

## CAPÍTULO 3

# Nociones básicas de estructura de la materia

*Facundo Barraqué*

Los objetivos de este capítulo están enfocados en analizar los experimentos que aportaron al conocimiento de la estructura de la materia, haciendo un recorrido por algunos modelos que buscaron representar la estructura del átomo a lo largo de la historia. Este análisis nos permitirá interpretar cómo está compuesta la materia en base a uno de los modelos actualmente aceptados, analizar la organización de los elementos químicos en la tabla periódica y establecer comparaciones entre magnitudes de características macroscópicas y microscópicas. En el transcurso del capítulo, estudiaremos ejemplos concretos de cómo la ciencia utiliza nociones previamente descritas para el desarrollo de nuevas hipótesis e ideas, generando así conocimiento sustentado a través del método científico como principal mecanismo.

### Lectura inicial

A lo largo de los años un importante número de científicos han intentado explicar la composición y el origen de la materia de la cual están constituidos todos los objetos que conocemos. En este devenir, se fueron desarrollando teorías más o menos cercanas a la “realidad”, soportadas con evidencia científica, y construidas sobre modelos previos y el conocimiento que éstos habían generado. Estos modelos intentan explicar lo que se creía que era la unidad de materia más pequeña, denominada átomo. La palabra átomo fue acuñada en Grecia, en el siglo V a.C por Demócrito, para denominar a estas partículas indivisibles que conforman la materia y entre las cuales, según su idea, sólo existía vacío (Garriga & Neolcyt, 2008). Ya en el siglo XIX el físico John Dalton (1766-1844) presentó el primer modelo atómico iniciando una carrera de descubrimientos en la que participaron, entre otros, J.J. Thomson (1824-1907), con su modelo de “budín de pasas” soportado por el descubrimiento de una partícula subatómica conocida como electrón; Ernest Rutherford (1871-1937), quien representó la estructura atómica según un modelo planetario; y el físico Niels Bohr (1885-1962) que propuso una teoría en la que los electrones describen un movimiento en “órbitas”, cada una con una energía definida. Esta última teoría fue apoyada en las investigaciones llevadas a cabo por el físico Max Planck (1858-1947), considerado el fundador de la teoría cuántica, quien determinó que la materia sólo puede intercambiar energía en cantidades discretas denominadas “cuantos”.

Según el modelo atómico actual, los átomos están compuestos por un núcleo que contiene partículas subatómicas denominadas protones y neutrones (conocidas colectivamente como nucleones) y que determina casi toda su masa. Alrededor del núcleo se encuentran los electrones que ocupan diferentes orbitales con sus respectivas energías. La Tabla 3.1 muestra las propiedades de las partículas subatómicas. La carga positiva del núcleo (provista por los protones) coincide exactamente con la carga negativa de los electrones.

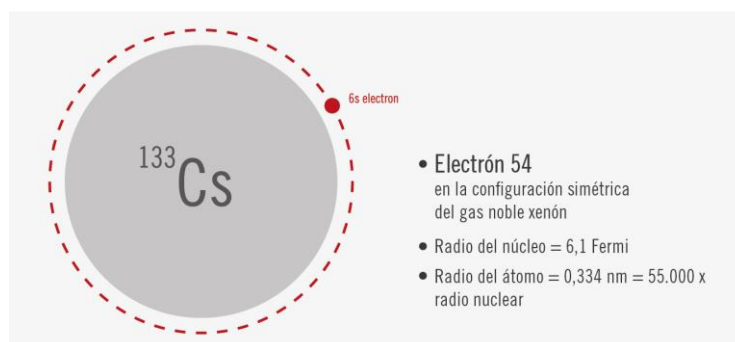
**Tabla 3.1. Propiedades de las partículas subatómicas**

Partícula	Símbolo	Carga <sup>a</sup>	Masa (kg)
electrón	e <sup>-</sup>	-1	9,109 x 10 <sup>-31</sup>
protón	p	+1	1,673 x 10 <sup>-27</sup>
neutrón	n	0	1,675 x 10 <sup>-27</sup>

<sup>a</sup> La carga del electrón y la del protón se expresan como múltiplos de 1,602 x 10<sup>-19</sup> C en el SI

Los electrones pueden “saltar” de un nivel energético a otro al absorber o liberar exactamente la cantidad adecuada de energía. Este proceso se denomina una transición. Los electrones absorben energía para moverse a un nivel de energía más alto (más lejos del núcleo), y liberan energía al moverse a un nivel de energía menor (más cercano al núcleo). La energía liberada o absorbida en estas transiciones toma la forma de radiación electromagnética (por ejemplo, luz visible, radiación infrarroja o ultravioleta). La misma cantidad de energía se libera cada vez que ocurre una transición idéntica, no importa dónde o cuántas veces se mide.

Como con todas las ondas, la radiación tiene una cierta frecuencia (es decir, presenta un cierto número de ondas completas en un segundo, similar a la forma en que un péndulo completa un cierto número de oscilaciones en un minuto) y esta frecuencia puede medirse. Así, un reloj puede basarse en la frecuencia de onda de la energía de transición de un electrón en un átomo, de manera similar a un reloj basado en el balanceo de un péndulo (NIST, 2014).



**Figura 3.1.** Ilustración descriptiva del átomo de cesio (Fermi = 1 x 10<sup>-15</sup> m)

El átomo de cesio define el segundo “s” en el Sistema Internacional (SI). El segundo es 9.192.631.770 períodos de la radiación electromagnética emitida o absorbida por la transición del

estado fundamental del átomo de cesio. Esto significa que un segundo es la cantidad de tiempo que le toma a la radiación de esta transición para realizar 9.192.631.770 ondas completas.

Como con todos los átomos, no importa dónde o cómo se mide, este número nunca cambiará, lo que significa que es un método mucho más confiable de cronometraje que el movimiento del sol en el cielo.

## Cantidades químicas

La autoridad reconocida universalmente como Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés), es una organización encargada, entre otras tareas, de desarrollar recomendaciones que sean uniformes, consistentes y claras, respecto de la nomenclatura y terminología a utilizar en el campo científico, así como de presentar la información de los valores de unidades y/o convenciones físicas particulares. Esta organización, define a la unidad de masa atómica (*uma*) como la doceava parte de la masa de un átomo de  $^{12}\text{C}$ , “carbono 12”. Entonces, la masa de un átomo de  $^{12}\text{C}$  es exactamente 12 *uma*. Esta cantidad no pertenece al Sistema Internacional de Medidas (SI) y es utilizada para expresar masas de partículas de tamaño atómico. Una *uma* es igual a  $1,66054 \times 10^{-24} \text{ g}$  ( $1,66054 \times 10^{-27} \text{ kg}$ ) (McNaught y Wilkinson, 1997). Así, se puede expresar la masa de un protón como 1,0073 *uma* y la del neutrón como 1,0087 *uma*.

Es posible que te preguntes qué significa el símbolo  $^{12}\text{C}$ , que acabamos de utilizar para definir la unidad de masa atómica. Para dar respuesta a esto, debemos avanzar en otros conceptos importantes relacionados con la estructura atómica; el **número atómico (Z)** y el **número másico (A)**. *El número atómico indica la cantidad de protones que tiene cada átomo de un elemento en su núcleo.* Este número debe coincidir con el número de electrones del átomo, que es neutro, para que la carga eléctrica neta sea igual a cero. *El número másico considera el número total de neutrones y protones que posee un átomo de un elemento y su nombre proviene de contemplar casi la totalidad de la masa de un átomo, contenida en el núcleo (de la tabla 3.1 se puede observar que la masa de los electrones es casi 2000 veces menor a la de los protones y neutrones).* Por lo tanto, la masa de los protones y de los neutrones de un elemento constituyen la masa atómica de un átomo de ese elemento.

El número de neutrones de un átomo de cualquier elemento puede calcularse haciendo la diferencia entre A y Z. La manera de simbolizar el número Z y A para un átomo de un elemento cualquiera X es la siguiente:



Existen especies atómicas de un mismo elemento que se diferencian entre sí a nivel subatómico por su número másico, es decir, poseen la misma cantidad de protones y electrones, pero diferente cantidad de neutrones en sus núcleos. Estas especies se denominan **isótopos**. Por ejemplo, los isótopos más comunes (es decir, los más abundantes en la tierra) del uranio son el

$^{235}_{92}\text{U}$  y el  $^{238}_{92}\text{U}$ . Si bien difieren en 3 neutrones por cada núcleo atómico, sólo el uranio con número másico igual a 235 posee las propiedades necesarias para ser aplicado en reactores nucleares. Algunos isótopos, como el  $^{60}_{27}\text{Co}$ , poseen propiedades que los hacen aptos para ser aplicados como combustibles en la industria nuclear, como agentes esterilizantes y para llevar adelante terapias contra el cáncer en el ámbito de la salud.

La masa atómica MA (también llamado peso atómico) de un elemento es un promedio ponderado de la masa atómica de todos los isótopos naturales de un elemento y su abundancia relativa. Este promedio se calcula como la sumatoria del producto de las masas atómicas (en uma) por la abundancia de cada uno de los isótopos. Por ejemplo, el cloro tiene 75,5% del isótopo  $^{35}_{17}\text{Cl}$  y 24,5% del isótopo  $^{37}_{17}\text{Cl}$ . Por lo tanto, la masa de un átomo de cloro se calcula con la fórmula:

$$MA \text{ Cl} = 0,755 \times 35 \text{ uma} + 0,245 \times 37 \text{ uma} = 35,49 \text{ uma}$$

Más adelante en este capítulo, veremos que la Tabla Periódica informa la **masa atómica relativa** (MAR) de los elementos. La masa atómica relativa MAR (también llamado peso atómico relativo, PAR) es un número que indica cuántas veces más pesado es el átomo de un elemento respecto de la uma. Así, las masas de todos los átomos de los diferentes elementos quedan expresadas en relación con la uma.

$$\frac{\text{masa de 1 átomo de hidrógeno}}{\text{masa de 1 uma}} = 1,00797$$

$$\frac{\text{masa de 1 átomo de oxígeno}}{\text{masa de 1 uma}} = 15,9994$$

Por lo tanto, debido a que la MAR es relativo a la unidad de masa atómica no tiene unidades.

**Ejercicio propuesto 3.1.** Completá el siguiente cuadro.

Símbolo	Número de protones	Número de electrones	Número de neutrones	Número atómico	Número másico
$^{23}_{11}\text{Na}$					
C	6		6		
Cl				17	35

La **masa molecular relativa** MMR (habitualmente llamado peso molecular relativo, PMR) de un compuesto es la masa que se obtiene al sumar las masas atómicas relativas MAR de cada uno de los elementos que lo componen multiplicado por la cantidad de los átomos presentes en su fórmula molecular.

Según se discutió en el capítulo 2, el número de Avogadro establece que hay  $6,022 \times 10^{23}$  átomos en 1 mol de un elemento. Entonces, a partir de ese número y la MAR es posible calcular la masa de 1 mol de átomos, denominada masa molar atómica o átomo-gramo. Veamos este cálculo para el átomo de oxígeno:

$$\frac{15,999 \text{ uma}}{1 \text{ átomo}} 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos} = 9,635 \times 10^{24} \text{ uma}$$

$$9,635 \times 10^{24} \text{ uma} \frac{1,66054 \times 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}} = 15,999 \text{ g}$$

La masa molar de 1 mol de los átomos de un elemento, coincide numéricamente con su MAR, solo que está expresada en gramos. Del mismo modo, la masa molar de un compuesto molecular es la masa de 1 mol de sus moléculas, lo que habitualmente se denomina molécula-gramo (ver ejercicio tipo 3.1.).

**Ejercicio tipo 3.1.** Calcúlala MMR y la masa molar del  $\text{HNO}_3$  si la MAR del oxígeno es 16, MAR(H) es 1 y MAR(N) es 14. ¿Cuál es la masa de una molécula de ese compuesto en uma y gramos?

**Resolución**

La MMR del ácido nítrico es la sumatoria de la MAR del hidrógeno, más la MAR del nitrógeno, más tres veces la MAR del oxígeno.

$$MMR (\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 3 \times 16 = 63$$

La masa molar es 63 g. La masa de 1 molécula del compuesto en unidades de masa atómica es 63 uma. Para calcular la masa de una molécula en gramos debemos recurrir a la equivalencia entre uma y gramos,

$$63 \text{ uma} \frac{1,66054 \times 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}} = 1,046 \times 10^{-22} \text{ g}$$

Alternativamente este cálculo puede realizarse considerando el número de Avogadro y la masa molar de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$\frac{63 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}} = 1,046 \times 10^{-22} \text{ g}$$

## El modelo de Niels Bohr para el átomo de hidrógeno

Niels Bohr propuso una teoría planetaria del átomo según la cual los electrones de un mismo átomo pueden ocupar órbitas distintas con valores de energía fijos diferentes y separadas de otras órbitas por “cuantos” o unidades fijas de energía. Se comprobó que esta teoría sólo describe y permite hacer predicciones sobre el comportamiento del átomo de hidrógeno y de átomos hidrogenoides (especies que poseen solo un electrón al igual que el átomo de hidrógeno). Los postulados de este modelo atómico son los siguientes:

- 1- *En un átomo, el electrón tiene ciertos estados de movimiento definidos y estacionarios, cada uno de estos estados tiene una energía fija y definida.*
- 2- *El electrón en un átomo gira alrededor del núcleo en órbitas circulares cuyos radios responden a la ecuación:*

$$r = \frac{n^2 a_0}{Z}$$

*Donde  $n$  representa el número de la órbita, llamado número cuántico principal,  $a_0$  es el radio de la primera órbita y  $Z$  es el número atómico.*

- 3- *El electrón en un átomo gira alrededor del núcleo en órbitas circulares que tienen energía fija y definida:*

$$E = -\frac{R_H Z^2}{n^2}$$

*Donde  $R_H$  representa la constante de Rydberg, cuyo valor es igual a  $2,8 \times 10^{-18}$  joules.*

- 4- *Cuando un electrón está en una órbita no irradia luz, pero si cambia de estado se emite o absorbe radiación cuya energía corresponde a la diferencia de energía entre los dos estados. Esta diferencia de energía puede calcularse según la siguiente ecuación:*

$$\Delta E = R_H Z^2 \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

*Donde  $\Delta E$  representa la diferencia de energía entre los estados electrónicos considerados,  $n_i$  y  $n_f$  son el número de la órbita desde y hacia dónde se produce el cambio de la posición del electrón, respectivamente, y representan el estado inicial y final del sistema.*

## Modelo atómico actual y orbitales atómicos

En esta sección abordaremos el estudio de la configuración electrónica del átomo como una forma de establecer relaciones entre elementos con comportamientos químicos similares. Estas similitudes dieron origen a la organización periódica de los elementos, que se estudiará en la sección siguiente.

El modelo atómico actualmente aceptado establece que la trayectoria y la posición exactas de un electrón en un momento determinado no pueden conocerse con precisión al mismo tiempo (*principio de incertidumbre de Heisenberg*); sin embargo, es posible conocer la probabilidad de que un electrón se encuentre en una cierta región alrededor del núcleo en un instante dado. Las regiones de alta probabilidad de encontrar electrones o de elevada *densidad electrónica* se denominan *orbitales*, y son muy diferentes de las órbitas descritas en el modelo de Bohr. El modelo moderno surge de reconocer la naturaleza ondulatoria del electrón y su comportamiento se describe en términos de ondas, a través de la denominada ecuación de onda o de Schrödinger, en honor a quien la propuso, Erwin Schrödinger (1887-1961).

Cada orbital tiene una *energía* y una *forma características*, y se describe a través de sus números cuánticos:  $n$ ,  $l$ , y  $m_l$ , que surgen de la resolución de la ecuación de onda. Existe un cuarto número cuántico,  $m_s$ , que completa la identificación unívoca de los electrones ubicados en los orbitales.

El *número cuántico principal*,  $n$ , toma valores enteros positivos (1, 2, 3...). Al aumentar  $n$ , el orbital se hace más grande y el electrón pasa más tiempo lejos del núcleo. Esto implica que el electrón tiene mayor energía y se encuentra menos atraído por el núcleo (su energía cinética se opone a la atracción nuclear).

El *número cuántico azimutal*,  $l$ , toma valores enteros entre 0 y  $n - 1$  para cada valor de  $n$ . Este número cuántico define la forma del orbital y se designa con una letra:  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$  (ver figuras 3.2, 3.3 y 3.4). Las figuras muestran la manera más simple de representar un orbital atómico, esto es, como una superficie límite que encierra las regiones más densas de la nube electrónica, dentro de la cual existe 90% de probabilidad de encontrar al electrón.

Todos los orbitales con un mismo  $n$  constituyen una *capa electrónica*. Los orbitales que comparten un mismo  $n$  y  $l$  constituyen un *subnivel* o *subcapa electrónica* (subcapa  $1s$ ,  $2p$ ,  $4d$ , etc.). La tabla 3.2 detalla los orbitales que forman una subcapa.

Tabla 3.2. Orbitales y subcapas electrónicas

Valor de $l$	Nombre del orbital	Geometría	N° de orbitales en la subcapa
0	$s$	Densidad electrónica esférica alrededor del núcleo A mayor $n$ , mayor radio de orbital $s$	1
1	$p$	La densidad electrónica se desarrolla en dos lóbulos opuestos alrededor del núcleo (forma de mancuerna) A mayor $n$ , mayor tamaño del orbital	3
2	$d$	Geometrías complejas	5
3	$f$	Geometrías complejas	7

La última columna de la tabla 3.2 indica la cantidad de orbitales que pueden existir en cada subcapa. Una subcapa  $1s$ ,  $2s$  o  $3s$  sólo contiene un orbital; mientras que una subcapa  $2p$ ,  $3p$  o  $5p$  contiene hasta 3 orbitales. Esta cantidad se determina para cada tipo de orbital a través del *número cuántico magnético*,  $m_l$ , que puede tomar valores enteros entre  $l$  y  $-l$ , incluyendo el cero. Este número cuántico describe la orientación del orbital en el espacio. Por ejemplo, los tres orbitales de una subcapa  $p$  se designan típicamente como  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ , para indicar su orientación en el plano cartesiano; se trata de tres orbitales con idéntica forma, tamaño y energía que difieren en su orientación espacial (ver figura 3.3).

Los orbitales se llenan con un máximo de dos electrones por orbital. Para describir cada uno de esos electrones de forma unívoca se introduce el *número cuántico magnético de espín*,  $m_s$ , que puede adoptar únicamente los valores  $+\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ . Este número cuántico, se puede visualizar de una manera simplificada como el sentido de giro de los electrones, bajo la hipótesis de que estas partículas subatómicas se comportan como pequeñas esferas que giran sobre su propio eje. Una carga en rotación produce un campo magnético. Los dos sentidos de espín opuestos producirían campos magnéticos con orientación opuesta. Sin embargo, cabe aclarar que el espín es un fenómeno puramente cuántico que no tiene analogía en mecánica clásica.

La tabla 3.3 muestra los valores de los números cuánticos, los orbitales y la máxima cantidad de electrones que pueden alojar para los tres primeros niveles cuánticos.

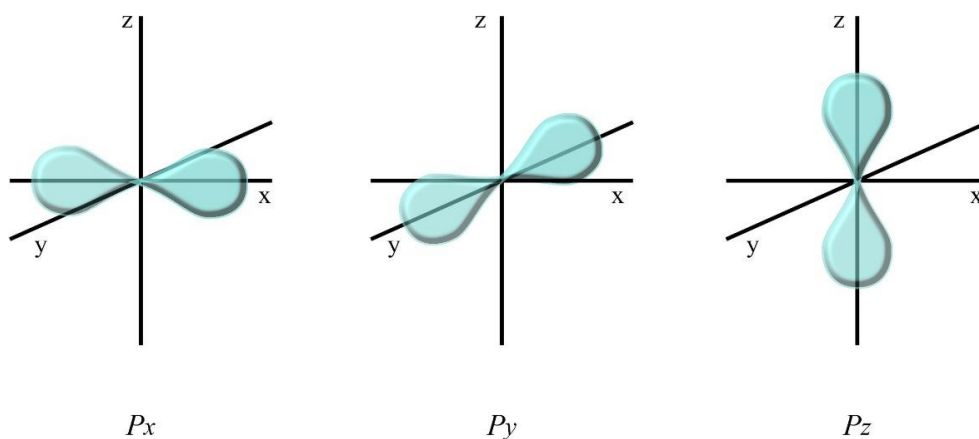


**Tabla 3.3. Números cuánticos, orbitales y cantidad máxima de electrones**

Números cuánticos				Orbitales	Cantidad electrones
n	l	m <sub>l</sub>	m <sub>s</sub>		
1	0	0	± ½	1s	2
2	0	0	± ½	2s	2
	1	-1,0,1	± ½	2p <sub>x</sub> , 2p <sub>y</sub> , 2p <sub>z</sub>	6
3	0	0	± ½	3s	2
	1	-1,0,1	± ½	3p <sub>x</sub> , 3p <sub>y</sub> , 3p <sub>z</sub>	6
	2	-2,1,0,1,2	± ½	3d <sub>xy</sub> , 3d <sub>yz</sub> , 3d <sub>xz</sub> , 3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> , 3d <sub>z<sup>2</sup></sub>	10

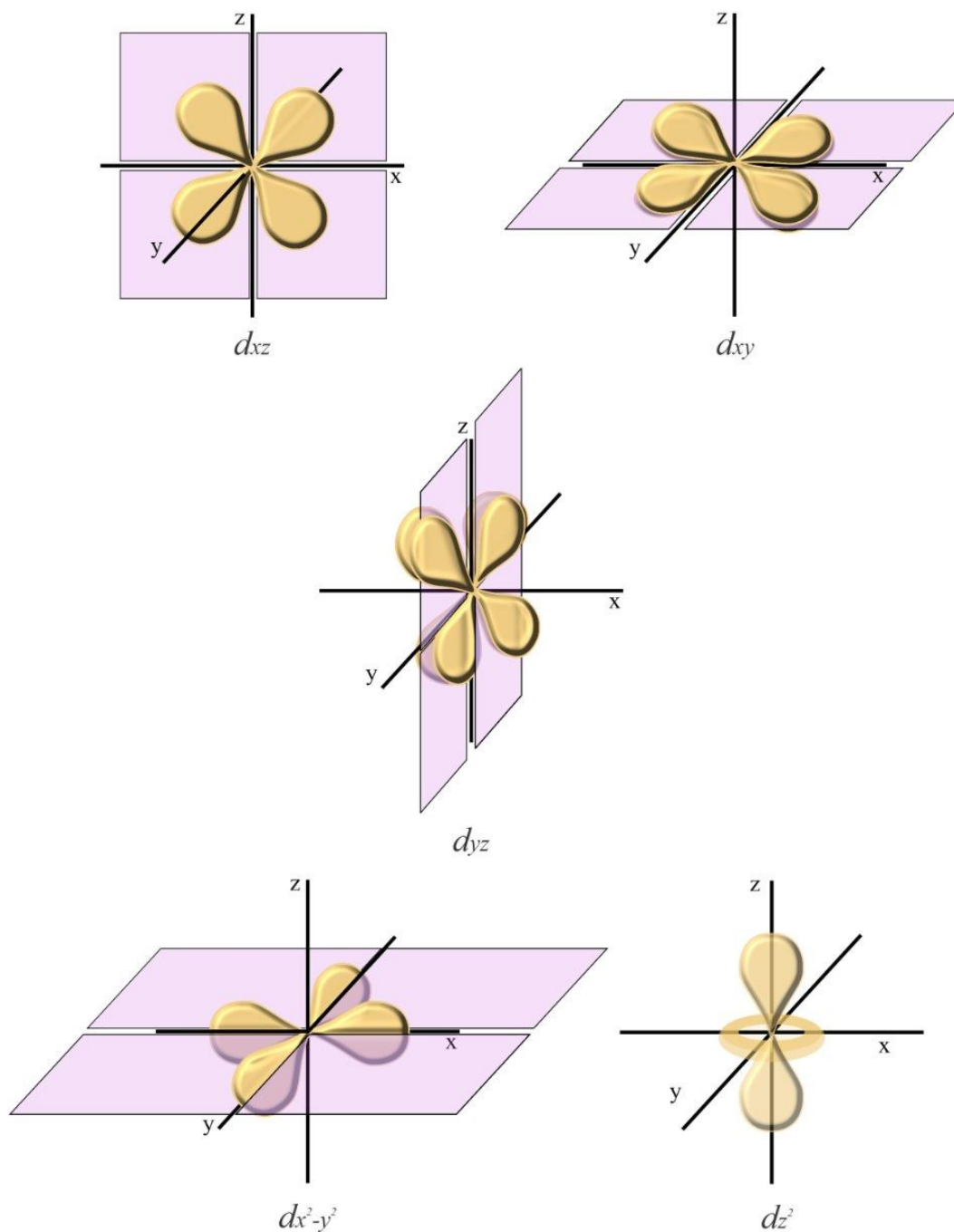


**Figura 3.2.** Los orbitales atómicos s de los niveles 1, 2 y 3 comparten una misma geometría, pero difieren en su tamaño y, en consecuencia, en su energía asociada.



**Figura 3.3.** Orbitales atómicos p<sub>x</sub>, p<sub>y</sub> y p<sub>z</sub> de un subnivel. Su geometría, tamaño y energía son idénticos; únicamente difieren en su orientación en el espacio.

En un átomo polielectrónico, para un valor dado de **n**, la energía de un orbital aumenta al incrementarse el valor de **l**:  $s < p < d < f$ . Por otro lado, todos los orbitales de una subcapa tienen la misma energía y por esto se denominan orbitales degenerados.



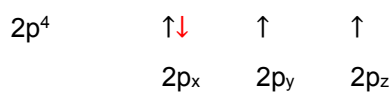
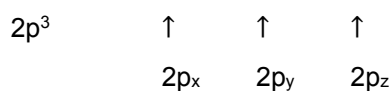
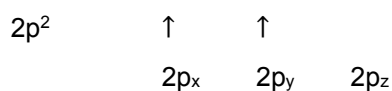
**Figura 3.4.** Los cinco orbitales atómicos  $d$  pertenecientes a un subnivel presentan geometrías complejas y diferentes entre sí, pero los electrones que ocupan estos orbitales poseen la misma energía.

### Configuración electrónica

La energía de los orbitales determina cómo se ubicarán los electrones dentro del átomo, ya que estos ocupan primero las capas y subcapas de menor energía (más atraídas por el núcleo) y a medida que estas se llenan, comienzan a ocupar los orbitales de mayor energía (más alejados del núcleo). La forma en que los electrones se distribuyen entre los diferentes orbitales de un átomo es su **configuración electrónica**.

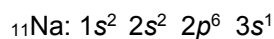
El máximo número de electrones que ocupan un orbital viene dado por un principio que gobierna la disposición de los electrones en átomos polielectrónicos conocido como el *principio de exclusión de Pauli*. Este principio establece que en un átomo *no puede haber dos electrones que tengan el mismo conjunto de cuatro números cuánticos,  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  y  $m_s$* . Para un determinado orbital, los valores de  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  están definidos; por lo tanto, para satisfacer el principio de exclusión, la única posibilidad es asignar distintos valores de espín a los electrones allí ubicados. Como  $m_s$  puede tomar sólo dos valores, el máximo número de electrones por orbital resulta ser 2.

La *regla de Hund* establece que cuando se llenan orbitales energéticamente equivalentes (degenerados) los electrones se ubican ocupando el máximo número de orbitales que estén vacíos y con el mismo valor de sus números cuánticos de espín. Esto es razonable, si consideramos que estas partículas subatómicas tienen la misma carga eléctrica; entonces podemos intuir que, para minimizar las repulsiones electrostáticas, será conveniente que se separen, ubicándose en orbitales de la misma energía que estén vacíos, antes que ubicarse en orbitales semillenos. Podemos ejemplificar esta regla llenando una subcapa 2p con 2, 3 y 4 electrones (representados con una flecha):

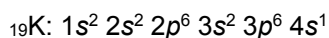
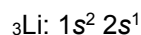


Notar que en el superíndice del orbital se indica la cantidad de electrones ubicados en cada subcapa. Las flechas rojas opuestas indican los sentidos opuestos de espín de cada electrón en el orbital. Observando el esquema, podemos confirmar que, como resultado de esta regla y para que cada sistema alcance su configuración electrónica energéticamente más estable, un átomo cualquiera tendrá la mayor cantidad de electrones no apareados (en orbitales semillenos) posible.

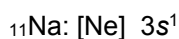
Estamos ahora en condiciones de establecer la configuración electrónica de los elementos. Comencemos por el sodio, Na, cuyo  $Z = 11$ . Esto implica que un átomo de sodio tendrá 11 protones en su núcleo y 11 electrones dispuestos en orbitales. De acuerdo con las reglas que estudiamos, la configuración del Na será:



Las subcapas *s* se llenan con un máximo de 2 electrones; las subcapas *p*, con 6 electrones; las subcapas *d*, con 10 electrones, de acuerdo con los números cuánticos  $m_l$  y  $m_s$  correspondientes a cada orbital según se observa en la Tabla 3.3. Ensayemos ahora las configuraciones electrónicas de otros metales alcalinos, litio y potasio:

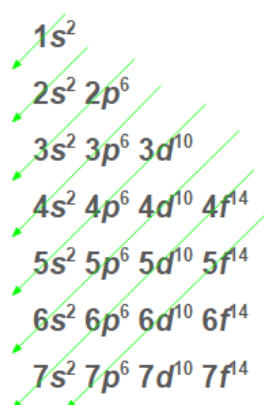


Las configuraciones electrónicas pueden escribirse de forma abreviada, considerando la configuración del gas noble inmediatamente anterior en la tabla periódica y desarrollando la configuración de los electrones que se agregan a partir de ese punto, conocida como configuración electrónica externa (CEE) del elemento. Los electrones de la capa externa se denominan **electrones de valencia** y, como veremos en el capítulo 5 son los responsables de las uniones entre los átomos que conducen a la formación de moléculas. Algunos ejemplos de configuración electrónica abreviada son:



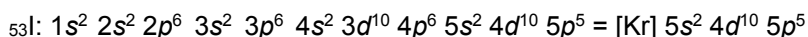
Al comparar estos metales, se observa una coincidencia entre sus CEE: la última subcapa está ocupada por 1 electrón y pertenece a un orbital *s*. Esta característica determina comportamientos químicos similares entre los elementos del *Grupo IA o 1 de la tabla periódica* ( $xs^1$ ) (ver figura 3.6). Notar que la cantidad de electrones de valencia (1 en estos casos) coincide con la denominación del grupo de la tabla periódica al que pertenecen los elementos (IA). Además, el último nivel electrónico principal ocupado indica el período de la tabla periódica al cual pertenece el elemento: Li al segundo período, Na al tercer período y K al cuarto período. Estas observaciones se repiten a lo largo y ancho de la tabla periódica, como estudiaremos en la próxima sección.

Para completar las configuraciones electrónicas de elementos con mayor cantidad de electrones, es conveniente guiarnos con el siguiente esquema:



**Figura 3.5.** Esquema de llenado de los orbitales con electrones en la configuración electrónica.

Así, la configuración electrónica del halógeno iodo será:



Al sumar los electrones ubicados en la última capa, subcapas 5s y 5p, se infiere que el iodo pertenece al Grupo VII A (o 17) y al quinto período. Te invitamos a comprobarlo en la Tabla periódica que se presenta en la próxima sección (ver Figura 3.6).

**Ejercicio propuesto 3.2.** Escribí las configuraciones electrónicas completas de las especies  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ ,  ${}^{12}_6\text{C}$ ,  ${}^{14}_6\text{C}$ ,  ${}^{25}_{12}\text{Mg}^{+2}$  (catión magnesio),  ${}^{32}_{16}\text{S}$ ,  ${}^{19}_9\text{F}^{-}$  (anión fluoruro).

## Tabla y propiedades periódicas de los elementos

Hacia comienzos del siglo XIX, eran conocidos alrededor de cincuenta y cinco elementos químicos diferentes. Estos elementos poseen propiedades que varían extensamente y, en principio, no parecía existir relación alguna entre ellos. Este hecho generó la necesidad y la inquietud entre los científicos de la época de encontrar propiedades comunes a los diferentes elementos, para poder asociar y generalizar los comportamientos que se evidenciaban experimentalmente. Ya en 1829, el químico Johan Wolfgang, de nacionalidad alemana, observó que un elemento como el bromo, descubierto tres años antes por otro científico, poseía ciertas propiedades (color, reactividad y masa atómica) que lo situaban en un orden lógico entre el cloro y el iodo.

Si bien a través de los años fueron propuestos otros ordenamientos de los elementos, como el de “La ley de las octavas” mencionado por John Alexander Reina Newlands (1837-1898), que contemplaba la clasificación de los elementos según su masa atómica creciente, o el propuesto por el químico alemán Julius Lothar Meyer (1830-1895), que consideraba el volumen atómico de los átomos, ninguna de estas formas de establecer relaciones y ordenar los elementos prosperó, debido a que tenían ciertas falencias. En el año 1869, el químico ruso Dimitri Ivanovich Mendeleiev (1834-1907) publicó su versión de la tabla periódica de los elementos. Esta tabla se fue completando gracias al aporte de otros científicos que trabajaban en el área y al desarrollo de tecnologías de observación y análisis, como el espectroscopio (Asimov y col., 2008).

La tabla periódica actual (Figura 3.6.) es una herramienta importante utilizada en muchas áreas científicas para organizar y recordar datos químicos. Permite establecer relaciones entre elementos y extrapolar propiedades; en dicha tabla, los elementos están ordenados según su número atómico (Z) creciente, es decir, cada elemento tiene un electrón y un protón más que el elemento que lo precede. Dentro de la tabla periódica existe un ordenamiento de los elementos en tres categorías mayores: metales, no metales, y metaloides. Los metales, al contrario de los no metales, se caracterizan por ser buenos conductores del calor y la electricidad. Los elementos denominados “metaloides” tienen propiedades intermedias entre los no metales y los metales.

Las columnas de la tabla periódica son conocidas como *grupos*; estos van desde el 1 al 18 (según la convención de la IUPAC) y los elementos que están contenidos en un mismo grupo suelen tener propiedades físicas y químicas similares. Una denominación más antigua, aunque todavía vigente, para los grupos de la tabla periódica es de I a VIII A, para los denominados elementos representativos, y de I a VIII B, para los elementos de transición (figura 3.6). Algunos elementos pertenecientes a un mismo grupo poseen una denominación particular. Este es el caso de los *metales alcalinos*, elementos comprendidos en el grupo 1 (IA); los *metales alcalinotérreos*, elementos del grupo 2 (IIA); los elementos del grupo 17 (VIIA) se conocen como *halógenos* y los elementos del grupo 18 (VIIIA) como *gases nobles*. Los elementos contenidos en los grupos que van desde el tres al once y los periodos desde el cuatro al siete se denominan *metales de transición*.

Las filas de la tabla periódica se denominan *periodos* (van desde el primero al séptimo) y el periodo al que pertenece cada elemento coincide con el nivel electrónico más externo ocupado en su estado fundamental. A medida que se avanza por un mismo periodo, la configuración electrónica de los elementos cambia agregando un electrón.

La tabla periódica actual muestra los elementos organizados en 7 periodos y 18 grupos. Los elementos están coloreados según su tipo: Metales (verde), Metaloides (púrpura) y No metales (azul). Se incluyen los Lantánidos y Actínidos en bloques separados. Cada elemento muestra su símbolo, nombre y número atómico. Se detallan los grupos (IA a VIIIA) y subgrupos (IUPAC, CAS). Se muestran también las masas atómicas relativas y los símbolos de los grupos.

Figura 3.6. Tabla periódica actual. Las filas representan los periodos y las columnas los grupos.

### Propiedades periódicas

Como se mencionó, la tabla periódica permite identificar en los diferentes elementos propiedades comunes que varían a lo largo de los periodos y los grupos. Estas propiedades se denominan **propiedades periódicas** y son:

- La carga nuclear efectiva
- El radio atómico
- El radio iónico
- La energía de ionización

- La afinidad electrónica
- La electronegatividad

La *carga nuclear efectiva* se simboliza habitualmente como  $Z_{ef}$  y representa la atracción neta que experimenta un electrón, que se encuentra en un nivel energético de un átomo en particular, debido a la carga positiva concentrada en el núcleo del mismo átomo. Esta atracción contempla tanto la interacción del electrón con el núcleo como un efecto de repulsión promedio que ejercen sobre él el resto de los electrones que conforman el átomo. La carga nuclear efectiva  $Z_{ef}$  que actúa sobre un electrón exterior de un átomo es la diferencia entre el número de protones del núcleo (número atómico  $Z$ ) y una constante,  $a$ , denominada constante de apantallamiento:  $Z_{ef} = Z - a$ . La constante de apantallamiento considera la densidad electrónica que se encuentra entre el núcleo y el electrón que se está analizando, que apantalla o “escuda” a éste de la carga nuclear. Los electrones internos producen un mayor apantallamiento que los electrones más externos.

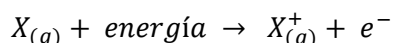
La  $Z_{ef}$  aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un período, como resultado del incremento del número de protones en el núcleo. Si bien el número de electrones aumenta en el mismo sentido a lo largo de un período, los electrones se agregan en las capas incompletas más externas, contribuyendo escasamente al apantallamiento de la carga nuclear ya provocada por los electrones internos. Así, a lo largo de un período, aumenta  $Z$  y  $a$  varía sólo ligeramente por lo que se observa un aumento en  $Z_{ef}$ . Al descender en un grupo, la carga nuclear efectiva sólo aumenta levemente, ya que, si bien  $Z$  aumenta,  $a$  también lo hace debido a que se incorporan nuevas capas de electrones internos, de manera que su diferencia ( $Z_{ef}$ ) no presenta grandes cambios.

El *radio atómico* se define como la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos cuando estos están unidos químicamente. Esta distancia, muchas veces también denominada “radio atómico de enlace” o “radio atómico covalente”, es levemente más corta que el radio atómico de un átomo aislado o de “no enlace”, también denominado radio de Van der Waals. Esta definición de radio atómico considera que los bordes o “límites” de los átomos generalmente son difusos y las nubes electrónicas pueden interpenetrarse. Es esperable que cuantas más capas electrónicas tenga un átomo, la probabilidad de hallar electrones más lejos del núcleo sea mayor. Por esta razón, cuando descendemos en un grupo de la tabla periódica (aumentamos la cantidad de capas electrónicas disponibles), los radios atómicos de los elementos también aumentan. Al movernos de izquierda a derecha en un período de la tabla, el radio atómico disminuye. Este efecto es producido por el aumento de la carga nuclear efectiva, que en consecuencia incrementa la atracción de los electrones hacia el núcleo. Si bien existe un aumento del número de electrones a lo largo de un período, como se explicó anteriormente, éstos se posicionan en capas externas parcialmente completas, con lo cual no habilitan nuevos orbitales y al ser externos no contribuyen considerablemente al apantallamiento de la carga nuclear.

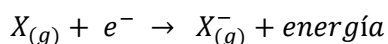
La generación de un catión involucra la pérdida de uno o más electrones de los orbitales más externos de un átomo metálico. Debido a que la formación de un catión desocupa los orbitales

más extendidos y también reduce las repulsiones electrón-electrón su radio se reduce respecto del radio atómico. En coherencia con este análisis, los aniones, que son átomos no metálicos que han ganado uno o más electrones y por lo tanto poseen carga negativa, tienen un radio iónico generalmente mayor que el radio atómico correspondiente, debido a la repulsión electrónica adicional generada por la inclusión de nuevos electrones en los orbitales.

La pérdida de uno o más electrones de un átomo no se produce de manera espontánea, sino que requiere de cierta energía, debido a que, en el átomo, los electrones se encuentran sometidos a un campo eléctrico que los mantiene “ligados” de alguna manera al núcleo. Para extraer un electrón del núcleo, es necesario aplicar cierta cantidad de energía que supere la atracción nuclear. La mínima energía necesaria para remover un electrón de un átomo aislado en estado gaseoso y generar un catión gaseoso se denomina *energía de ionización* y es una medida indirecta de qué tan fuertemente se encuentra unido el electrón al átomo. Por lo general, cuanto menos atraído esté el electrón por el núcleo, será necesaria menos energía para removerlo del átomo. Los átomos más grandes tienen energías de ionización más pequeñas, dado que sus electrones de capas más externas se encuentran menos atraídos, y por tanto esta propiedad periódica disminuye al descender en un grupo. Cuando se recorre un periodo de la tabla periódica de izquierda a derecha, la energía de ionización aumenta debido al incremento de la carga nuclear efectiva, que conduce a una mayor atracción de los electrones por el núcleo. La energía de ionización puede ser representada como la energía puesta en juego en la siguiente ecuación, donde X es un átomo de un elemento en estado gaseoso y X<sup>+</sup> el catión formado al extraerle un electrón:



Así como fue definida la energía de ionización, también es posible mencionar la variación de energía asociada a la adición de un electrón a un átomo gaseoso para formar un anión en el mismo estado. Esta variación de energía es representada por la *afinidad electrónica* y refleja la tendencia de los átomos a ganar electrones para formar un anión. Los elementos que poseen elevada afinidad electrónica liberarán energía en el proceso. De forma esquemática se puede representar la afinidad electrónica como el proceso donde un átomo X de un elemento en estado gaseoso genera un anión X<sup>-</sup> por ganancia de un electrón:



Dado que los aniones de muchos elementos son químicamente inestables, la afinidad electrónica es difícil de medir experimentalmente. Sin embargo, existen tendencias a lo largo de la tabla periódica que permiten relacionar a los elementos. Por ejemplo, los halógenos liberan energía cuando adquieren electrones, debido a su afinidad por estos para producir haluros. Los gases nobles tienen baja tendencia a ganar electrones, lo cual está de acuerdo con su baja reactividad.



Mientras que la afinidad electrónica no varía considerablemente en un grupo, este parámetro aumenta considerablemente de izquierda a derecha en un periodo: desde valores muy pequeños, para metales alcalinos y alcalinotérreos, hasta alcanzar magnitudes importantes (muy negativas, gran afinidad) para los halógenos, que al captar un electrón adquieren la configuración electrónica del gas noble más cercano (configuración muy estable).

La *electronegatividad* se define como la capacidad que tiene un átomo para atraer los electrones hacia sí, cuando está formando un enlace con otro átomo. Dado que la definición no considera la electronegatividad de un átomo aislado, es un concepto relativo que sólo puede evaluarse respecto de otros elementos. Así, elementos con mayor electronegatividad tendrán mayor tendencia a atraer los electrones cuando forman un enlace. Esta propiedad está íntimamente relacionada con la afinidad electrónica y con la energía de ionización, ya que aquellos elementos que tienen gran afinidad electrónica y alta energía de ionización presentarán valores de electronegatividad elevados. Si bien pareciera que los conceptos de electronegatividad y afinidad electrónica son equivalentes, ya que ambos indican la tendencia de un átomo a atraer electrones, uno se refiere a la tendencia de un átomo aislado para captar un electrón adicional y puede ser medida experimentalmente (afinidad electrónica), mientras que el otro (la electronegatividad) es una medida relativa de la capacidad de un átomo de atraer los electrones cuando forma parte de un enlace. Al igual que la energía de ionización y la afinidad electrónica, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un periodo y disminuye al descender en un grupo. Sin embargo, los metales de transición presentan algunas irregularidades a estas tendencias.

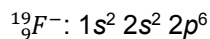
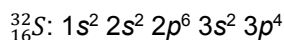
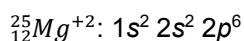
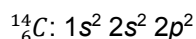
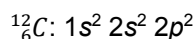
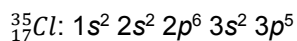
**Ejercicio propuesto 3.4.** Ordená en forma creciente (de menor a mayor) las energías de ionización de las siguientes especies: i) Ba, H, Ge; iii)  $\text{Co}^{2+}$ , Co,  $\text{Co}^+$ ; iii) S,  $\text{S}^{2-}$

**Ejercicio propuesto 3.3.** Ordená en forma creciente (de menor a mayor) los radios las siguientes especies: i) O, Si, Be, F; iii)  $\text{Fe}^{3+}$ , Fe,  $\text{Fe}^{2+}$ ; iii) Li, K, P, Pb; iv) Cl,  $\text{Cl}^-$

## Respuestas de los ejercicios propuestos

### Ejercicio propuesto 3.1.

Símbolo	Número de protones	Número de electrones	Número de neutrones	Número atómico	Número másico
$^{23}_{11}\text{Na}$	11	11	12	11	23
C	6	6	6	6	12
Cl	17	17	18	17	35

**Ejercicio propuesto 3.2.****Ejercicio propuesto 3.3.**

- i)  $\text{F} < \text{O} < \text{Be} < \text{Si}$
- ii)  $\text{Fe}^{+3} < \text{Fe}^{+2} < \text{Fe}$
- iii)  $\text{Li} < \text{P} < \text{K} < \text{Pb}$
- iv)  $\text{Cl} < \text{Cl}^{-}$

**Ejercicio propuesto 3.4.**

- i)  $\text{Ba} < \text{Ge} < \text{H}$
- ii)  $\text{Co} < \text{Co}^{+} < \text{Co}^{+2}$
- iii)  $\text{S}^{2-} < \text{S}$

**Referencias**

- Asimov, I., Cruz, A., Villena, M. I. (2008). *Breve historia de la química: Introducción a las ideas y conceptos de la química*. Alianza.
- Garriga, C., Neolcyt, G. (2008). Notas sobre la historia de la voz del átomo. *Revista de investigación lingüística*, 11(1), p. 30.
- McNaught, A. D., & Wilkinson, A. (1997). *International Union of Pure and Applied Chemistry* (Vol. 1669). Oxford: Blackwell Science. <http://www.old.iupac.org/publications/books/author/mcnaught.html>
- NIST launches a new U.S. time standard: NIST-F2 atomic clock (2014). Recuperado de <https://www.nist.gov/news-events/news/2014/04/nist-launches-new-us-time-standard-nist-f2-atomic-clock>