4. PROBLEMAS RESUELTOS	12

Capítulo 1

EL SISTEMA PERIÓDICO

En el siglo XIX, dado el avance en el estudio de las propiedades físicas y químicas de los elementos así como en el gran incremento en el número de ellos se hizo necesario su agrupación sistemática.

La primera clasificación básica de los elementos fue dada por *Berzelius*, en ésta, tan sólo se ordenaban en metales y no metales; *Döbereiner*, los clasificó por triadas, siendo el peso atómico del elemento central media aritmética de los otros dos; *Chancourtois* los ordeno conforme a sus pesos atómicos crecientes en una línea arrollada helicoidalmente a un cilindro, de esta manera pudo percibir coincidencias químicas en los elementos que quedaban sobre sus verticales; finalmente, *Newlands*, al percibir estas repeticiones de las propiedades cada 8 elementos propuso una ordenación de 8 en 8 elementos, ésta, se conoció como ley de las octavas.

En 1869, *Meyer* los representó gráficamente, para ello enfrentó el volumen atómico frente al peso atómico y observó como los alcalinos quedaban en la parte superior de la gráfica y los halógenos en la inferior. Sin embargo, ese mismo año, *Mendeleiev* realizó la clasificación actual de los elementos.

Mendeleiev dispuso los elementos conforme a sus pesos atómicos para obtener una repetición periódica de las propiedades. Además, tuvo la gran idea de dejar espacios vacíos donde encajar elementos aún no conocidos dentro de los distintos grupos e incluso predijo sus propiedades como por ejemplo para el Ga o Ge. En su clasificación, agrupaba los elementos en grupos y periodos. Posteriormente, sobre la base de esta clasificación, *Werner* y *Paneth*, dieron forma al Sistema Periódico largo que es el usado actualmente.

Finalmente, *Moseley*, estudiando los espectros de Rayos X de los elementos en 1913, descubrió que el criterio a tener en cuenta para clasificar los elementos era en fun-

ción del número atómico y no exactamente del peso atómico. Este hecho hizo que quedaran resueltas ciertas anomalías en la clasificación de éstos.

1.1. DESCRIPCIÓN Y JUSTIFICACIÓN DEL SISTEMA PERIÓDICO

El sistema periódico actual está 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 propiedades 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 carbonoides son el grupo 14, los nitrogenoides 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 químicas correspondientes a éstos.

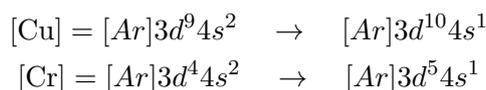
Es importante conocer la configuración electrónica de la capa de valencia de cada grupo por que es ésta, la que marca las propiedades químicas de los elementos. De ahí, que todos los elementos que caen en un grupo tengan similitudes químicas. Así,

- Metales alcalinos $\Rightarrow ns^1$
- Metales alcalinotérreos $\Rightarrow ns^2$
- Metales de transición $\Rightarrow (n-1)d^1ns^2 \rightarrow (n-1)d^{10}ns^2$
- Metales de transición interna $\Rightarrow (n-2)f^1(n-1)d^1ns^2 \rightarrow (n-2)f^{14}(n-1)d^1ns^2$
- Térreos $\Rightarrow ns^2p^1$
- Carbonoides $\Rightarrow ns^2p^2$
- Nitrogenoides $\Rightarrow ns^2p^3$

- 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 ($l = 0, \dots, n - 1$). Recordar que un orbital viene definido por los valores posibles de los números cuánticos, soluciones de la ecuación de ondas de Schrödinger, donde n , determina la Energía del orbital, l , la forma y el subnivel de energía y ml , la orientación del orbital. 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 .

Las regularidades existentes en el llenado de los orbitales se debe en su mayor parte a razones de simetría electrónica, lo que provoca una disminución de energía y por tanto, una estabilidad mayor a los orbitales implicados en estas anomalías. Por ejemplo:



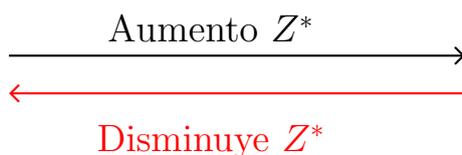
1.2. PROPIEDADES PERIÓDICAS

El estudio de las propiedades físicas y químicas de los elementos químicos da lugar a secuencias periódicas sólomente explicables desde un modelo mecanocuántico de la materia.

1.2.1. CARGA NUCLEAR EFECTIVA

Un importante parametro a utilizar en el estudio de estas propiedades es la carga nuclear efectiva, Z^* . Ésta se considera como $Z^* = Z - \sigma$, donde Z es el número atómico y σ la constante de apantallamiento, esta constante hace referencia al apantallamiento que sufren los electrones diferenciales (de capas superiores) por parte de los electrones de capas inferiores de los protones del núcleo (ver anexo I).

Este efecto de pantalla provoca que la carga nuclear efectiva (no el único pero si el parametro más importante para observar la variación de las propiedades periódicas) varíe en los periodos del sistema periódico de la forma:



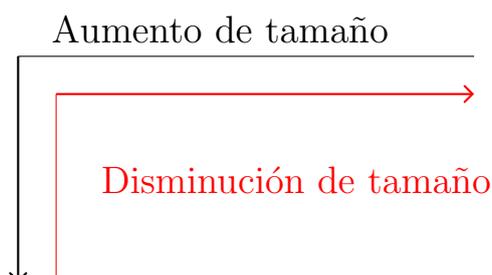
En cuanto a los grupos hay que tener en cuenta que al completar una capa se produce un aumento de tamaño considerable por las repulsiones electrónicas y aunque aumente hacia abajo la Z^* esta no compensa el crecimiento volumétrico.

Para más detalles y forma de calcular la carga nuclear efectiva ir a la sección 1.3.2.

1.2.2. RADIO ATÓMICO

La nube electrónica en cualquier átomo no tiene límite definido pero en cualquier caso se considera que los átomos esféricos. De ahí que, muchas veces se hable de volumen atómico puesto que el volumen de una esfera viene dado por $V = \frac{3}{4}\pi r^3$.

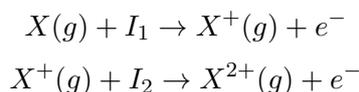
Al aumentar n aumenta el radio atómico ya que Z^* no contraresta el aumento de nuevas capas de electrones y por tanto, su efecto eléctrico repulsivo. Sin embargo, en un periodo al aumentar el número de electrones no aumenta n pero si y mucho Z^* por que los electrones de un mismo orbital apantallan muy poco entre si, lo que provoca que el radio disminuya.



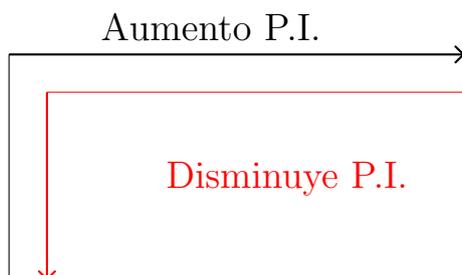
En iones isoelectronicos, como la carga nuclear (número de protones) es mayor cuanto mayor es Z , mayor es la fuerza de atracción de los protones sobre los electrones y como consecuencia, el radio atómico es menor.

1.2.3. ENERGÍA O POTENCIAL DE IONIZACIÓN

Se define como la energía necesaria y mínima para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso. 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.



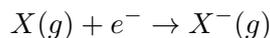
Los factores que influyen son la Z^* , la distancia del electrón al núcleo y el poder de penetración de los orbitales en las capas internas más cercanas al núcleo, $ns > np > nd > nf$.



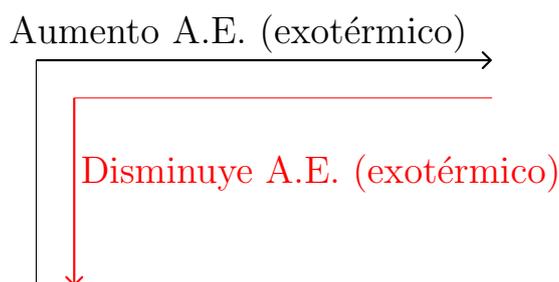
En el boro el electrón correspondiente al orbital p es más inestable que los s , además, el efecto pantalla que realizan los 2 electrones del orbital s , aunque pequeño, es suficiente para que el potencial de ionización sea menor que en el Berilio. En el Oxígeno, con p^4 , existe mayor repulsión electrónica entre los electrones apareados que provoca que el potencial de ionización sea menor que en el nitrógeno.

1.2.4. 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 gaseoso en su estado fundamental. En el proceso se puede desprender o absorber energía.



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. Los factores que influyen son los mismos que en los demás casos, Z^* , radio atómico y el poder de penetración de los orbitales (electrones) en las capas internas. 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.

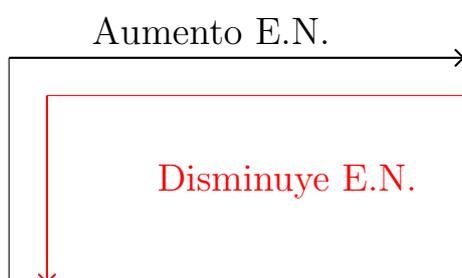


En el grupo del Berilio, donde el electrón entra en una capa nueva vacía y es más inestable, como en el del nitrógeno, donde se rompe la estabilidad de la capa p parcialmente ocupada, se desprende menos energía de la esperada e incluso, bajando en estos grupos, se desprende más energía debido al aumento 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.

1.2.5. ELECTRONEGATIVIDAD

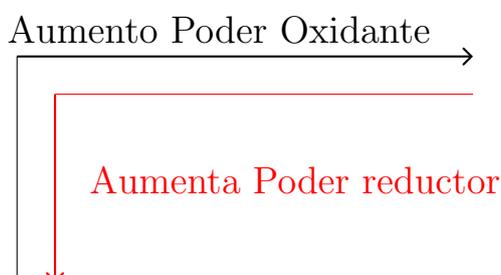
Ésta, mide la mayor o menor atracción o desplazamiento que un átomo ejerce sobre los electrones de un enlace con otro átomo, se relaciona con altos potenciales de ionización y con altas afinidades electrónicas. Esta propiedad surgió para explicar la aparición de dipolos dentro de la molécula (desplazamiento de los electrones en el enlace hacía el átomo con mayor Z^*).



Existen varias escalas para medir la electronegatividad de los átomos. La de Pauling considera las energías de los enlaces del átomo y asigna a cada elemento electronegatividades entre 0 y 4, la de Mulliken sin embargo es directamente proporcional a la suma de los potenciales de ionización y de las afinidades electrónica de cada átomo.

1.2.6. 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).



1.2.7. CARACTER METÁLICO

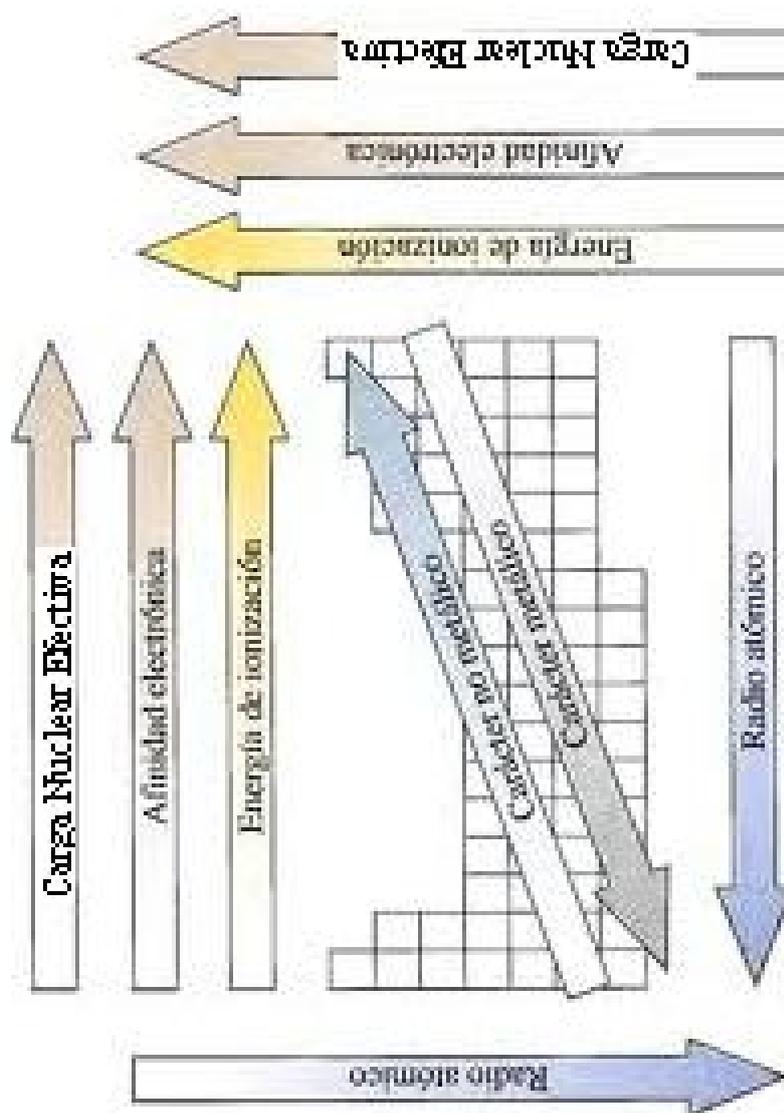
De igual forma, el caracter metálico se puede considerar con las propiedades vistas hasta ahora, así:

- Los metales poseen bajos potenciales de ionización y electronegatividades, de ahí que puedan perder fácilmente electrones. Dentro de éstos, la reactividad aumenta hacia la izquierda en los periodos y al bajar en el grupo.
- Los no metales por el contrario, poseen altos potenciales de ionización y resulta muy difícil arrancarles electrones, sin embargo, al tener altas afinidades electrónicas y electronegatividades, ganan electrones con suma facilidad. Para los no metales, la reactividad aumenta hacia la derecha en un periodo y al subir en el grupo.

1.3. ANEXOS

1.3.1. DIAGRAMA PROPIEDADES PERIODICAS

Bajo este epígrafe podemos visualizar rápidamente como varían las propiedades periódicas de los elementos dentro del sistema periódico.



1.3.2. CARGA NUCLEAR EFECTIVA

En el átomo de hidrógeno la fuerza de atracción entre el protón y el electrón podemos calcularla, aproximadamente, mediante la ley de Coulomb. Sin embargo, en un átomo polielectrónico aparecen muchas cargas en juego, tanto positivas como negativas, y hay que tratar el sistema de una manera no trivial realizando complejos tratamiento mecanocuánticos y aproximaciones de distinta envergadura, lo que da lugar a la conocida *aproximación orbital*.

Al tener en cuenta la aproximación orbital en átomos polielectrónicos, el apantallamiento de los electrones internos al electrón más externo provoca una disminución de la fuerza eléctrica neta que soporta este último electrón. De este hecho, podemos inferir que la energía necesaria para quitar un electrón de un orbital $3s$ es mayor que para quitar un electrón de un orbital $3p$.

El valor de la constante de apantallamiento, σ , depende del número de electrones entre el núcleo y el electrón considerado y del tipo de orbital donde se encuentren esos electrones de pantalla. Los electrones exteriores al nivel energético considerado no contribuyen pero sí el resto de los electrones vecinos del mismo nivel. Según las reglas semiempíricas de Slater podemos hallar esa contribución como:

- Los electrones se ordenan en una secuencia de grupos que mantienen juntos los orbitales s y p con el mismo número cuántico principal:

$$[1s], [2s2p], [3s3p], [3d], [4s4p], [4d], [4f], [5s5p], [5d]$$

- A cada grupo se le asigna una σ que depende del número y del tipo de electrón de los grupos que le preceden:
- 0,35 por cada electrón del mismo grupo, excepto para $[1s]$ que sólo es de 0,30.
- Si el grupo es de tipo $[s, p]$, 0,85 por cada electrón con número cuántico principal una unidad menor, y 1,00 por cada electrón con número cuántico principal aún menor.
- Si grupo de $[d]$ o $[f]$ se suma una cantidad 1,00 por cada electrón con n igual o menor.

Tabla resumen de las reglas de Slater:

Grupo	$e^- = \text{grupo}$	$e^- \text{ nivel } n - 1$	$e^- \text{ nivel } n < n - 1$
$[1s]$	0,30	N/A	N/A
$[ns, np]$	0,35	0,85	1,00
$[nd]$ o $[nf]$	0,35	1,00	1,00

IUPAC Periodic Table of the Elements

1 H hydrogen 1.0080 ± 0.0002																	18 He helium 4.0026 ± 0.0001
3 Li lithium 6.94 ± 0.06	4 Be beryllium 9.0122 ± 0.0001											5 B boron 10.81 ± 0.02	6 C carbon 12.011 ± 0.002	7 N nitrogen 14.007 ± 0.001	8 O oxygen 15.999 ± 0.001	9 F fluorine 18.998 ± 0.001	10 Ne neon 20.180 ± 0.001
11 Na sodium 22.990 ± 0.001	12 Mg magnesium 24.305 ± 0.002											13 Al aluminium 26.982 ± 0.001	14 Si silicon 28.085 ± 0.001	15 P phosphorus 30.974 ± 0.001	16 S sulfur 32.06 ± 0.02	17 Cl chlorine 35.45 ± 0.01	18 Ar argon 39.95 ± 0.16
19 K potassium 39.098 ± 0.001	20 Ca calcium 40.078 ± 0.004	21 Sc scandium 44.956 ± 0.001	22 Ti titanium 47.867 ± 0.001	23 V vanadium 50.942 ± 0.001	24 Cr chromium 51.996 ± 0.001	25 Mn manganese 54.938 ± 0.001	26 Fe iron 55.845 ± 0.002	27 Co cobalt 58.933 ± 0.001	28 Ni nickel 58.693 ± 0.001	29 Cu copper 63.546 ± 0.003	30 Zn zinc 65.38 ± 0.02	31 Ga gallium 69.723 ± 0.001	32 Ge germanium 72.630 ± 0.008	33 As arsenic 74.922 ± 0.001	34 Se selenium 78.971 ± 0.008	35 Br bromine 79.904 ± 0.003	36 Kr krypton 83.798 ± 0.002
37 Rb rubidium 85.468 ± 0.001	38 Sr strontium 87.62 ± 0.01	39 Y yttrium 88.906 ± 0.001	40 Zr zirconium 91.224 ± 0.002	41 Nb niobium 92.906 ± 0.001	42 Mo molybdenum 95.95 ± 0.01	43 Tc technetium [97]	44 Ru ruthenium 101.07 ± 0.02	45 Rh rhodium 102.91 ± 0.01	46 Pd palladium 106.42 ± 0.01	47 Ag silver 107.87 ± 0.01	48 Cd cadmium 112.41 ± 0.01	49 In indium 114.82 ± 0.01	50 Sn tin 118.71 ± 0.01	51 Sb antimony 121.76 ± 0.01	52 Te tellurium 127.60 ± 0.03	53 I iodine 126.90 ± 0.01	54 Xe xenon 131.29 ± 0.01
55 Cs caesium 132.91 ± 0.01	56 Ba barium 137.33 ± 0.01	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.49 ± 0.01	73 Ta tantalum 180.95 ± 0.01	74 W tungsten 183.84 ± 0.01	75 Re rhenium 186.21 ± 0.01	76 Os osmium 190.23 ± 0.03	77 Ir iridium 192.22 ± 0.01	78 Pt platinum 195.08 ± 0.02	79 Au gold 196.97 ± 0.01	80 Hg mercury 200.59 ± 0.01	81 Tl thallium 204.38 ± 0.01	82 Pb lead 207.2 ± 1.1	83 Bi bismuth 208.98 ± 0.01	84 Po polonium [209]	85 At astatine [210]	86 Rn radon [222]
87 Fr francium [223]	88 Ra radium [226]	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium [267]	105 Db dubnium [268]	106 Sg seaborgium [269]	107 Bh bohrium [270]	108 Hs hassium [269]	109 Mt meitnerium [277]	110 Ds darmstadtium [281]	111 Rg roentgenium [282]	112 Cn copernicium [285]	113 Nh nihonium [286]	114 Fl flerovium [290]	115 Mc moscovium [290]	116 Lv livermorium [293]	117 Ts tennessine [294]	118 Og oganesson [294]

Key:
atomic number
Symbol
name
abridged standard
atomic weight



57 La lanthanum 138.91 ± 0.01	58 Ce cerium 140.12 ± 0.01	59 Pr praseodymium 140.91 ± 0.01	60 Nd neodymium 144.24 ± 0.01	61 Pm promethium [145]	62 Sm samarium 150.36 ± 0.02	63 Eu europium 151.96 ± 0.01	64 Gd gadolinium 157.25 ± 0.03	65 Tb terbium 158.93 ± 0.01	66 Dy dysprosium 162.50 ± 0.01	67 Ho holmium 164.93 ± 0.01	68 Er erbium 167.26 ± 0.01	69 Tm thulium 168.93 ± 0.01	70 Yb ytterbium 173.05 ± 0.02	71 Lu lutetium 174.97 ± 0.01
89 Ac actinium [227]	90 Th thorium 232.04 ± 0.01	91 Pa protactinium 231.04 ± 0.01	92 U uranium 238.03 ± 0.01	93 Np neptunium [237]	94 Pu plutonium [244]	95 Am americium [243]	96 Cm curium [247]	97 Bk berkelium [247]	98 Cf californium [251]	99 Es einsteinium [252]	100 Fm fermium [257]	101 Md mendelevium [258]	102 No nobelium [259]	103 Lr lawrencium [262]

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 4 May 2022.
Copyright © 2022 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

1.4. PROBLEMAS RESUELTOS

1. Justifique que especie de cada una de las parejas (átomos ó iones) siguientes tiene mayor volumen:

- a) (Fe, Kr)
- b) (Fe, K)
- c) (Fe, C)
- d) (Fe, Fe^{3+})

a) Ambos elementos se encuentran en el mismo periodo. Por tanto, puesto que los electrones diferenciales del kriptón entran en la misma capa electrónica que los del hierro pero tiene una mayor carga nuclear efectiva que el metal, el gas noble tendrá un menor volumen atómico.

b) En este caso ocurre lo mismo que en el apartado anterior ya que ambos pertenecen al cuarto periodo. Sin embargo, el hierro se encuentra más a la derecha que el potasio lo que implica que tiene una mayor carga nuclear efectiva y su volumen es menor.

c) El carbono es del segundo periodo y el hierro del cuarto, el volumen del carbono es menor.

d) Ambos elementos son Hierro, pero el catión, Fe^{3+} , al tener menos electrones pero el mismo número de protones que el elemento neutro, tendrá un menor tamaño ya que la carga nuclear tiene que estabilizarse con un menor número de electrones.

2. Considere los elementos de números atómicos 9 y 11:

- a) Identifíquelos con nombre y símbolo, y escriba sus configuraciones electrónicas.
- b) Justifique cuál tiene mayor el segundo potencial de ionización.
- c) Justifique cuál es más electronegativo.
- d) Justifique qué tipo de enlace presentaría el compuesto formado por estos dos elementos.

a) Comenzamos con las configuraciones electrónicas:

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

La configuración electrónica nos dice que es un elemento del segundo periodo y la terminación con 5 electrones en un orbital p nos dice que se trata de un halógeno, en este caso el **Fluor**

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

Ahora tenemos un elemento del tercer periodo con un único electrón en un orbital s , por tanto se trata del **Sodio**

- b) El segundo potencial de ionización es mayor en el Sodio puesto que con el primer potencial de ionización se adquiere la configuración electrónica de gas noble, estructura muy estable puesto que la capa electrónica está completa.
 - c) El más electronegativo es el Fluor ya que se encuentra en un grupo superior y además, está más a la derecha en el sistema periódico.
 - d) Al ser un enlace entre un elemento muy electronegativo con otro muy electropositivo, dicho de otra manera, de un metal con un no metal, tenemos un enlace iónico.
3. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta:
- a) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde al estado fundamental de un átomo.
 - b) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$ es imposible.
 - c) Las configuraciones electrónicas $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y $1s^2 2s^2 2p^5 2d^1 3s^1$ corresponde a estados posibles de un mismo átomo.
 - d) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde a un elemento alcalinoterreo.
- a) Verdadero. Se trata de la configuración electrónica 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
4. 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,

$$K < Na < Cl < F$$