

**PROPÓSITO:**

Relacionar la constitución interna de los átomos con sus propiedades periódicas para comprender la capacidad de los átomos de formar compuestos químicos.

**MOTIVACIÓN:**

Cuando vemos que los diamantes son transparentes y duros, que la sal de mesa es quebradiza y se disuelve en agua, que el oro conduce la electricidad y puede trabajarse para formar láminas delgadas y que la nitroglicerina es explosiva, estamos haciendo observaciones en el mundo macroscópico, el mundo de nuestros sentidos. En química buscamos entender y explicar estas propiedades en el mundo sub-microscópico, el mundo de los átomos y las moléculas.

La diversidad del comportamiento químico es el resultado de la existencia de apenas unos 100 elementos y, por tanto, de sólo 100 clases de átomos. En cierto sentido, los átomos son como las 27 letras del alfabeto, que se unen en diferentes combinaciones para formar la infinita cantidad de palabras de nuestro idioma. Pero, ¿cómo se combinan los átomos? ¿Qué reglas gobiernan las formas en que pueden combinarse? ¿Qué relación hay entre las propiedades de una sustancia y las clases de átomos que contiene? A propósito, ¿qué aspecto tiene un átomo y qué hace a los átomos de un elemento diferentes de los de otro?

La perspectiva submicroscópica de la materia es la base para entender por qué los elementos y los compuestos reaccionan como lo hacen y por qué exhiben propiedades físicas y químicas específicas. La presente guía se inicia con la visión moderna de los átomos y cómo están constituidos; a fin de entender sus propiedades periódicas y su tendencia a interactuar con otros átomos para formar compuestos.

**EXPLICACIÓN:**

## 2.3 La visión moderna de la estructura atómica

Desde la época de Rutherford, los físicos han aprendido mucho acerca de la composición detallada de los núcleos atómicos. En el curso de estos descubrimientos, la lista de partículas que constituyen los núcleos se ha incrementado y continúa creciendo. Como químicos, podemos adoptar una visión muy sencilla del átomo porque sólo tres partículas subatómicas —el **protón**, el **neutrón** y el **electrón**— afectan el comportamiento químico.

La carga de un electrón es  $-1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$ , y la de un protón,  $+1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$ . La cantidad  $1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$  se denomina **carga electrónica**. Por comodidad, las cargas de las partículas atómicas y subatómicas suelen expresarse como múltiplos de esta carga, y no en coulombs. Así pues, la carga del electrón es  $1-$ , y la del protón,  $1+$ . Los neutrones no están cargados; es decir, son eléctricamente neutros (de ahí su nombre). *Los átomos tienen números iguales de protones y de electrones, así que no tienen carga eléctrica neta.*

Los protones y los neutrones residen juntos en el núcleo del átomo que, como propuso Rutherford, es extremadamente pequeño. Prácticamente todo el volumen de un átomo es el espacio en el que residen los electrones. Los electrones son atraídos hacia los protones del núcleo por la fuerza que existe entre partículas con carga eléctrica opuesta. En capítulos posteriores veremos que la intensidad de las fuerzas de atracción entre los electrones y los núcleos puede explicar muchas de las diferencias entre los distintos elementos.

Las masas de los átomos son extremadamente pequeñas. Por ejemplo, la masa del átomo más pesado que se conoce es del orden de  $4 \times 10^{-22}$  g. Dado que sería engorroso tener que expresar continuamente masas tan pequeñas en gramos, preferimos usar una unidad llamada **unidad de masa atómica**, o uma.\* Una uma es igual a  $1.66054 \times 10^{-24}$  g. Las masas del protón y del neutrón son casi iguales, y ambas son mucho mayores que la del electrón. Un protón tiene una masa de 1.0073 uma, un neutrón, de 1.0087 uma, y un electrón, de  $5.486 \times 10^{-4}$  uma. Necesitaríamos 1836 electrones para igualar la masa de un protón, así que el núcleo contiene casi toda la masa del átomo. En la tabla 2.1 ▼ se resumen las cargas y masas de las partículas subatómicas. Hablaremos más acerca de las masas atómicas en la Sección 2.4.

Los átomos también son extremadamente pequeños; en su mayor parte tienen diámetros de entre  $1 \times 10^{-10}$  m y  $5 \times 10^{-10}$  m, es decir, entre 100 y 500 pm. Una unidad de longitud cómoda, aunque no del SI, que se emplea para expresar dimensiones atómicas es el **angstrom** (Å). Un angstrom es igual a  $10^{-10}$  m. Por tanto, los átomos tienen diámetros del orden de 1–5 Å. El diámetro de un átomo de cloro, por ejemplo, es de 200 pm, o sea, 2 Å. Es común utilizar tanto picómetros como angstroms para expresar las dimensiones de los átomos y las moléculas.

**TABLA 2.1 Comparación del protón, el neutrón y el electrón**

Partícula	Carga	Masa (uma)
Protón	Positiva (1+)	1.0073
Neutrón	Ninguna (neutro)	1.0087
Electrón	Negativa (1-)	$5.486 \times 10^{-4}$

Partículas subatómicas



## Isótopos, números atómicos y números de masa

¿Qué hace que un átomo de un elemento sea diferente de un átomo de otro elemento? *Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de protones en el núcleo.* Pero el número específico de protones es diferente para cada distinto elemento. Además, dado que un átomo no tiene carga eléctrica neta, el número de electrones que contiene debe ser igual al número de protones. Por ejemplo, todos los átomos del elemento carbono tienen seis protones y seis electrones. La mayor parte de los átomos de carbono también tiene seis neutrones, aunque algunos tienen más y otros tienen menos.

Los átomos de un elemento dado que difieren en el número de neutrones, y por tanto en su masa, se llaman **isótopos**. El símbolo  $^{12}_6\text{C}$  o simplemente  $^{12}\text{C}$  (léase "carbono doce", carbono-12) representa el átomo de carbono que tiene seis protones y seis neutrones. El número de protones, que se denomina **número atómico**, se indica con el subíndice. El número atómico de cada elemento se da junto con el nombre y el símbolo del elemento en el interior de la portada de este libro. Puesto que todos los átomos de un elemento dado tienen el mismo número atómico, el subíndice es redundante y suele omitirse. El superíndice indica el **número de masa**, y es el número total de protones más neutrones en el átomo. Por ejemplo, algunos átomos de carbono contienen seis protones y ocho neutrones, y por tanto se representan como  $^{14}\text{C}$  (léase "carbono catorce"). En la tabla 2.2 ▼ se presentan varios isótopos del carbono.

En general, sólo usaremos la notación con subíndices y superíndices cuando nos estemos refiriendo a un isótopo en particular de un elemento. Un átomo de un isótopo específico es un **núclido**. Así, nos referiremos a un átomo de  $^{14}\text{C}$  como un núclido de  $^{14}\text{C}$ .

Todos los átomos se componen de protones, neutrones y electrones. Puesto que estas partículas son las mismas en todos los átomos, la diferencia entre átomos de distintos elementos (oro y oxígeno, por ejemplo) se debe exclusivamente a la diferencia en el número de partículas subatómicas contenidas en cada átomo. Por tanto, podemos considerar a un átomo como la muestra más pequeña de un elemento, porque si lo dividimos en partículas subatómicas destruimos su identidad.

### EJERCICIO TIPO 2.2

¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en un átomo de  $^{197}\text{Au}$ ?

**Solución** El superíndice 197 es el número de masa, la suma de los números de protones y de neutrones. Según la lista de elementos que se da en el interior de la portada de este texto, el oro tiene número atómico de 79. Por tanto, un átomo de  $^{197}\text{Au}$  tiene 79 protones, 79 electrones y  $197 - 79 = 118$  neutrones.

### EJERCICIO DE APLICACIÓN

¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en un átomo de  $^{138}\text{Ba}$ ?

**Respuesta:** 56 protones, 56 electrones y 82 neutrones.

TABLA 2.2 Algunos de los isótopos del carbono<sup>a</sup>

Símbolo	Número de protones	Número de electrones	Número de neutrones
<sup>11</sup> C	6	6	5
<sup>12</sup> C	6	6	6
<sup>13</sup> C	6	6	7
<sup>14</sup> C	6	6	8

<sup>a</sup> Casi 99% del carbono que existe en la naturaleza consiste en <sup>12</sup>C.

## Isotopos y abundancia

### Masa atómica promedio

La mayor parte de los elementos se dan en la naturaleza como mezclas de isótopos. Podemos determinar la *masa atómica promedio* de un elemento a partir de las masas de sus diversos isótopos y de sus abundancias relativas. Por ejemplo, el carbono natural se compone de un 98.93% de <sup>12</sup>C y de 1.07% de <sup>13</sup>C. Las masas de estos núclidos son 12 uma (exactamente) y 13.00335 uma, respectivamente. Calculamos la masa atómica promedio del carbono a partir de la abundancia fraccionaria de cada isótopo y la masa de ese isótopo:

$$(0.9893)(12 \text{ amu}) + (0.0107)(13.00335 \text{ amu}) = 12.01 \text{ uma}$$

La masa atómica promedio de cada elemento (expresada en uma) también se denomina **peso atómico**. A pesar de que el término *masa atómica promedio* es más correcto, y a menudo se usa el término más sencillo de *masa atómica*, el uso del término *peso atómico* es lo más común. Los pesos atómicos de los elementos se dan tanto en la tabla periódica como en la tabla de elementos, que se encuentran en el interior de la portada de este texto.



**EJERCICIO TIPO 2.4**

En la naturaleza el cloro se encuentra 75.78% como  $^{35}\text{Cl}$ , el cual tiene una masa atómica de 34.969 uma, y 24.22% como  $^{37}\text{Cl}$ , que tiene una masa atómica de 36.966 uma. Calcule la masa atómica promedio (es decir, el peso atómico) del cloro.

**Solución** La masa atómica media se obtiene multiplicando la abundancia de cada isótopo por su masa atómica y sumando los productos. Puesto que 75.78% = 0.7578 y 24.22% es 0.2422, tenemos

$$\begin{aligned}\text{Masa atómica promedio} &= (0.7578)(34.969 \text{ uma}) + (0.2422)(36.966 \text{ uma}) \\ &= 26.50 \text{ uma} + 8.953 \text{ uma} \\ &= 35.45 \text{ uma}\end{aligned}$$

Esta respuesta es razonable. La masa atómica media del Cl queda entre las masas de los dos isótopos y está más cerca del valor para  $^{35}\text{Cl}$ , que es el isótopo más abundante.

**EJERCICIO DE APLICACIÓN**

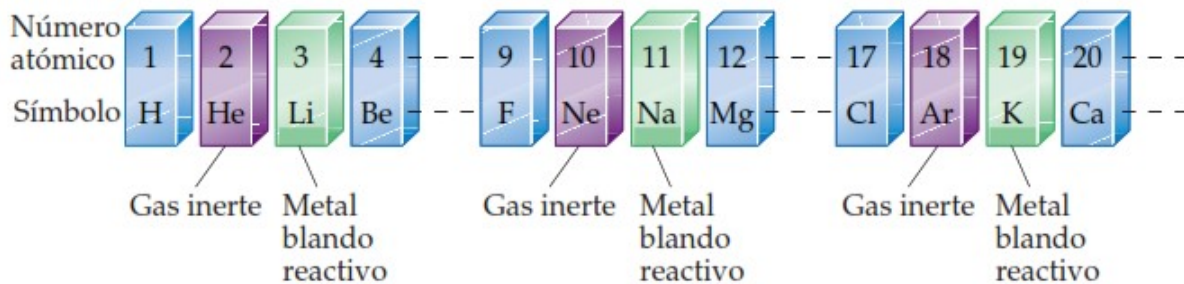
Existen tres isótopos del silicio en la naturaleza:  $^{28}\text{Si}$  (92.23%), que tiene una masa de 27.97693 uma;  $^{29}\text{Si}$  (4.68%) que tiene una masa de 28.97649 uma; y  $^{30}\text{Si}$  (3.09%), que tiene una masa de 29.97377 uma. Calcule el peso atómico del silicio.

**Respuesta:** 28.09 uma

## 2.5 La tabla periódica

La teoría atómica de Dalton preparó el camino para un crecimiento vigoroso de la experimentación química durante la primera mitad del siglo XIX. Al crecer el volumen de observaciones químicas y expandirse la lista de elementos conocidos, se hicieron intentos por detectar regularidades en el comportamiento químico. Estas labores culminaron en el desarrollo de la tabla periódica en 1869. Tendremos mucho que decir acerca de la tabla periódica en capítulos posteriores, pero es tan importante y útil que conviene que el lector se familiarice con ella ahora. Pronto se dará cuenta de que *la tabla periódica es la herramienta más importante que los químicos usan para organizar y recordar datos químicos.*

Muchos elementos tienen notables similitudes entre sí. Por ejemplo, el litio (Li), el sodio (Na) y el potasio (K) son metales blandos muy reactivos. Los elementos helio (He), neón (Ne) y argón (Ar) son gases muy poco reactivos. Si disponemos los elementos en orden de número atómico creciente, vemos que sus propiedades químicas y físicas exhiben un patrón repetitivo, o periódico. Por ejemplo, cada uno de los metales blandos y reactivos —litio, sodio y potasio— siguen inmediatamente después de los gases no reactivos —helio, neón y argón— como se muestra en la figura 2.15 ▼. La disposición de los elementos en orden de número atómico creciente, colocando en columnas verticales los elementos que tienen



▲ **Figura 2.15** El ordenamiento de los elementos por número atómico ilustra el patrón periódico (repetitivo) de propiedades que es la base de la tabla periódica.

1A 1 1 H	2A 2 2 He											3A 13 5 B	4A 14 6 C	5A 15 7 N	6A 16 8 O	7A 17 9 F	8A 18 10 Ne
3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
11 Na	12 Mg	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8 9 10			1B 11	2B 12	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg			114			116
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112						

Metales	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
Metaloides	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No
No metales														

▲ **Figura 2.16** Tabla periódica de los elementos en la que se aprecia la división de los elementos en metales, metaloides y no metales.

Ejercicios con el CD-ROM  
Tabla periódica  
(Periodic Table)



propiedades similares, se conoce como **tabla periódica**. La tabla periódica se muestra en la figura 2.16 ▲ y también en el interior de la portada del texto. Para cada elemento de la tabla, se da el número atómico y el símbolo atómico, y muchas veces se da también el peso atómico (masa atómica promedio), como en esta casilla representativa para el potasio:

19	←	número atómico
K	←	símbolo atómico
39.0983	←	peso atómico

A veces observamos pequeñas variaciones en las tablas periódicas de un libro a otro o entre las que están en las aulas y las de los textos. Éstas son sólo cuestiones de estilo o de la cantidad de información que se incluye, pero no hay diferencias fundamentales.

Las columnas de la tabla periódica se conocen como **grupo**. La designación de los grupos es un tanto arbitraria, y se usan comúnmente tres esquemas distintos de designación; dos de ellos se muestran en la figura 2.16. El conjunto superior de rótulos, que tienen designaciones A y B, se utiliza ampliamente en Estados Unidos. Es común usar números romanos en lugar de arábigos en este esquema. Por ejemplo, el grupo 7A también suele designarse VIIA. Los europeos utilizan una convención similar que numera las columnas de la 1A a la 8A y luego de la 1B a la 8B, asignando así el rótulo 7B (o VIIB) en lugar de 7A al grupo encabezado por el flúor (F). En un esfuerzo por eliminar esta confusión, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés) ha propuesto una convención que numera los grupos desde el 1 hasta el 18 sin designaciones A o B, como se muestra en la parte inferior de la numeración de la parte superior de la tabla de la figura 2.16. En este texto usaremos la convención norteamericana tradicional.



▲ **Figura 2.17** Algunos ejemplos conocidos de metales y no metales. Los no metales (abajo a la izquierda) son azufre (polvo amarillo), yodo (cristales oscuros y brillantes), bromo (líquido marrón rojizo y como vapor en la ampolla de vidrio) y tres muestras de carbono (polvo negro de carbón, diamantes y grafito en la mina de lápiz). Los metales están en forma de una llave de tuerca de aluminio, una tubería de cobre, municiones de plomo, monedas de plata y pepitas de oro.

Los elementos que pertenecen al mismo grupo suelen exhibir ciertas similitudes en sus propiedades físicas y químicas. Por ejemplo, los “metales de acuñación” —cobre (Cu), plata (Ag) y oro (Au)— pertenecen al grupo 1B. Como su nombre sugiere, los metales de acuñación se emplean en todo el mundo para hacer monedas. Muchos otros grupos de la tabla periódica tienen nombres, como se muestra en la tabla 2.3 ▲.

En los capítulos 6 y 7 veremos que los elementos de un grupo de la tabla periódica presentan propiedades similares porque tienen el mismo tipo de disposición de los electrones en la periferia de sus átomos. Sin embargo, no necesitamos esperar hasta entonces para sacar provecho de la tabla periódica; después de todo, ¡la tabla fue inventada por químicos que nada sabían acerca de los electrones! Podemos utilizar la tabla, como hicieron ellos, para correlacionar los comportamientos de los elementos y ayudarnos a recordar muchos hechos. Sin duda el lector encontrará útil consultar con frecuencia la tabla periódica mientras estudia el resto del capítulo.

Todos los elementos del lado izquierdo y la parte media de la tabla (con excepción del hidrógeno) son **elementos metálicos**, o metales. La mayor parte de los elementos son metálicos. Los metales tienen muchas propiedades características en común, como lustre y elevada conductividad eléctrica y térmica. Todos los metales, con excepción del mercurio (Hg), son sólidos a la temperatura ambiente. Los metales están separados de los **elementos no metálicos** por una línea diagonal escalonada que va del boro (B) al astato (At), como se aprecia en la figura 2.16. El hidrógeno, a pesar de estar en el lado izquierdo de la tabla periódica, es un no metal. A temperatura ambiente, algunos de los no metales son gaseosos, otros son líquidos y otros más son sólidos. En general, los no metales difieren de los metales en su apariencia (Figura 2.17 ◀) y en otras propiedades físicas. Muchos de los elementos que están junto a la línea que separa los metales de los no metales, como el antimonio (Sb), tienen propiedades intermedias entre las de los metales y los no metales. Solemos llamar **metaloideos** a tales elementos.



TABLA 2.3 Nombres de algunos de los grupos de la tabla periódica

Grupo	Nombre	Elementos
1A	Metales alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2A	Metales alcalinotérreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
6A	Calcógenos	O, S, Se, Te, Po
7A	Halógenos	F, Cl, Br, I, At
8A	Gases nobles (o gases raros)	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

**EJERCICIO TIPO 2.5**

¿Cuál par de los siguientes elementos esperaría usted que exhibieran la mayor similitud en sus propiedades químicas y físicas: B, Ca, F, He, Mg, P?

**Solución** Los elementos que están en el mismo grupo de la tabla periódica tienen mayor probabilidad de exhibir propiedades químicas y físicas similares. Por tanto, cabe esperar que el Ca y el Mg sean los más parecidos porque están en el mismo grupo (grupo 2A, el de los metales alcalinotérreos).

**EJERCICIO DE APLICACIÓN**

Localice el sodio (Na) y el bromo (Br) en la tabla periódica. Dé el número atómico de cada uno e indique si se trata de un metal, un metaloide o un no metal.

**Respuesta:** Na, con número atómico 11, es un metal; Br, con número atómico 35, es un no metal.

Realice una síntesis o resumen en su cuaderno con los conceptos e ideas más importantes de lo explicado en esta sección.

**EJERCICIOS:**

1. A partir de lo expuesto en la sección 2.3 sobre la visión moderna de la estructura atómica, resuelva las siguientes ejercicios, escribiendo título y el enunciado de cada ejercicio:

**2.13** Conteste estas preguntas sin consultar la tabla 2.1:

(a) ¿Qué partículas subatómicas principales constituyen el átomo? (b) ¿Qué carga, en unidades de carga electrónica, tiene cada una de las partículas? (c) ¿Cuál de las partículas tiene mayor masa? ¿Cuál tiene la menor masa?

**2.14** Determine si son ciertas o falsas estas afirmaciones; si alguna es falsa, corríjala de modo que sea verdad: (a) el núcleo tiene la mayor parte de la masa y ocupa la mayor parte del volumen de un átomo; (b) todos los átomos de un elemento dado tienen el mismo número de protones; (c) el número de electrones de un átomo es igual al número de neutrones de ese átomo; (d) los protones del núcleo del átomo de helio se mantienen unidos por una fuerza llamada fuerza nuclear fuerte.

2. Teniendo en cuenta el video sobre partículas subatómicas y el ejercicio Tipo 2.2, resuelva los



ejercicios 2.15, 2.16 y 2.18:

- 2.15** ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en los siguientes átomos (a)  $^{28}\text{Si}$ ; (b)  $^{60}\text{Ni}$ ; (c)  $^{85}\text{Rb}$ ; (d)  $^{128}\text{Xe}$ ; (e)  $^{195}\text{Pt}$ ; (f)  $^{238}\text{U}$ ?
- 2.16** Todos los núclidos siguientes se emplean en medicina. Indique el número de protones y neutrones que tiene cada núclido: (a) fósforo 32; (b) cromo 51; (c) cobalto 60; (d) tecnecio 99; (e) yodo 131; (f) talio 201.
- 2.18** Llene los huecos de la siguiente tabla, suponiendo que cada columna representa un átomo neutro:

Símbolo	$^{121}\text{Sb}$				
Protones		38			94
Neutrones		50	108		
Electrones			74	57	
Núm. masa				139	239

3. Conociendo la masa relativa de cada uno de los isótopos de un elemento y su porcentaje de abundancia, es posible calcular la masa atómica promedio del elemento, resuelva los ejercicios 2.23 y 2.24:

- 2.23** El plomo elemental (Pb) consta de cuatro isótopos naturales cuyas masas son 203.97302, 205.97444, 206.97587 y 207.97663 uma. Las abundancias relativas de estos cuatro isótopos son 1.4, 24.1, 22.1 y 52.4%, respectivamente. Calcule la masa atómica promedio del plomo.
- 2.24** Sólo hay dos isótopos de cobre en la naturaleza,  $^{63}\text{Cu}$  (masa = 62.9296 uma; abundancia 69.17%) y  $^{65}\text{Cu}$  (masa = 64.9278 uma; abundancia 30.83%). Calcule el peso atómico (masa atómica media) del cobre.

4. Con ayuda de la tabla periódica y a partir de la sección 2.5 sobre la Tabla Periódica, resuelva los ejercicios 2.29 y 2.30:

#### La tabla periódica; moléculas y iones

- 2.29** Para cada uno de los elementos siguientes, escriba su símbolo químico, localícelo en la tabla periódica, e indique si es un metal, un metaloide o un no metal: (a) plata; (b) helio; (c) fósforo; (d) cadmio; (e) calcio; (f) bromo; (g) arsénico.
- 2.30** Localice cada uno de los siguientes elementos en la tabla periódica; indique si es un metal, un metaloide o un no metal; y dé el nombre del elemento: (a) Li; (b) Sc; (c) Ge; (d) Yb; (e) Mn; (f) Au; (g) Te.

5. Construya el diagrama de distribución electrónica o notación espectral y a partir de este, escriba la distribución electrónica para cada uno de los elementos indicados el ejercicio 2.31 y resuélvalo:

**2.31** Para cada uno de los elementos siguientes, escriba su símbolo químico, determine el nombre del grupo al que pertenece (Tabla 2.3) e indique si se trata de un metal, un metaloide o un no metal: **(a)** potasio; **(b)** yodo; **(c)** magnesio; **(d)** argón; **(e)** azufre.

### **EVALUACIÓN:**

La evaluación de esta guía está conformada por dos partes:

1. Entrega de la totalidad de los ejercicios propuestos siguiendo las indicaciones dadas
2. Presentación de sustentación oral sobre los siguientes temas:
  - Conceptos básicos: átomo, número atómico (Z), número de masa (A), isótopo, ión
  - Características básicas de las partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones
  - Operaciones con partículas subatómicas
  - Modelo actual del átomo
  - Interpretación de distribuciones electrónicas
  - Estructura general de la tabla periódica y clasificación de elementos químicos

Se recomienda preparar un resumen en el cuaderno de los temas de sustentación, ver los videos que se indican en la Bibliografía a y consultar bibliografía adicional para profundizar los contenidos estudiados.

### **BIBLIOGRAFÍA:**

Videos:

[APLICACIÓN DE CARBONO 14](#)

[CALCULO DE PARTICULAS SUBATÓMICAS EN ISOTOPOS](#)

[HISTORIA DEL MODELO ATÓMICO](#)

LIBROS:

Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., (2004) Química la ciencia central. Ed. Pearson Prentice Hall Capítulo 2