

**Universidad Nacional del Litoral**  
Secretaría Académica  
Dirección de Articulación, Ingreso y Permanencia  
Año 2014



---

# **Química**

## Conceptos fundamentales

# Unidad 3. Átomos y elementos

Daniel Alsina / Edgardo Cagnola / René Güemes / Juan Carlos Noseda / Héctor Odetti  
Colaboradores: Andrea Pacífico / Liliana Zimmermann / Ema Cano de Candiotti

---

**Revisión 2017:** Edgardo Cagnola / Viviana Cova / Inés Granados / René Güemes / Isabel Nescier / Viviana Roldán / Lisandro Seluy

En el Capítulo 1 decíamos que los átomos son los componentes básicos de la materia, que ensamblados y combinados de diferentes maneras constituyen las distintas sustancias o manifestaciones de la materia. En este capítulo haremos una introducción a la estructura básica de los átomos y cómo pueden diferenciarse las distintas clases de átomos, denominadas elementos, los cuales se agrupan en la Tabla Periódica. Veremos que los átomos pueden perder o ganar electrones para convertirse en iones; asimismo, haremos hincapié en una propiedad muy importante de los átomos como es su masa, y de qué manera puede expresarse.

## 3.1. Los átomos

Desde tiempos ancestrales el ser humano ha examinado la naturaleza de la materia. Las ideas modernas acerca de la estructura de la materia empezaron a tomar forma a principios del siglo XIX con la teoría atómica de Dalton. Ahora se sabe que la materia está constituida por átomos, moléculas o iones. De una forma u otra, toda la Química está relacionada con estas especies (Basado en: Chang, Raymond, Química, 7ma edición 2002).

El concepto individual más importante de la Química es el concepto de átomo, partícula fundamental de la materia por ser la unidad básica constituyente de todas las sustancias. En la Figura 3.1 se muestra un trozo de materia y una representación microscópica de la misma, exhibiendo los átomos constituyentes.

Ya en el año 1771, la primera edición de la Enciclopedia Británica expresaba: “átomo: en filosofía, una partícula de materia tan pequeña que no admite división. Los átomos son “... los cuerpos más pequeños y se consideran como los primeros principios de toda magnitud física”.

Las primeras pruebas experimentales sobre la existencia de los átomos fueron recopiladas en 1805 por John Dalton (Figura 3.2), quien formuló la siguiente serie de hipótesis o suposiciones:

1. todos los átomos de un elemento dado son idénticos;
2. los átomos de distintos elementos tienen masas distintas;
3. un compuesto es una combinación específica de átomos de más de un elemento y
4. en una reacción química, los átomos no se crean ni se destruyen sino que se intercambian para producir nuevas sustancias.

Si bien en esa época se creía en la indivisibilidad del átomo, lo cual posteriormente fue dejado de lado, estas hipótesis constituyeron la base de la teoría atómica moderna.

Dalton llegó a estas conclusiones observando, investigando, formulándose preguntas sobre la existencia de los átomos (recordemos la importancia de las preguntas en el ámbito de la investigación). Dijimos anteriormente que la actividad de observación necesita de concentración, atención y paciencia. Pero, además, es importante practicar, ejercitar y sobre todo adquirir los conocimientos teóricos para realizar la investigación.

En la actualidad las técnicas experimentales han avanzado mucho y las pruebas sobre la existencia de los átomos son cada vez más directas. Por ejemplo, hoy es posible obtener imágenes de átomos individuales, como se muestra en la Figura 3.3. En ella se observan imágenes logradas con un microscopio electrónico especial denominado “de efecto túnel”. En la parte izquierda se ve una imagen correspondiente a la sustancia grafito, donde se observa un arreglo ordenado de átomos formando hexágonos; en la parte derecha

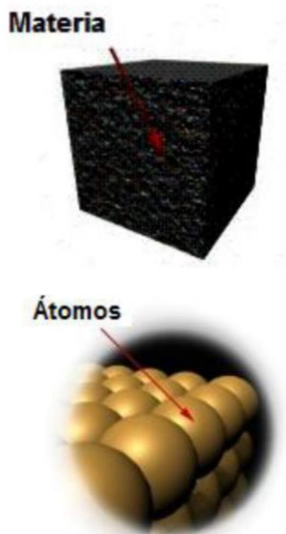


Figura 3.1 Materia y átomos



Figura 3.2 John Dalton

se observa una imagen de la sustancia semiconductor arseniuro de galio, GaAs, con los átomos de galio (verde claro) ubicados ligeramente por debajo de los de arsénico (naranja).

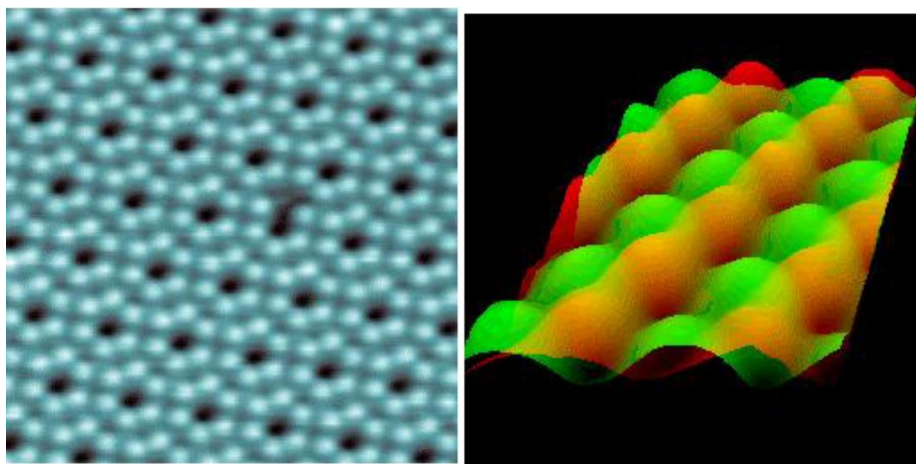


Figura 3.3 Imágenes obtenidas con microscopio electrónico de efecto túnel, de muestras de grafito (izquierda) y de arseniuro de galio (derecha)

### 3.2. Estructura del átomo

Los experimentos efectuados a finales del siglo XIX y a principios del siglo XX demostraron que los átomos están a su vez constituidos por partículas de menor tamaño, denominadas partículas subatómicas, de las cuales, las más importantes para la Química son los electrones, los protones y los neutrones; los protones y los neutrones constituyen el núcleo del átomo, como se observa en el siguiente esquema.

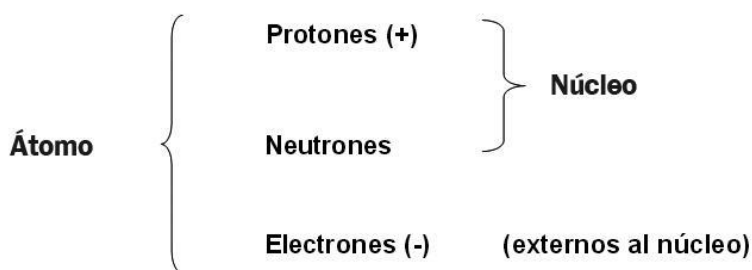


Figura 3.4 Estructura del átomo

Los protones y los electrones están dotados de una propiedad fundamental de la materia denominada *carga*, que se manifiesta en dos variantes: positiva, en el caso de los protones, indicada con un signo **+**, y negativa en el caso de los electrones, señalada con un signo **-**.

El valor de la carga del electrón es la misma que la del protón pero de signo opuesto. El neutrón es una partícula neutra, es decir, no posee carga.

### 3.3. Los electrones

A fines del siglo XIX, el físico J. J. Thomson estudió el efecto de los altos voltajes sobre los gases. Aplicó una diferencia de potencial (voltaje) entre dos electrodos (contactos metálicos) de un tubo de vidrio que contenía una pequeña cantidad de gas a baja presión (Tubo de Crookes, Figura 3.5). Entonces observó que un punto cercano al “cátodo” (o electrodo cargado negativamente) emitía luz. Sus observaciones sugirieron que desde el cátodo se desplazaba un haz de partículas en dirección al otro electrodo que provocaba que el gas así excitado emitiese luz. Thomson llamó al chorro de partículas rayos



Figura 3.5 Tubo de rayos catódicos (Crookes)

catódicos. Observó que producían una mancha de luz al incidir sobre una pantalla que había sido sometida a un tratamiento especial. Observó, además, que se podía desplazar la mancha colocando placas cargadas eléctricamente o un imán cerca de la trayectoria de los rayos. También observó que las propiedades de éstos eran siempre las mismas, independientemente del metal que se usara para los electrodos.

La consecuencia tecnológica del descubrimiento de Thomson fue la invención del “tubo de rayos catódicos” que se usó a posteriori en los televisores. La consecuencia científica fue el descubrimiento de que los rayos catódicos son haces de partículas cargadas negativamente procedentes del interior de los átomos que constituyen los electrodos. En la actualidad estas partículas se denominan electrones y se indican con el símbolo  $e$  o  $e^-$ . El hecho de que se obtengan partículas idénticas a partir de electrodos formados por cualquier metal sugiere que los electrones son partículas integrantes de todos los átomos.

Thomson demostró, además, que podía deducir algunas propiedades de los electrones. Llegó a medir el valor de la relación  $e/m$ , entre la carga del electrón  $e$  y su masa  $m$ . Más tarde, algunos investigadores, especialmente el norteamericano Robert Millikan, diseñaron experimentos para medir la masa y la carga por separado. Aproximadamente hacia el año 1910 se sabía que la masa del electrón es de sólo  $9,11 \times 10^{-28}$  g. Esto hace que el electrón sea la más liviana de las

partículas subatómicas que tienen interés para la Química, como se observa en la Tabla 3-1. La carga eléctrica de un electrón es de  $1,60 \times 10^{-19}$  C, donde C es la abreviatura de la unidad de carga del Sistema Internacional, el culombio. En vez de utilizar este valor numérico, normalmente se considera que el electrón tiene “una unidad” de carga negativa.

Tabla 3.1. Partículas subatómicas importantes para la Química

Partícula	Símbolo	Carga*	Masa (g)
Electrón	e	-1	$9,109 \times 10^{-28}$
Protón	p	+1	$1,673 \times 10^{-24}$
Neutrón	n	0	$1,675 \times 10^{-24}$

\* Los valores de carga se expresan como múltiplos de  $1,60 \times 10^{-19}$  C (siendo C = Culombio).

### 3.4. El núcleo. Protones y neutrones

La materia corriente no es atraída ni repelida por los electrodos cargados pues los átomos no tienen una carga eléctrica neta, es decir, que son eléctricamente *neutros*. Sin embargo, el experimento de Thomson demostró que los átomos contienen electrones, que son partículas cargadas negativamente.

En consecuencia, los átomos deben contener también una carga positiva suficiente como para contrarrestar

las cargas negativas de los electrones. Thomson sugirió que los electrones estaban dispersos o incrustados en una sustancia cargada positivamente, análoga a la gelatina (Figura 3.6).

Sin embargo, este punto de vista quedó superado al conocerse los resultados de un experimento propuesto por el científico Ernest Rutherford (1871–1937) (Figura 3.7), investigador neocelandés que recibió el premio Nobel en Química en 1908.

A Rutherford le interesaba el hecho de que algunos elementos, como el radio, emitiesen espontáneamente haces de partículas llamadas *partículas alfa* (partículas  $\alpha$ ). Al estudiar el comportamiento de las partículas  $\alpha$  en presencia de



Figura 3.6 Modelo atómico de Thomson.

placas cargadas eléctricamente y de imanes, Rutherford identificó que estas partículas eran átomos de helio que habían perdido sus electrones. Dos discípulos de Rutherford, H. Geiger y E. Marsden, realizaron un experimento propuesto por Rutherford que consistía en disparar partículas  $\alpha$  (núcleos muy pequeños de átomos de helio) sobre una muy delgada lámina de oro, cuyo espesor era de sólo unos pocos átomos.

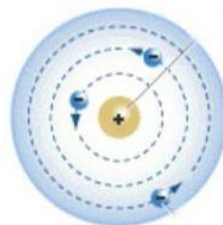


Figura 3. 7 Ernest Rutherford y su modelo atómico

Aunque la mayoría de las partículas sólo presentaron una ligera desviación, algunas se desviaban mucho. Rutherford sugirió una estructura, llamada *átomo nuclear* para explicar esta conclusión. Propuso que toda la carga positiva y la mayor parte de la masa de un átomo están concentradas formando un conglomerado muy pequeño, el *núcleo atómico* y que los electrones se mueven alrededor de este núcleo (Figura 3.7). Según el modelo de Rutherford, como sucede en el caso del sistema solar, la mayor parte del átomo está vacía y entonces el núcleo representa el papel del Sol y los electrones en su movimiento equivalen a los planetas. Así, las partículas alfa pasan a través de los átomos de oro, que en la mayor parte de su volumen están vacíos, a menos que choquen directamente con uno de los pequeños núcleos del oro. Esto sucede en raras ocasiones y, por tanto, la mayoría de las partículas  $\alpha$  no sufren desviación alguna. No obstante, una de cada 20.000 partículas choca directamente con un núcleo de oro. Entonces la carga positiva de la partícula es repelida con fuerza por la carga positiva del núcleo, y la partícula  $\alpha$  se desvía notablemente tras el choque. Si bien este modelo de átomo fue posteriormente modificado, aportó el concepto de núcleo, que aún hoy subsiste.

El propio Rutherford posteriormente demostró que el núcleo está formado por partículas, los *protones*, que poseen carga positiva, y sugirió que debía haber otro tipo de partícula, pero neutra, también formando parte del núcleo, la que fue descubierta luego y llamada *neutrón*. A los protones y neutrones se los denomina en conjunto *nucleones*. De acuerdo con la Tabla 3.1 un protón posee una masa 1.836 veces mayor que la de un electrón y posee una carga positiva igual en valor a la carga negativa del electrón. Un neutrón tiene casi la misma masa que un protón, pero, como su nombre sugiere, es eléctricamente neutro.

Como se verá más adelante, el número de protones en el núcleo atómico recibe el nombre de *número atómico*,  $Z$ , de ese átomo. El físico inglés Henry Moseley fue el primero en medir números atómicos con precisión. En la actualidad se conocen los números atómicos de las distintas clases de átomos; figuran en la Tabla Periódica que posteriormente será descrita.

En un átomo eléctricamente neutro, el número de protones de su núcleo debe coincidir con el número de electrones que se encuentra por fuera del núcleo.

Puesto que un átomo de hidrógeno posee un solo protón, también debe poseer un solo electrón. Un átomo de oro tiene 79 protones y 79 electrones alrededor de su núcleo, y cada átomo de uranio tiene 92 protones y 92 electrones.

### 3.5. Número atómico (Z) y número másico (A)

Como se mencionara anteriormente, el número atómico, Z, es el número de protones del núcleo de un átomo:

$$n^{\circ} \text{ atómico (Z)} = n^{\circ} \text{ de protones}$$

El número atómico reviste una fundamental importancia puesto que determina la identidad química del átomo. El átomo podrá estar aislado o combinado con otros, podrá perder o compartir algunos de sus electrones, o podrá tomar electrones de otros átomos. Pero como en los procesos químicos ordinarios el núcleo no se altera, mantendrá su número de protones y por lo tanto su identidad química. Cada clase de átomo con un determinado Z constituye un *elemento químico*, y cada elemento químico tiene asignado un casillero en la Tabla Periódica.

También se define el número másico o número de nucleones de un átomo, que se simboliza con la letra A, de la siguiente manera:

$$n^{\circ} \text{ másico (A)} = n^{\circ} \text{ de protones (Z)} + n^{\circ} \text{ de neutrones (N)}$$

La denominación de A y Z para estos números, muy difundida a nivel científico, trae el inconveniente de que lleva a confusión ya que la A mayúscula con que se expresa el número másico, coincide con la "A" de atómico.

Teniendo en cuenta ambos números, un átomo dado se representa simbólicamente como se indica en la Figura 3.8.

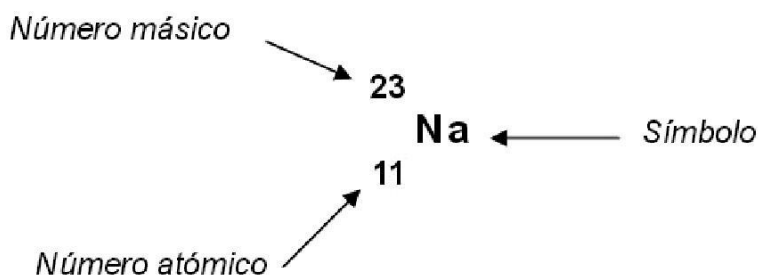


Figura 3.8 El número atómico y el número másico



Es importante recalcar que tanto el número atómico como el número másico son números naturales (enteros positivos) porque indican número de partículas y por lo tanto no pueden ser fraccionarios.

Los valores de A y Z y su representación son particularmente útiles en las reacciones nucleares, donde la parte fundamental que interviene es justamente el núcleo, formado por protones y neutrones. A modo de ejemplo señalamos el uso del  $^{14}\text{C}$  en la determinación de edades de materiales antiguos (datación por carbono 14), el cual sufre la transformación indicada en la Figura 3.9.

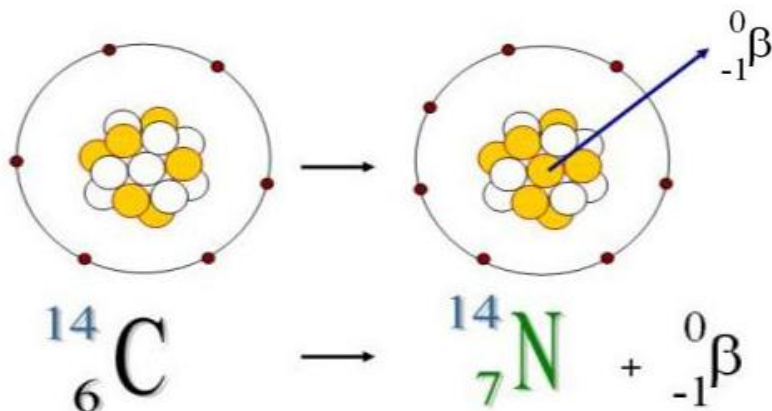


Figura 3.9 Esquema de la transformación de C-14 en N-14

Como se observa en la Figura el  $^{14}\text{C}$  se transforma en  $^{14}\text{N}$ , emitiéndose una radiación de tipo beta negativo, que se estudiará en cursos superiores. Como en toda re-acción nuclear se cumple la conservación de la suma de los valores de A y de Z entre reactivos y productos, es decir que para A:  $14 = 14 + 0$  y para Z:  $6 = 7 + (-1)$ .

#### Actividad

Observa la Tabla Periódica y responde:

- ¿Qué representa cada casillero de la tabla?
- ¿Cuál es el número de mayor tamaño en cada casillero? ¿Qué representa dicho número? ¿Cómo están ordenados los casilleros de acuerdo a dicho número?

### 3.6. Isótopos

Dentro de un conjunto de átomos con un mismo Z puede darse el caso de que algunos de ellos tengan distinto número de neutrones, es decir, diferente número másico. Estas distintas variedades se denominan *isótopos*, que significa *mismo lugar*, haciendo referencia a que tales átomos poseen el mismo Z, y por lo tanto les

corresponde el mismo casillero en la Tabla Periódica. En esta Tabla aparecen las distintas clases de átomos o elementos químicos, ordenadas de acuerdo con su valor de Z, pero no se provee información sobre los distintos isótopos (para ello debe usarse otra tabla especial denominada Tabla de núclidos)

Por ejemplo, el elemento hidrógeno está constituido por tres isótopos, los cuales poseen un solo protón cada uno, pero distinto número de neutrones, como se observa en la Figura 3.11: el protio, que es el isótopo más abundante, el deuterio y el tritio.

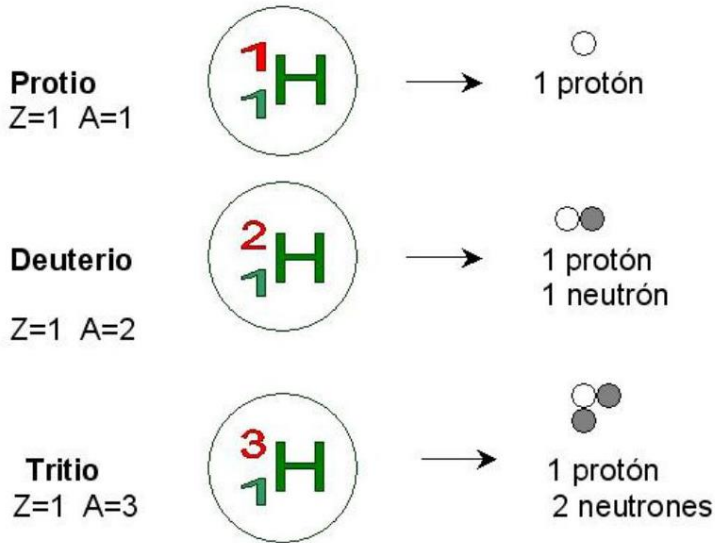


Figura 3.11 Los isótopos del elemento hidrógeno

Otro ejemplo es el elemento uranio, que posee dos isótopos principales, cuyos símbolos son los siguientes:



Las similitudes y diferencias en sus propiedades físicas y químicas se pueden encontrar en la bibliografía sobre el tema.

Estos símbolos pueden también escribirse en forma simplificada como U-235 y U-238, respectivamente. En esta simbología se omite el número atómico, que ya está implícito en el símbolo del elemento: el símbolo U está asociado únicamente con Z = 92. U-235 y U-238 representan a dos átomos del mismo elemento, por lo cual tienen el mismo número atómico, Z = 92, y el mismo símbolo, pero poseen distinto número másico por tener distinto número de neutrones:

Nº de neutrones de U-235 =  $A_1 - Z = 235 - 92 = 143$  neutrones

Nº de neutrones de U-238 =  $A_2 - Z = 238 - 92 = 146$  neutrones

U-235 y el U-238 son entonces isótopos del elemento *Uranio*. Algunos elementos, como por ejemplo el Be, F, Na, Al, P, Mn, Co y As entre otros, poseen un único isótopo natural.

### 3.6.1. Abundancia de los isótopos

Un elemento puede poseer uno o más isótopos. Cada isótopo representa un determinado porcentaje del total de átomos que constituyen dicho elemento. Para los distintos elementos se ha determinado experimentalmente la proporción que le corresponde a cada uno de sus isótopos.

Por ejemplo, consideremos el elemento cobre,  $Z = 29$ , que presenta dos isótopos naturales, el Cu-63 ( $Z = 29$ ,  $A = 63$ ) y el Cu-65 ( $Z = 29$ ,  $A = 65$ ). Según datos experimentales, de cada 100 átomos del elemento cobre presentes en la Naturaleza, unos 69 átomos son del isótopo Cu-63, con 29 protones y 34 neutrones en su núcleo, y los restantes 31 átomos son del isótopo Cu-65, cuyo núcleo posee el mismo número de protones pero 36 neutrones.

Esto significa que el isótopo Cu-63 presenta una abundancia natural de aproximadamente 69 % y el isótopo Cu-65 el 31 %.

En otros casos existe un predominio mucho más marcado de uno de los isótopos con relación al resto; por ejemplo, el 99,98 % de los átomos que constituyen el elemento hidrógeno son de protio (variedad de hidrógeno sin neutrones), el 98,93 % de los átomos de carbono es C-12, el 99,63 % de los átomos de nitrógeno es N-14, y el 98,76 % de los átomos de oxígeno es O-16.

### 3.7. Isóbaros e isótonos

A su vez, existen átomos distintos que pueden tener un mismo  $A$ , es decir, un mismo número de nucleones  $Z + N$ ; tales átomos se denominan *isóbaros*. Por ejemplo, en la reacción nuclear indicada en la Figura 3.11 se observa que tanto el carbono como el nitrógeno poseen el mismo valor de  $A = 14$ , y por lo tanto son isóbaros.

En la Figura 3.12 se muestra una parte de una Tabla de Núclidos. Como habíamos indicado dicha tabla presenta detalle de los isótopos que no aparecen en la Tabla Periódica; cada casillero corresponde a un determinado isótopo, donde figura información específica de cada uno de ellos. Solamente aquellos marcados en negro son estables y se encuentran en la Naturaleza desde el origen del Universo.

En la ordenada figura el Z y en la abscisa el N, o sea que en sentido horizontal figuran los isótopos con un mismo Z (mismo elemento), mientras que en sentido vertical aparecen los átomos con igual número de neutrones, N (isótonos). A su vez, los isóbaros se encuentran en sentido diagonal, con igual número másico A.

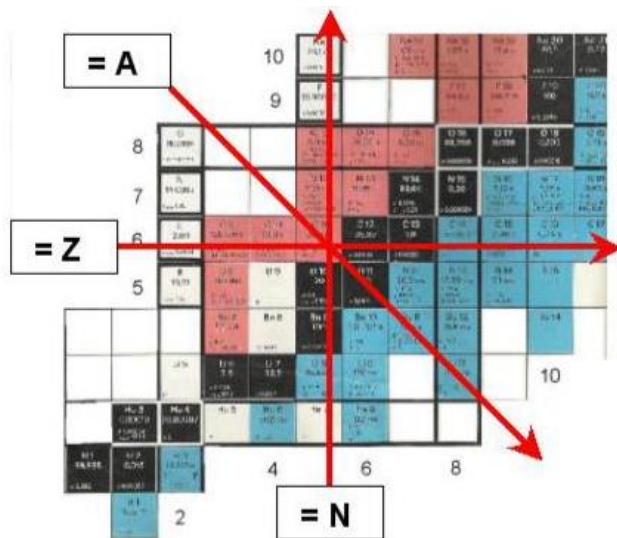


Figura 3.12 Detalle de la Tabla de Núclidos

A modo de resumen presentamos el siguiente cuadro:

ISÓTOPOS	igual Z	distinto A
ISÓBAROS:	distinto Z	igual A
ISÓTONOS:	distinto Z	distinto A igual N

#### Actividad

Para un isótopo dado se conocen los siguientes datos: número atómico  $Z = 25$ , número másico  $A = 30$  y número de electrones = 23.

- ¿Cuál de estos números indica la identidad química del átomo?
- ¿Cuál es el número de neutrones del isótopo considerado?
- Representa este isótopo simbólicamente.

### 3.8. Los elementos

El hecho de que existen distintas clases de átomos caracterizadas cada una por su número atómico nos lleva, como vimos, al concepto de *elemento* y a la *Tabla Periódica*, en la cual cada clase de átomo posee un lugar definido. En relación a ello te proponemos la siguiente lectura.

**Dos nuevos elementos superpesados descubiertos (31 enero 2006)**

Investigadores americanos, rusos y suizos consiguen una vez más expandir la tabla periódica añadiendo dos elementos superpesados.

Un grupo de investigadores suizos ha participado en el descubrimiento de dos nuevos elementos químicos. Estos elementos tienen los números 113 y 115 y han sido descubiertos en el Centro de Investigación Nuclear en Dubna (Rusia) empleando una combinación de técnicas físicas y químicas. El Instituto Paul Scherrer (PSI), con su experiencia radioquímica, ha sido crucial para el éxito del experimento.

La química, en la actualidad, está traspasando los límites de los conocimientos de la ciencia. Hasta 1940 el uranio era el elemento más pesado que se conocía. Este metal, que se da de forma natural, tiene de número atómico 92 ya que su núcleo posee 92 protones cargados positivamente. Desde entonces se han descubierto más de veinte elementos con un número atómico mayor.

**Periodic Table of the Elements**

1 H 1.008																	2 He 4.003
3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.41	31 Ga 69.72	32 Ge 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc 97.9	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.3	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La* 138.9	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (145)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0	
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac~ (227)	90 Th (232)	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)	
		*Lanthanides															
		~Actinides															

**El nacimiento del elemento 115**

Los elementos pesados se descomponen (o decaen) al emitir átomos de helio con carga, llamados partículas alfa. Las secuencias de esta descomposición fueron empleadas por los científicos americanos, rusos y suizos para probar físicamente la existencia del elemento 115 y el producto de su descomposición después de la emisión de la primera partícula alfa, el elemento 113. Para sintetizar los átomos del elemento 115, se bombardeó un disco giratorio de americio (el objetivo) con haces de calcio. Tras una reacción de fusión entre el objetivo y el haz de partículas, nació el elemento 115. Sin embargo, su formación no bastaba para

*probar la existencia del elemento ya que sus átomos sólo viven durante una mera centésima de segundo y son difíciles de detectar. El experimento radioquímico demostró ser un éxito mayor ya que produjo cinco veces el número de átomos requerido.*

### **Prueba radioquímica**

*Como se esperaba, el elemento 115 decayó emitiendo partículas alfa hasta convertirse en el elemento 113 y después, en emisiones posteriores de cuatro partículas alfa, se transformó en dubnio, el elemento 105. Fue en este momento cuando el elegante enfoque experimental del PSI entró en juego. Detrás del disco giratorio de americio se colocó un disco de cobre que recogía todos los átomos emitidos por el elemento 115 desde el objetivo. El disco de cobre era procesado químicamente mediante técnicas de cromatografía líquida, y se observaron 15 átomos de dubnio (que tienen una vida media de 32 horas). El patrón de descomposición de estos átomos aportó las evidencias del experimento físico. Por ello, se probó el descubrimiento del elemento 115 y su progenie, el elemento 113. Todos los elementos que tienen un  $n^{\circ}$  atómico inferior a 113 ya son conocidos.*

*“Suiza puede celebrar un acto científico de primera magnitud, aun cuando el experimento se haya realizado en el extranjero”, comentó Heinz Gaggeler, líder del grupo de investigación helvético y jefe del Departamento de Partículas y Materia en el PSI, además de profesor de química en la Universidad de Berna. Es la primera vez que Suiza ha estado en primera línea en la carrera por expandir la tabla periódica.*

#### Actividad

Respecto de la lectura anterior y en función de lo que ya hemos visto: ¿Qué significa el término *elemento*? ¿Qué significan los números 113 y 115 en las expresiones tales como:

*“Estos elementos tienen los números 113 y 115”* o *“elemento 113 y elemento 115”*? A continuación, ampliaremos estos conceptos con mayor detalle.

Como se mencionara anteriormente, el número atómico (igual al número de protones en el núcleo) posee para la Química una fundamental importancia, puesto que determina la identidad química de un átomo. Por ejemplo, supongamos una clase de átomos con número atómico igual a ocho ( $Z = 8$ ), es decir átomos con ocho protones en su núcleo; todos esos átomos constituyen una clase de átomo o *elemento químico*, denominado *oxígeno*. Entonces:

*Elemento* es una *clase de átomos* con el mismo número atómico, es decir, con el mismo número de protones en su núcleo.

Los átomos del elemento oxígeno pueden encontrarse en una enorme variedad de sustancias y materiales, como se muestra en la Figura 3.13, formando parte de: la sustancia dióxigeno que compone el aire que respiramos, el agua del arroyo o de las nubes en forma de vapor, los silicatos que forman parte de la montaña, y la celulosa presente en la vegetación, por sólo dar algunos ejemplos; el detalle microscópico indicado con círculos muestra en todos estos casos a los átomos de oxígeno en color rojo; esos átomos tienen un rasgo común: todos poseen ocho protones en su núcleo.

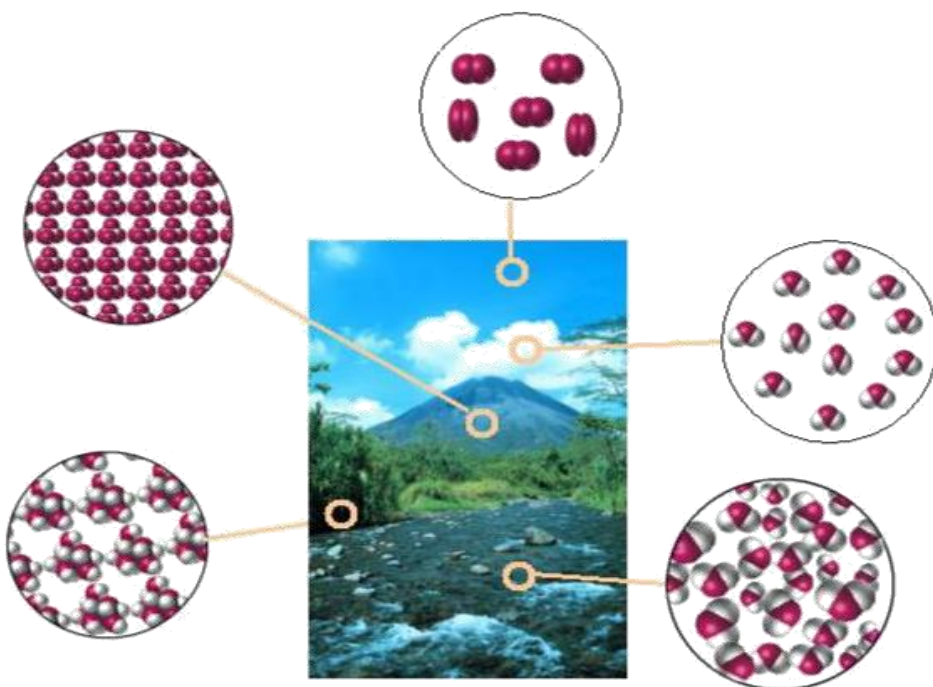


Figura 3.13 Todos los átomos indicados en tono oscuro constituyen el elemento oxígeno

A cada elemento o clase de átomos le corresponde un casillero de la Tabla Periódica (que describiremos en seguida) y tiene asignado un símbolo y un nombre. Podrá observarse que en cada uno de estos casilleros el número atómico es el número de mayor tamaño, en un todo de acuerdo con la importancia que el mismo posee.

Se conocen 118 elementos diferentes (los últimos elementos añadidos a la Tabla Periódica son el 114 y 116 en 2011 y el 113, 115, 117 y 118 en 2016), cada uno de ellos integrado por un único tipo de átomo; esto significa que se conocen 118 clases de átomos distintos, diferenciados unos de otros principalmente por su número atómico. Por ejemplo, el elemento hidrógeno está constituido únicamente por átomos de hidrógeno ( $Z = 1$ ), el elemento oxígeno está integrado de modo exclusivo por átomos de oxígeno ( $Z = 8$ ) y esto se cumple para cada uno de los elementos.

El número atómico, que define la identidad química del átomo, es igual al número de protones, pero no siempre es igual al número de electrones. Esto se debe a que un átomo, al combinarse con otros átomos, puede perder o ganar electrones en forma total o parcial, mientras que el número de protones del núcleo no se modifica en los procesos químicos ordinarios.

También se suele utilizar otra forma ampliamente difundida de definir el concepto de *elemento*:

*Elemento es una sustancia constituida por átomos de la misma clase, es decir, con un mismo número atómico.*

Desde este punto de vista, más restringido que el anterior, se le llama elemento “hierro”, por ejemplo, a la sustancia formada exclusivamente por átomos de hierro, también denominada *sustancia elemental*.

Cuando se utiliza el concepto de elemento debe quedar claro a cuál de estas definiciones (o a otras similares) corresponde dicho concepto. Por ejemplo, si se utiliza la expresión “*el elemento oxígeno*”, debe especificarse si la misma se refiere a la sustancia elemental formada por átomos de oxígeno,  $O_2$ , o a todos los átomos de oxígeno, vale decir la clase de átomos con ocho protones en el núcleo. En este sentido, resulta conveniente distinguir entre “elemento” y “sustancia elemental” y seguir las siguientes pautas:

a) nombrar a la clase de átomo o elemento como “oxígeno” (O), “hidrógeno” (H) o “fósforo” (P), por ejemplo y,

b) nombrar a la sustancia elemental correspondiente como “dioxígeno” ( $O_2$ ), “dihidrógeno” ( $H_2$ ) o “tetrafósforo” ( $P_4$ ), respectivamente, es decir según su fórmula.

Cabe destacar que algunos elementos se presentan en la Naturaleza sin combinarse con otros, es decir, como sustancias elementales y son conocidos desde hace miles de años, por ejemplo el cobre, la plata y el oro.



Los nombres de algunos elementos son antiguos, ya que se los conoce desde hace mucho tiempo. Es el caso del *cobre*, nombre que deriva de *Cyprus* (Chipre), en donde era extraído de las minas, y del *oro*, que deriva de la palabra latina *aurum*. En algunos casos el nombre de un elemento refleja una propiedad característica; por ejemplo, el *cloro* se presenta como sustancia elemental gaseosa de color verde amarillento y su nombre deriva de la palabra griega que significa dicho color. En otros casos, el nombre se refiere a dioses antiguos, personas o lugares. Por lo general, el símbolo del elemento está formado por la primera letra o por las primeras dos letras de su nombre, por ejemplo:

hidrógeno: H	helio: He
carbono: C	aluminio: Al
nitrógeno: N	níquel: Ni
oxígeno: O	silicio: Si

Como se observa la primera letra es siempre mayúscula y la segunda es siempre minúscula (por ejemplo Ni, pero no NI). El símbolo de algunos elementos está formado por la primera letra del nombre y por una letra posterior a la segunda, como los siguientes casos:

magnesio: Mg
rubidio: Rb
manganeso: Mn
plutonio: Pu

La mayoría de los metales puros son sustancias elementales. Los metales comerciales e industriales, cobre, plata, oro, hierro, platino, plomo, aluminio, cinc, mercurio, níquel, uranio, magnesio, estaño y wolframio, son todas sustancias elementales. De hecho, a excepción de 22, todos los elementos conocidos tienen propiedades metálicas. Cinco de los elementos restantes (helio, neón, argón, criptón y xenón) fueron descubiertos en una mezcla de gases minoritarios cuando fueron eliminados el oxígeno y nitrógeno del aire. Estos gases «nobles» eran considerados inertes a la combinación química hasta 1962, cuando se demostró que el xenón se combina con flúor, el no metal más activo químicamente. Los demás no metales químicamente activos se presentan como sustancias elementales gaseosas (dihidrógeno, dinitrógeno, dióxígeno y dicloro), o bien como sólidos cristalinos quebradizos (carbono, octaazufre, tetrafósforo, yodo y arsénico). Sólo hay una sustancia elemental no metálica líquida en condiciones ordinarias, el dibromo.

En virtud de lo visto hasta ahora, el átomo es la menor partícula de un elemento que posee las propiedades *químicas* características de éste. Un átomo de oro presenta las propiedades químicas del oro, un átomo de plutonio presenta

las propiedades químicas del plutonio, y así sucesivamente. Pero los átomos individuales no tienen necesariamente las *propiedades físicas* de la sustancia elemental correspondiente. Así, no se puede decir que un átomo de oro “funde” o que es amarillo, como lo es la sustancia elemental oro. Esto es debido a que muchas de las propiedades físicas de las sustancias son propiedades macroscópicas, o sea, dependen del comportamiento colectivo de grandes números de átomos. Por ejemplo, el punto de fusión de un sólido depende del comportamiento colectivo del conjunto de átomos que forman la sustancia, a medida que pasan de la estructura rígida y ordenada del sólido a la estructura desordenada y móvil típica del líquido.

### 3.9. Iones

Cuando un átomo se combina con otros puede, en ciertas circunstancias, ganar o perder uno o más electrones frente a los otros átomos, con lo cual deja de ser eléctricamente neutro y se convierte en una partícula cargada, denominada *ion*. En estos casos los electrones son transferidos, es decir, un átomo los pierde y otro los acepta.

Entonces:

---

Si  $n^{\circ}$  de electrones =  $n^{\circ}$  de protones  $\rightarrow$  átomo neutro

Si  $n^{\circ}$  de electrones <  $n^{\circ}$  de protones  $\rightarrow$  ion positivo o *catión*

Si  $n^{\circ}$  de electrones >  $n^{\circ}$  de protones  $\rightarrow$  ion negativo o *anión*

---

Los átomos de ciertos elementos tienen mayor tendencia a perder uno o más electrones y convertirse en cationes, por ejemplo el Li; otros, por el contrario, tienen mayor tendencia a tomar electrones y convertirse en aniones, como el F. A continuación veremos esto con mayor detalle.

#### 3.9.1. Formación de un catión

Tomamos como ejemplo un átomo de litio neutro, el cual posee 3 protones y 3 electrones. Cuando este átomo cede un electrón sigue teniendo 3 protones, es decir, sigue perteneciendo al elemento litio, pero ahora posee 2 electrones; debido a ello adquiere una carga  $1+$  y se convierte en un *ion positivo* o *catión*. Tanto el átomo de Li como el ión  $\text{Li}^+$  se representan en la Figura 3.14 de manera simplificada y esquemática.

El símbolo que representa al ion formado es el mismo del elemento correspondiente y se agrega, en la parte superior derecha, un signo  $+$ ,  $2+$  o  $3+$  según se trate de catión con una, dos o tres cargas positivas, respectivamente.

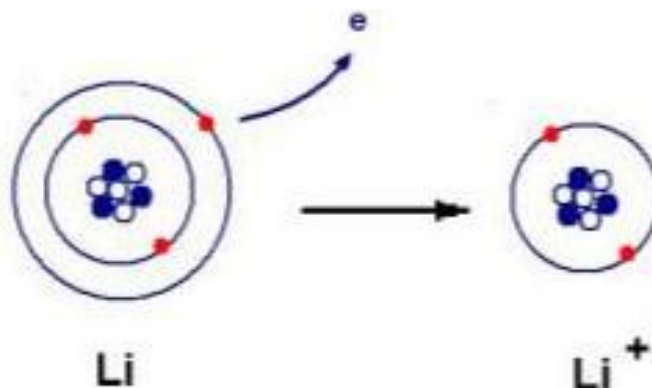


Figura 3.14 Formación de un catión

Algunos cationes de otros elementos pueden presentarse con cargas mayores a 1+, por ejemplo:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ , donde se indica que poseen dos o tres electrones menos que el correspondiente átomo neutro.

### 3.9.2. Formación de un anión

Cuando un átomo neutro, por ejemplo flúor (9 protones, 9 electrones), recibe un electrón (Figura 3.15), queda con 9 protones y 10 electrones; adquiere por lo tanto una carga 1- y se convierte en un *ion negativo* o *anión*. Tanto el átomo de F como el ion  $\text{F}^-$  se representan en la Figura 3.15 de manera simplificada y esquemática.

La fórmula del anión se escribe de forma similar a la del catión pero indicando las cargas negativas.

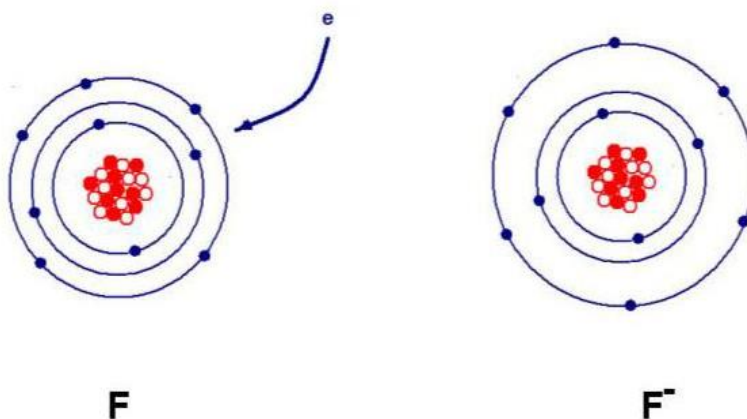


Figura 3.15 Formación de un anión

Los aniones de ciertos elementos pueden presentarse con cargas mayores a 1-, por ejemplo:  $O^{2-}$ ,  $N^{3-}$ , donde se indica que poseen dos o tres electrones de más respecto del correspondiente átomo neutro.

Es conveniente aclarar que no todos los iones son monoatómicos sino que también existen iones positivos e iones negativos constituidos por más de un átomo, denominados *poliatómicos* (poli = muchos). Entre ellos están, por ejemplo, el catión amonio, de fórmula  $NH_4^+$  y el anión carbonato, de fórmula  $CO_3^{2-}$ .

En la Tabla 3.2 se dan ejemplos de distintos isótopos como átomos neutros o iones, como repaso de los conceptos de número atómico, número másico y número de partículas subatómicas.

Observando las Figuras 3.14 y 3.15 podemos insistir sobre un concepto sumamente importante: en ambos casos el número de protones del núcleo no cambia cuando el átomo pierde o gana electrones. Es decir que el ion formado sigue perteneciendo al elemento correspondiente, dado que la identidad química del elemento está definida por  $Z$  y no por el número de electrones (ni por el número de neutrones)

Tabla 3.2. Distintos ejemplos de isótopos como átomos o iones

Símbolo	Nº Atómico	Nº Másico	Nº de Protones	Nº de Neutrones	Nº de Electrones
$^{63}_{29}\text{Cu}$	29	63	29	34	29
$^{65}_{29}\text{Cu}$	29	65	29	36	29
$^{14}_7\text{N}^{3-}$	7	14	7	7	10
$^{90}_{38}\text{Sr}^{2+}$	38	90	38	52	36
$^{16}_8\text{O}^{2-}$	8	16	8	8	10
$^{131}_{55}\text{Cs}^+$	55	131	55	76	54

### 3.10. Tabla Periódica de los elementos

Los elementos pueden organizarse siguiendo un esquema que hace muy fácil estudiar sus propiedades: la *Tabla Periódica*. En ella se ubican los elementos siguiendo un ordenamiento basado en el número atómico de cada uno. Entre los intentos históricos por construir una Tabla Periódica sobresale el de Dimitri Mendeleiev (Figura 3.16), quien puede considerarse como el padre de la Tabla Periódica moderna.

La siguiente lectura ilustra al respecto.

**Adaptado de: *Dioses y demonios en el átomo* – Leonardo Moledo y Máximo Ru-delli – Sudamericana – 1996, p. 78.**

*Mendeléiev trataba de clasificar los elementos tomando el peso atómico como variable principal. Hacia 1868 había ordenado unos doce elementos, y luego, escribiendo los nombres y propiedades de los elementos en el dorso de cartas, y barajándolas en lo que puede denominarse como un verdadero solitario químico el 17 de febrero de 1869 llegó a la formulación, de su ley: los elementos, ubicados de acuerdo a los pesos atómicos, presentan una clara periodicidad de propiedades.*

*Así pudo elaborar una tabla que, con más o menos cambios, hoy se conoce como la Tabla Periódica de Mendeleiev. En mayo de 1869 anunció su descubrimiento ante la Sociedad Rusa de Química, que había contribuido a fundar.*

*La audacia de Mendeleiev al elaborar su Tabla Periódica fue increíble: cuando los elementos no coincidían, supuso que los pesos atómicos estaban mal medidos y los cambió para que los elementos quedaran correctamente ubicados. Y cuando una casilla quedaba vacía, Mendeleiev la dejaba en blanco, esperando que se llenara a su debido tiempo; incluso, describió los elementos correspondientes a tres casillas vacías, basándose en las propiedades de los otros integrantes de la columna. Las casillas se fueron llenando: en 1875 el galio, en 1879 el escandio y en 1886, el germanio. El cumplimiento de estas “predicciones químicas” produjo un impacto considerable y contribuyó a que la Tabla Periódica se impusiera universalmente. El polonio, el francio y el protactinio también fueron predichos por Mendeleiev. La Tabla Periódica es una de las grandes hazañas de la ciencia, y la que diseñó Mendeleiev no difiere mucho de la que usamos ahora, más de un siglo después. De alguna manera, cierra el gran capítulo de la química clásica inaugurado por Lavoisier.*



Figura 3.16 Dimitri Mendeleiev

Como se observa, Mendeleiev ordenó su tabla según las masas atómicas de los elementos, con lo cual surgían inconvenientes en la ubicación de algunos de



consecutiva, de izquierda a derecha, con números arábigos del 1 al 18. Esta nomenclatura sustituye a las anteriores, basadas en números romanos y letras mayúsculas. El elemento de  $Z = 118$  es el de mayor valor de  $Z$  conocido hasta el presente. Los elementos hasta inclusive  $Z = 111$ , denominado roentgenio, de símbolo Rg, poseen nombres oficiales definitivos; a partir de allí llevan nombres provisionales, como el *unumbio*, nombre del elemento 112; *un* significa “uno” y se repite dos veces y *bio* significa “dos” (todos terminan en *io*)-

Los elementos denominados Lantánidos y Actínidos (las dos filas que se observan en la parte inferior de la Figura 3.17) que van insertos entre La - Hf y Ac - Rf, respectivamente, se ubican separados, a los fines de acortar la presentación.

Los elementos de un grupo presentan generalmente propiedades semejantes, las cuales varían en forma gradual a medida que nos desplazamos a lo largo de dicho grupo. Por ejemplo, las propiedades del sodio (Na) son similares a las de los demás elementos del Grupo 1, a saber: el litio (Li), el potasio (K), el rubidio (Rb) y el cesio (Cs). Estos cinco elementos, denominados conjuntamente *metales alcalinos*, presentan sustancias elementales que son metales blandos y de aspecto plateado. Todos ellos funden a bajas temperaturas: el litio a  $180\text{ }^{\circ}\text{C}$ , el potasio a  $64\text{ }^{\circ}\text{C}$  y el cesio a  $30\text{ }^{\circ}\text{C}$  y producen desprendimiento de gas hidrógeno cuando entran en contacto con el agua; el litio lo hace de modo suave, pero el cesio con una violencia explosiva. Todos los metales alcalinos se guardan o almacenan sumergidos en sustancias derivadas del petróleo para evitar que entren en contacto con el aire o con la humedad.

Tomando como ejemplo al grupo de los metales alcalinos se puede visualizar el concepto de periodicidad. Si se parte por ejemplo del elemento Na y se recorre el período, es decir se avanza en sentido horizontal, se llega al Ar con  $Z = 18$ ; el próximo elemento, de  $Z = 19$  es el K, que tiene propiedades similares al Na por ser un metal alcalino y queda ubicado debajo del mismo, es decir se repiten las propiedades del elemento de partida.

Inmediatamente a la derecha de los metales alcalinos, Grupo 1, en la tabla periódica aparecen los *metales alcalinotérreos* (Grupo 2), grupo formado por berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba), y radio (Ra). Se parecen a los metales alcalinos en varios aspectos, pero reaccionan con el agua de modo menos enérgico. El calcio, el estroncio y el bario reaccionan con suficiente fuerza como para liberar hidrógeno del agua, pero el magnesio (Mg) sólo lo libera cuando se lo calienta; el berilio (Be) no reacciona con el agua ni siquiera al rojo vivo.

En el otro extremo de la Tabla se tiene el Grupo 18, cuyos integrantes se denominan *gases nobles*. Se los llama así porque tienen poca tendencia a reaccionar y forman muy pocos compuestos. Desde el punto de vista químico constituyen un

grupo aparte, aunque algunos autores los incluyen dentro de los no metales. Hasta la década de los sesenta eran llamados *gases inertes*, ya que se creía que no formaban compuestos en absoluto.

Desde entonces se han preparado unas pocas docenas de compuestos de kriptón (Kr), xenón (Xe), y radón (Rn) con oxígeno y flúor. Todos estos elementos del Grupo 18 son gases incoloros e inodoros y son *monoatómicos* dado que sus átomos no están enlazados entre sí.

El neón, por ejemplo, tiene aplicación en los tubos de descarga que forman los



Figura 3.18 Letrero de neón

letreros luminosos (Figura 3.18); los átomos del gas Ne presente a baja presión en el interior del tubo son excitados por la descarga eléctrica y devuelven el exceso de energía en forma de luz.

A la izquierda de los gases nobles se encuentran los *halógenos* (Grupo 17). Los más importantes son el flúor (F), el cloro (Cl), el bromo (Br) y el yodo (I). Se verá que muchas de las propiedades de los halógenos presentan una variación gradual al pasar del flúor al yodo. La sustancia elemental diflúor es un gas de color amarillo pálido, casi incoloro; el dicloro también es un gas amarillo verdoso, el dibromo es un líquido de color pardo rojizo y el diyodo es un sólido de color negro púrpúreo.

Los elementos de la parte de la Tabla situada entre los Grupos 3 y 12 se denominan *metales de transición*. Incluyen los elementos hierro (Fe) y titanio (Ti), importantes desde el punto de vista de sus aplicaciones estructurales, y los metales cobre (Cu), plata (Ag) y oro (Au) utilizados para acuñar monedas. El nombre de metales de transición hace referencia al hecho de que desde el punto de vista químico constituyen una etapa intermedia, de transición, entre los metales muy activos de los Grupos 1 y 2 y los metales mucho menos activos de los Grupos 3 y 4.

### 3.12. Metales y no metales

Si observas cualquier Tabla Periódica notarás una línea divisoria en forma de escalera o diagonal quebrada ubicada en la porción derecha de la Tabla.

Esa línea establece una división entre *elementos metálicos o metales*, ubicados a la izquierda de la misma (con excepción del H) y *elementos no metálicos o no metales* (incluido el H), ubicados a la derecha (excepto el grupo 18 de los gases nobles). Con relación a los primeros te presentamos el siguiente texto, que trata de la importancia de los metales en el organismo humano.



**Adaptado de: *Molecules at an exhibition* - John Emsley - Oxford University Press 1998.**

*Si le preguntamos a alguien qué metales son esenciales para el organismo es muy probable que la mayoría diga hierro y cinc. Algunos podrían mencionar sodio y potasio, aunque el sodio es a menudo considerado perjudicial para el organismo; y unos pocos considerarán también al calcio. En realidad, el cuerpo humano necesita catorce elementos metálicos para funcionar adecuadamente.*

*En orden de abundancia decreciente, tales elementos son: calcio, potasio, sodio, magnesio, hierro, cinc, cobre, estaño, vanadio, cromo, manganeso, molibdeno, cobalto y níquel.*

*Pero por cada metal que necesitamos, hay otro que nuestro cuerpo contiene y sin el cual podríamos vivir igual. Estos metales no poseen ningún propósito conocido, pero vienen con el alimento que ingerimos, el agua que bebemos y el aire que respiramos, y nuestro cuerpo los absorbe, confundiéndonos con otros elementos más útiles. Como resultado encontramos que un adulto promedio contiene cantidades medibles de aluminio, bario, cadmio, cesio, plomo, plata y estroncio. Hay también trazas de muchos otros, incluyendo oro y uranio.*

*El metal más abundante en el cuerpo humano es el calcio, del cual un adulto promedio de 70 kg tiene alrededor de 1 kg, 99 % del cual se encuentra en los huesos. En ciertas etapas de nuestra vida es vital asegurar una adecuada ingesta de calcio, por ejemplo durante el crecimiento.*

*Luego del calcio los dos elementos más comunes son potasio y sodio, que participan en la producción de señales eléctricas que transmiten impulsos nerviosos hacia y desde el cerebro.*

#### Actividad

- Confecciona una lista de los elementos que se mencionan en el texto.
- Localiza cada uno de ellos en la Tabla Periódica ¿en qué zona, respecto de la diagonal escalonada, se encuentran dichos elementos?

En general los *metales* son elementos cuyos átomos, al combinarse con otros, tienen una gran tendencia o facilidad de perder o ceder electrones, y quedar entonces en estado de oxidación positivo (ver cap. 4), especialmente como cationes. Así el Na o el Ca por ejemplo, pierden uno o dos electrones respectivamente, y quedan como cationes,  $\text{Na}^+$  y  $\text{Ca}^{2+}$  respectivamente; es el único estado en que se encuentran estos elementos en la Naturaleza.

Las sustancias elementales de los metales tienen ciertas propiedades características: conducen la electricidad, poseen un brillo típico llamado "brillo metálico", y son maleables (pueden extenderse en láminas delgadas) y dúctiles

(pueden alargarse para formar hilos). El sodio, por ejemplo, conduce la electricidad, posee brillo metálico recién acabado de cortar, es maleable y razonablemente dúctil. Es de remarcar que los metales del organismo humano, como se presentan en la lectura anterior, no se encuentran como sustancias elementales sino en distintos estados de combinación.

Los *no metales*, por su parte, son elementos cuyos átomos poseen una gran tendencia a ganar o tomar electrones, quedando así en estado de oxidación negativo, por ejemplo como aniones. Por ejemplo, los átomos de oxígeno, cuando actúa frente a metales tienen tendencia a quedar como  $O^{2-}$ .

Las sustancias elementales de los no metales no conducen bien la electricidad ni son maleables ni dúctiles. Por ejemplo el octaazufre,  $S_8$ , es un sólido frágil de color amarillo que no conduce la electricidad, no puede extenderse en láminas delgadas y no puede alargarse para formar alambres. Además, todas las sustancias elementales gaseosas en condiciones ambientales son de no metales.

La divisoria que representa la línea diagonal quebrada entre metales y no metales constituye una característica relevante de la Tabla Periódica, y pone en evidencia una de las primeras aplicaciones de la misma: al observarla se puede decir si un elemento es un metal o un no metal. Por ejemplo, es posible que nunca se haya oído hablar del talio (Tl), pero su posición en la tabla periódica nos indica que es un metal.

De todos modos la línea quebrada no representa una división tajante entre metales y no metales, dado que en adyacencias de la misma hay ubicados ciertos elementos que suelen ser denominados *metaloideos*, cuyas propiedades son intermedias entre las de los metales y las de los no metales; estos elementos son B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At. Es común que los metaloides sean denominados también “semimetales”, aunque algunos autores consideran que ambos términos no son sinónimos.

### **3.13. La masa de los átomos**

Además de lo ya mencionado, otra muy importante propiedad de los átomos es su *masa*, la cual se relaciona con el número de partículas subatómicas que lo componen, principalmente los nucleones. Los átomos son partículas extraordinariamente pequeñas; por ejemplo, aun la más insignificante mota de polvo apreciable a simple vista contiene unos 10 mil billones de átomos ( $10^{16}$  átomos). Por ello, resulta claro que no se puede medir directamente la masa de un átomo tal como se haría con un objeto en una balanza. Pero sí existen técnicas experimentales que permiten obtener un valor de masa relativo, es decir, la relación que existe entre la masa de dicho átomo y la de otro átomo que se toma como referencia.

El átomo elegido como referencia se fue modificando históricamente; primero fue el hidrógeno, luego el oxígeno y en la actualidad es el isótopo más abundante del elemento carbono, el C-12, un átomo de carbono cuyo núcleo posee 6 protones y 6 neutrones. A este isótopo se le asigna, por definición, una masa de 12 unidades, cada una de las cuales se denomina *uma*, unidad de masa atómica:

$$\text{masa de 1 átomo de } {}_6^{12}\text{C} = 12 \text{ u m a}$$

entonces 1 *uma* corresponderá a la doceava parte de la masa de dicho átomo.

*Unidad de masa atómica:* se define a 1 *uma* como la doceava parte de la masa del isótopo carbono -12:

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{masa de } {}_6^{12}\text{C}}{12}$$

Por ejemplo, no se puede determinar la masa de un átomo del isótopo Na-23 pero sí hallar experimentalmente que su masa es 1,916 veces la masa de un átomo de C-12.

Por lo tanto,

$$\text{masa de Na-23} = 1,916 \times \text{masa C-12} = 1,916 \times 12 \text{ uma}$$

$$\text{masa de Na-23} = 22,99 \text{ uma}$$

Asimismo, para el elemento cloro se determina que los isótopos Cl-35 y Cl-37 poseen, respectivamente, 2,914 y 3,079 veces la masa del C-12, con lo cual:

$$\text{masa de Cl - 35} = 2,914 \times \text{masa C-12} = 2,914 \times 12 \text{ uma} = 34,97 \text{ uma}$$

$$\text{masa de Cl - 37} = 3,079 \times \text{masa C-12} = 3,079 \times 12 \text{ uma} = 36,95 \text{ uma}$$

Como se observa, ambos isótopos poseen masas distintas y aproximadamente iguales al triple de la masa del átomo de C-12.

Si un elemento posee una sola variedad isotópica natural, como por ejemplo el flúor, la masa atómica del elemento será la del único isótopo. Pero la mayoría de los elementos presentan dos o más isótopos, cada uno de los cuales tendrá una masa atómica distinta. Entonces, ¿por qué en la Tabla Periódica aparece un único valor de masa atómica para cada elemento?

La respuesta a esta pregunta es que el valor que aparece en la Tabla Periódica es un promedio de las masas atómicas de los isótopos del elemento. Se calcula teniendo en cuenta la masa de cada uno de sus isótopos y su abundancia natural, indicados como ejemplo para el Cu en la Tabla 3.3.

$$\text{Masa atómica relativa promedio del Cu} = (0,6917 \times 62,930 + 0,3083 \times 64,928) \text{ uma}$$

$$\text{Masa atómica relativa promedio del Cu} = 63,546 \text{ uma}$$

Tabla 3.3 Isótopos naturales del Cu

Isótopo	Abundancia (%)	Masa (uma)
Cu-63	69,17	62,930
Cu-65	30,83	64,928

Como se observa, cada isótopo aporta a la masa atómica del elemento un término que es el producto de la masa atómica de dicho isótopo por el porcentaje de abundancia dividido 100.

Este resultado es el que aparece en el casillero de la Tabla Periódica correspondiente al elemento cobre, y se obtiene de manera análoga para todos los elementos. Debe observarse que, dado que este valor es un promedio, no coincide con ninguno de los valores de masa correspondientes a cada isótopo.

Como puede verse en la tabla anterior, debido a que la masa atómica relativa de cada isótopo se determina experimentalmente, el valor correspondiente resulta expresado con decimales (cuyo número depende de la fuente utilizada), y por ende esto también se aplica a la masa atómica relativa promedio.

La masa atómica relativa promedio, o simplemente masa atómica, no debe confundirse con el número másico. La masa atómica es un índice de la cantidad de materia que posee el átomo y se expresa con decimales. Por su parte, el número másico indica el número de nucleones y por lo tanto es un número entero, es decir, sin decimales. Esto se ilustra en la Tabla 3.4 para dos de los isótopos del elemento calcio.

Tabla 3.4 El número másico es entero, la masa atómica posee decimales

Isótopo	Número atómico	Número másico	Masa atómica
Ca-40	20	40	39,963 uma
Ca-42	20	42	41,959 uma

De todos modos, los valores de la masa atómica y del número másico están relacionados entre sí, pues a mayor número másico mayor es el número de nucleones y por lo tanto mayor es la masa del átomo.

Cabe acotar que para los elementos desde  $Z = 1$  hasta  $Z = 27$  inclusive se cumple lo siguiente: si se redondea la masa atómica promedio al número entero más próximo, se obtiene el número másico  $A$  del isótopo natural más abundante.

Ejemplo: masa atómica promedio del carbono: 12,011 uma, redondeada al entero más próximo da 12, que es el número másico  $A$  del isótopo más abundante del carbono.

#### Actividad

En función de lo visto hasta ahora proponemos la siguiente actividad: Para el elemento aluminio indicar:

- número atómico;
- número másico del isótopo más abundante;
- número de electrones del átomo neutro y del catión de carga +3
- masa atómica relativa.

#### Actividad final del capítulo

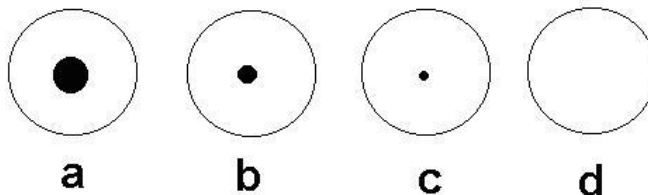
Continuando con el tema del ozono, iniciado en la parte final del Capítulo 1, presentamos un nuevo párrafo, luego del cual te proponemos una actividad relacionada con el mismo, en la que se refuerzan algunos conceptos vistos hasta aquí.

#### **El Ozono (parte III)**

*El ozono es una sustancia formada por unidades (moléculas) de tres átomos de oxígeno y por lo tanto constituye otra variedad de dicho elemento, además del dióxígeno que forma parte del aire. El ozono es entonces un alótropo del oxígeno. Esta variedad alotrópica triatómica es diamagnética (no afectada por campos magnéticos), y tiene un punto de ebullición de 250,6 K, considerablemente más elevado que el del dióxígeno. El líquido es de color azul intenso y es tóxico en concentraciones superiores a las 100 partes por millón. La estructura de la molécula de ozono fue objeto de discusión durante mucho tiempo, pero distintos estudios realizados confirman la estructura angular, desechándose la cíclica anteriormente difundida.*

Actividad

- a) ¿A cuál elemento corresponden los átomos que forman el ozono?
- b) El elemento a que hace referencia el inciso a posee tres isótopos naturales, que tienen, respectivamente 8, 9 y 10 neutrones. Para cada uno de ellos indica: el A, el Z, el número de protones y de electrones. Realiza el mismo análisis para el ion con dos cargas negativas y ocho neutrones.
- c) ¿Cuál de las siguientes representaciones de un átomo refleja mejor la relación de tamaño entre el núcleo y la nube electrónica? Justificar la respuesta.



- d) Indica las propiedades físicas, químicas y organolépticas del ozono mencionadas en el párrafo.

**EJERCITACIÓN**

Presentamos a continuación un conjunto de ejercicios destinados a consolidar el aprendizaje de los conceptos y procedimientos contenidos en los distintos capítulos de este texto. En este sentido, la resolución de ejercicios y problemas constituye una parte esencial del proceso de aprendizaje, razón por lo cual te sugerimos que efectúes la resolución de los mismos para afianzar aprendizajes teóricos. En la ejercitación propuesta se indican las respuestas de algunos de los ejercicios que poseen resultado numérico.

Es relevante remarcar que una vez obtenido un resultado numérico, es muy importante analizarlo cuidadosamente para verificar si guarda coherencia con lo que se desea determinar. Por ejemplo, un resultado de una masa de un átomo igual a 38 gramos, indica error en el procedimiento efectuado, dado que un átomo nunca podría tener un valor de masa tan grande.

Además, los resultados numéricos deben expresarse con su correspondiente unidad.

**Ejercitación Unidad 3**

3-1. ¿Cómo puede describirse el proceso que debe ocurrir para que un átomo del elemento Mg se convierta en  $Mg^{2+}$  ? ¿Y para formar la especie  $N^{3-}$  a partir de un átomo de N?

- 3-2. a) ¿Cuántos neutrones tiene el isótopo Zn-68? *Respuesta: 38.*  
 b) ¿Qué tienen en común y qué tienen de diferente los isótopos de  $A = 35$  y  $A = 37$  del elemento cloro?

3-3. Con respecto al elemento cuyo  $Z = 79$ :

- a) ubícalo en la Tabla Periódica, ¿de qué elemento se trata?  
 b) ¿en qué grupo y período de la Tabla Periódica se encuentra?  
 c) ¿en qué zona de la Tabla Periódica se encuentra?  
 d) indica su número atómico y su masa atómica  
 e) ¿por qué la masa atómica no es un número entero?

3-4. Indica el número de protones, de neutrones y de electrones para cada una de las siguientes especies:

11	199	200
B	Hg	Hg
5	80	.80

*Respuesta: a) 5 p, 6 n, 5 e.*

3-5. Según la siguiente tabla

	N° de Protones	N° de Neutrones	N° de Electrones
A	8	8	10
B	3	4	2
C	9	10	9

- a) ¿Cuál o cuáles de estas partículas, A, B y C, tienen carga?  
 b) Calcular  $Z$  y  $A$  para cada caso. ¿Cuál puede ser catión y cual anión?

3-6. Identificar en cada caso, el isótopo caracterizado por las siguientes partículas subatómicas

- a) 9 protones, 10 neutrones y 10 electrones  
 b) 12 protones, 12 neutrones y 10 electrones  
 c) 52 protones, 76 neutrones y 54 electrones  
 d) 37 protones, 49 neutrones y 36 electrones

3-7. En este capítulo se han señalado dos formas habituales de definir el concepto de elemento químico. Analiza a cuál de dichas definiciones corresponde cada uno de los siguientes enunciados:

- a) si se hace reaccionar *dióxígeno* y *dihidrógeno* gaseoso en presencia de una chispa eléctrica se produce agua;
- b) el agua oxigenada está formada por *hidrógeno* y *oxígeno*;
- c) el *hidrógeno* se encuentra en estado gaseoso en condiciones ambientales;
- d) una importante propiedad de los átomos de *flúores* su elevada electronegatividad;
- e) el *sodio* metálico reacciona con el agua produciendo hidróxido de sodio en solución y gas hidrógeno;
- f) el *oxígeno* forma el anión  $O^{2-}$ ;
- g) el *dioxígeno* presenta carácter oxidante;
- h) los *metales* presentan brillo, conductividad eléctrica, conductividad térmica;
- i) los átomos de los *metales* poseen una marcada tendencia a perder electrones.

3-8. Completa la siguiente tabla:

Ion	Número Atómico	Número Másico	Número de n	Número de p <sup>+</sup>	Número de e <sup>-</sup>	Carga eléctrica
$^{24}_{12}Mg^{2+}$		24				
$^{19}_9F^{-}$			10		10	
			20	19	18	
		32		16		-2
			14		10	+3
$^{81}_{35}Br^{-}$		81				
$^{22}_{11}Na^{+}$		22				



3-9. ¿Qué diferencia hay entre el número de átomos contenidos en 50 gramos de  $N_2$  gaseoso y en 50 gramos de  $N_2$  líquido? ¿Por qué?

3-10. Completa el siguiente quimigrama.

1			T						
2			A						
3			B						
4			L						
5			A						
6			P						
7			E						
8			R						
9			I						
10			Ó						
11			D						
12			I						
13			C						
14			A						

Referencias:

- Número representado con la letra Z.
- Elementos no metálicos que conforman el Grupo 17.
- Nombre del elemento de símbolo Rb.
- Apellido del químico ruso considerado el creador de la Tabla Periódica.
- Elementos ubicados a la izquierda de la línea diagonal quebrada.
- Conjunto de elementos ubicados en una columna.
- Propiedad de un átomo con una gran tendencia a atraer electrones.
- Nombre del metal alcalinotérreo de menor masa atómica.
- Elementos con propiedades intermedias entre los metales y los no metales.
- Elemento que conforma el Grupo 15 y se presenta como sólido.
- Conjunto horizontal de elementos de la Tabla Periódica.
- Elemento que forma una sustancia simple que es el componente mayoritario del aire.
- Conjunto de metales que forman el Grupo 1.
- Nombre del elemento cuyo  $Z = 32$ .

3-11. Se tienen 500 gramos de vapor de agua a cierta temperatura, y 500 gramos de hielo a  $-3\text{ }^\circ\text{C}$ . ¿En cuál de los dos hay mayor cantidad de átomos de hidrógeno?

3-12. Indicar cuales de las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F). Justificar en el caso de las falsas.

- a) El átomo está formado por un núcleo con carga negativa.
- b) El número atómico es el número de protones
- c) Los isotopos son elementos que tienen distinto número atómico.
- d) Thomson describe el átomo como una esfera de carga positiva únicamente.
- e) La masa del electrón es mayor que la del protón.
- f) El número másico es el número de neutrones.
- g) El número de neutrones se obtiene sumando  $Z + A$
- h) Elemento es una clase de átomos con el mismo número de protones
- i) Las propiedades de los elementos en la Tabla Periódica varían de modo periódico con el aumento del número atómico.
- j) Los metales tienen tendencia a perder o ceder electrones
- k) Los metales alcalinos pertenecen al periodo 1
- l) El átomo que se toma como referencia para obtener la masa atómica relativa es el hidrogeno.

## Bibliografía

- Atkins, Peter W.** *Química General*. Omega SA, 1992.
- Bottani, E.** [et ál.]. *Química General*. Centro de Publicaciones, Universidad Nacional del Litoral, 2001.
- Brescia, Frank** [et ál.]. *Fundamentos de Química*. Continental S, 1975.
- Brown, Theodore** [et ál.]. *Química, la ciencia central*. 5ta edición. Prentice-Hall Hispanoamericana SA, 1993
- Chang, Raymond.** *Química*. 7ma edición. Mc Graw Hill, 2002.
- Chemical Education Material Study** (editor: George Pimentel). *Química, una ciencia experimental*. Reverté, 1966.
- Moledo, L., Rudelli, M.** *Dioses y demonios en el átomo. De los rayos X a la bomba atómica*. Sudamericana, 1996
- Parry, Robert** [et ál.]. *Química*. Reverté SA, 1973.
- Whitten, Kenneth** [et ál.]. *Química General*. 5ta edición. McGraw Hill, 1998.