QUÍMICA

2º Bachillerato

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 elemento 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 conocio como ley de las octavas.

En 1869, *Meyer* los representó graficamente, 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 vacios 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 números atómico y no exactamente del peso atómico. Este hecho hizó que quedaran resueltas ciertas anomalías en la clasificación de éstos.

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 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 similaridades químicas. Así,

- Metales alcalinos $\Rightarrow ns^1$
- Metales alcalinotérreos $\Rightarrow ns^2$
- Metales de transición $\Rightarrow (n-1)d^1ns^2 \longrightarrow (n-1)d^{10}ns^2$
- Metales de transición interna $\Rightarrow (n-2)f^1(n-1)d^1ns^2 \longrightarrow (n-2)f^{14}(n-1)d^1ns^2$
- 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, 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 anomalias. Por ejemplo:

$$[\text{Cu}] = [Ar]3d^9 4s^2 \quad \rightarrow \quad [Ar]3d^{10}4s^1$$
$$[\text{Cr}] = [Ar]3d^4 4s^2 \quad \rightarrow \quad [Ar]3d^5 4s^1$$

1.2. PROPIEDADES PERIÓDICAS

El estudio de las propiedades físicas y químicas de los elementos químicos da lugar a secuencias periódicas sólamente 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 apantalliento, 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) varie en los periodos del sistema periódico de la forma:

$$\xrightarrow{\text{Aumento } Z^*}$$
$$\xleftarrow{\text{Disminuye } Z^*}$$

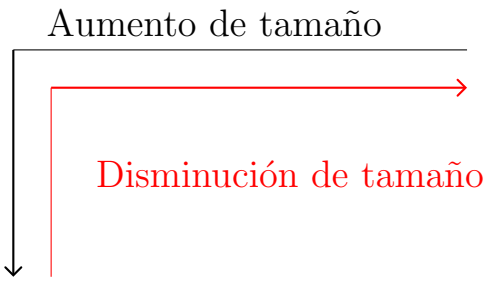
En cuanto a los grupos hay que tener en cuenta que al completar una capa se produce un aumento de tamaño considerable por las repulsiones electrónicas y aunque aumente hacía abajo la Z^* esta no compensa el crecimiento volumétrico.

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.



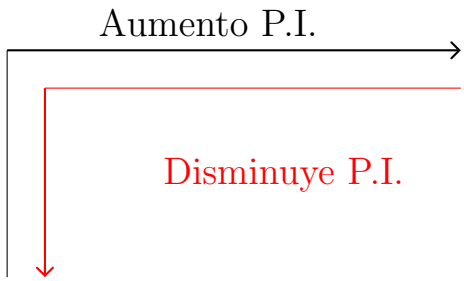
En iones isoelectronicos, como la carga nuclear (número de protones) es mayor cuanto mayor es Z, mayor es la fuerza de atracción de los protones sobre los electrones y como consecuencia, el radio atómico es menor.

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.

$$X(g) + I_1 \rightarrow X^+(g) + e^-$$
$$X^+(g) + I_2 \rightarrow X^{2+}(g) + e^-$$

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, $ns > np > nd > nf$.



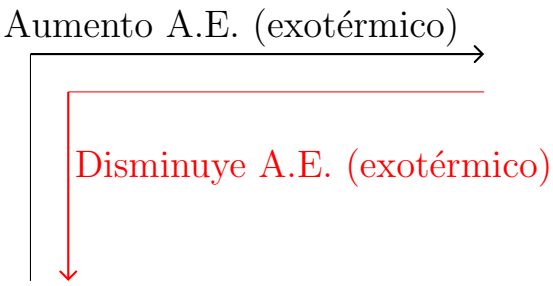
En el boro el electrón correspondiente al orbital p es más inestable que los s, además, el efecto pantalla que realizan los 2 electrones del orbital s, aunque pequeño, es suficiente para que el potencial de ionización sea menor que en el Berilio. En el Oxigeno, con p^4, existe mayor repulsión electrónica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

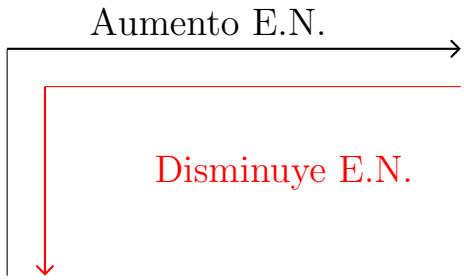


En el grupo del Berilio, donde el electrón entra en una capa nueva vacía y es más inestable, como en el del nitrógeno, donde se rompe la estabilidad de la capa p parcialmente ocupada, se desprende menos energía de la esperada e incluso, bajando en estos grupos, se desprende más energía debido al aumento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

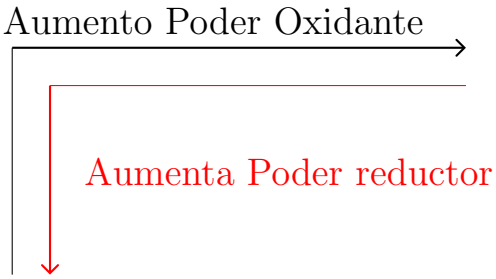
Ésta, mide la mayor o menor atracción o deplazamiento que un átomo ejerce sobre los electrones de un enlace con otro átomo, se relaciona con altos potenciales de ionización y con altas afinidades electrónicas. Esta propiedad surgió para explicar la aparición de dipolos dentro de la molécula (desplazamiento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

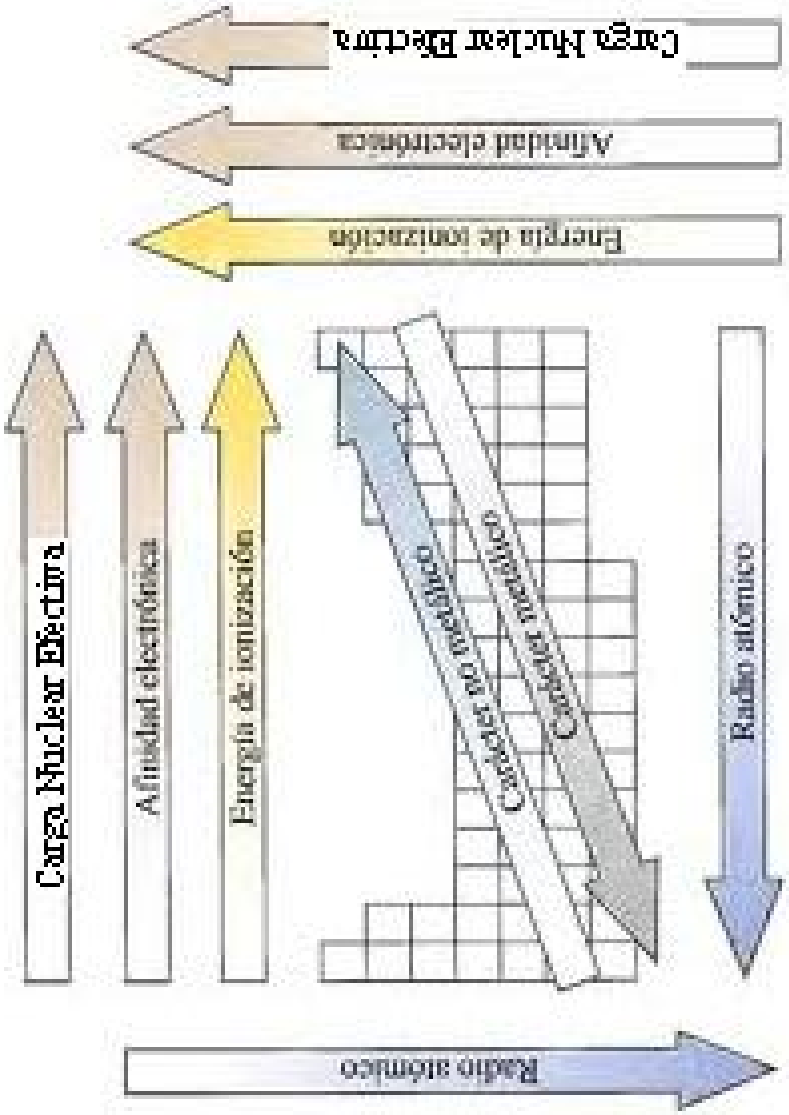
De igual forma, el caracter metálico se puede considerar con las propiedades vistas hasta ahora, así:

- Los metáles poseen bajos potenciales de ionización y electronegatividades, de ahí que puedan perder facilmente electrones. Dentro de éstos, la reactividad aumenta hacía 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 dificil arrancarles electrones, sin embargo, al tener altas afinidades electrónicas y electronegatividades, ganan electrones con suma facilidad. Para los no metales, la reactividad aumenta hacía 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 rapidamente como varian 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 mecanocuanticos 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 si el resto de los electrones vecinos del mismo nivel. Según las reglas semiempiricas 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 esde tipo $[s,p]$, $0,85$ por cada electrón con número cuántico principal una unidad menor, y $1,00$ por cada electrón con búmero 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^- = grupo	e^- nivel $n-1$	e^- nivel $n < n-1$
$[1s]$	$0,30$	N/A	N/A
$[ns, np]$	$0,35$	$0,85$	$1,00$
$[nd]$ *o* $[nf]$	$0,35$	$1,00$	$1,00$

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** $[Rn]5f^{14} 6d^8 7s^1$ 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.

1.4. 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 caraga 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 $1s^2 2s^2 2p^7 3s1$ 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) 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,

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