

Estructura del átomo

Desde Bohr hasta la actualidad, se desarrollaron nuevos conocimientos acerca de la estructura atómica, y hoy es posible sostener que, en un átomo, se pueden distinguir dos regiones: un núcleo central y una región externa al núcleo. A su vez, se pueden distinguir tres tipos de partículas básicas: el protón, el neutrón y el electrón. Los dos primeros se ubican en el núcleo atómico, mientras que el electrón se mueve en la región externa del átomo, que está prácticamente vacía.

Protones, neutrones y electrones son partículas subatómicas, que se diferencian por su masa y por su carga eléctrica.

La masa de un protón es tan pequeña que hacen falta más de 600.000.000.000.000.000.000.000 ($6 \cdot 10^{23}$) de ellos para tener un gramo de materia, por lo que, para hacer más manejables las cantidades, se utilizan masas relativas. Algo semejante ocurre con las cargas eléctricas: hace falta que pasen, aproximadamente, 1.000.000.000.000.000.000 (10^{18}) electrones por cada segundo para obtener la corriente que utilizan muchos equipos electrónicos hogareños. Por esta razón, en este caso, se utilizan también cargas relativas.

	Masa relativa	Carga eléctrica relativa
Protón	1	(+1)
Neutrón	1	No posee carga
Electrón	0,00054	(-1)

Masas relativas y cargas de las partículas subatómicas.

Considerando la carga y la masa del protón como unitarias, se definen las cargas y las masas de las partículas elementales.

El electrón tiene una masa casi 2000 veces menor que la de los protones y la de los neutrones. Como los átomos son eléctricamente neutros, la cantidad de protones en el núcleo es igual a la cantidad de electrones en la región externa.

El núcleo

Esta parte del átomo está formada por protones y neutrones (a excepción del átomo de hidrógeno, que tiene solo un protón). El protón y el neutrón tienen el

mismo tamaño, pero son mucho más pequeños que el átomo. Son 100.000 veces menores que el átomo del hidrógeno. Si este átomo fuera del tamaño de la Tierra, su núcleo, formado por un protón, tendría, comparativamente, un diámetro de 120 metros.

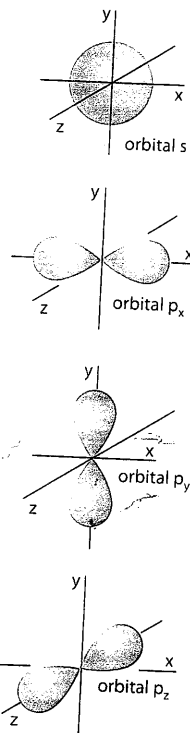
Los distintos tipos de átomos que se encuentran en la naturaleza se diferencian entre sí, básicamente, en la cantidad de protones que contienen sus núcleos. El átomo más pequeño es el de hidrógeno, que tiene un solo protón y, dado que es neutro, también tiene un solo electrón. El átomo natural más grande es el de uranio: tiene 92 protones y 92 electrones. El hombre ha "fabricado" más de una docena de átomos artificiales.

La región externa al núcleo

Actualmente, se sabe que los modelos que proponen que el electrón se mueve describiendo una órbita alrededor del núcleo no son correctos, sino que:

- Existen "orbitales" o zonas donde es más probable encontrar los electrones, pero no se puede describir la trayectoria de un electrón. Hay distintos tipos de orbitales y cada uno de estos tipos tiene una forma geométrica característica.

- En un átomo aislado, todo electrón se mueve en un orbital manteniendo una energía constante, llamada *nivel de energía*.



Representación de algunos orbitales. El orbital **s** tiene simetría esférica, mientras que cada orbital **p** tiene forma de doble lóbulo orientado en el espacio según un eje cartesiano **x**, **y** o **z**.

Los números cuánticos

Para caracterizar a los electrones de un átomo se utiliza un conjunto de números denominados *números cuánticos*, que brindan la siguiente información:

- El “número cuántico principal”, indicado con la letra n , determina el nivel de energía en el cual se encuentra un electrón.

Al menor nivel de energía le corresponde $n = 1$; al siguiente, $n = 2$, etc. (n toma valores de números enteros mayores o iguales que 1). Si a un electrón se le asigna el número cuántico principal $n = 3$, por ejemplo, es porque está ubicado en el tercer nivel de energía.

El número de electrones que puede ubicarse en cada nivel de energía es limitado, pero, en general, se completa un nivel de menor energía antes de comenzar a ubicar electrones en el nivel siguiente.

- El “número cuántico azimutal”, indicado con la letra l , describe la forma geométrica del orbital en el cual se ubica al electrón.

Para l , se usan números enteros que van desde cero hasta $n - 1$. Al valor de $l = 0$ le corresponde un orbital de forma esférica, que también se indica, para una descripción más clara, con la letra **s** (de “esférico”, en inglés).

Para valores de $l = 1, 2$ y 3 también se utilizan las letras **p**, **d** y **f**. En la figura se muestra la forma de los orbitales tipo **p** ($l = 1$). Este número cuántico indica que, en el segundo nivel de energía ($n = 2$), por ejemplo, pueden distinguirse dos tipos de orbitales, ya que l puede tomar valores 0 y 1.

Para electrones caracterizados por $l = 0$ (o sea, ubicados en un orbital tipo **s**, esférico) y los caracterizados por $l = 1$ (o sea, ubicados en orbitales tipo **p**) existe cierta diferencia de energía, razón por la cual se definen subniveles dentro de cada nivel.

- El “número cuántico magnético”, indicado con la letra m , describe la orientación del orbital en el espacio. Sus valores son todos los números enteros que van desde $m = -l$ hasta $m = l$, pasando por cero. Por ejemplo, como se ve en la figura, los orbitales tipo **p** ($l = 1$) pueden tener tres orientaciones en el espacio, que quedan indicadas con valores de $m = -1, 0$ y 1 . Estos valores indican la orientación de los orbitales **p** según tres ejes **x**, **y** y **z**, que también se indican como p_x , p_y , p_z . A estos tres últimos les corresponde el mismo nivel de energía. Para los orbitales tipo **d**, existen 5 formas espaciales, mientras que, para los tipo **f**, existen 7.

- El “número cuántico de espín”, indicado como s , indica una propiedad de carácter magnético del electrón. Solo puede tener dos valores, $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$, que normalmente se indican como \uparrow y \downarrow .

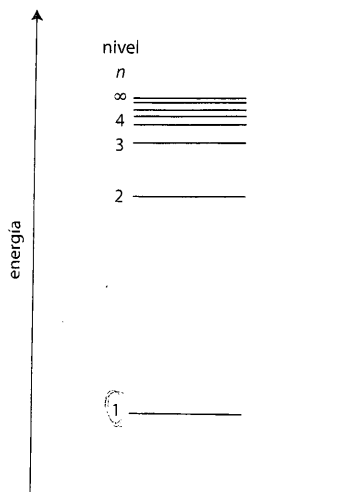
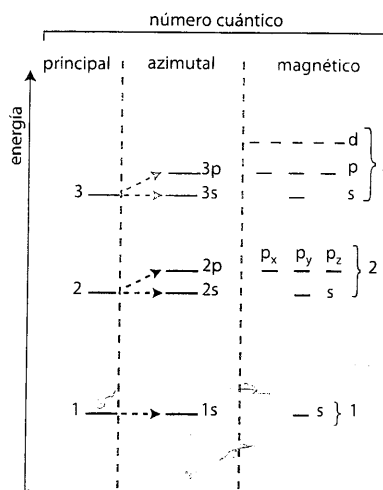


Diagrama de niveles de energía, según la descripción de Bohr. Una forma usual de representar los niveles de energía es mediante diagramas. En el eje vertical se representa, en escala arbitraria, la energía creciente. El eje horizontal solo tiene la función de dar un marco visual, no tiene ningún significado físico. En el presente diagrama se indica la separación relativa de los niveles.



En este diagrama de energía se ve cómo, al aumentar la cantidad de números cuánticos, aumenta la descripción de los orbitales.

Con el número cuántico principal n se tiene una descripción semejante a la de Bohr.

El número cuántico azimutal especifica el tipo de orbital (**s**, **p**, **d** y **f**). El número cuántico magnético indica cuántas formas equivalentes hay de cada uno de estos orbitales, diferenciadas por su orientación espacial.

La ubicación de los electrones

Cuando se describe la ubicación de los electrones en un átomo, se cumplen las siguientes reglas:

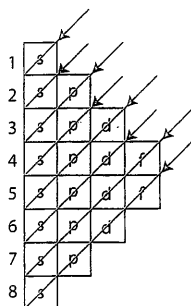
- Cada orbital puede ser ocupado por hasta 2 electrones.

Para cada forma espacial de un orbital, solo pueden colocarse dos electrones, cada uno de ellos con el espín opuesto. Así, en un orbital tipo **s** solo pueden ubicarse dos electrones; mientras que en los orbitales tipo **p** pueden ubicarse hasta 6 electrones (2 en p_x , 2 en p_y y 2 en p_z). En esta tabla, se ejemplifican los tres primeros niveles:

Nivel	Orbitales	Nº máximo de electrones por orbital	Nº máximo de electrones por nivel	
1	s	2	2	
2	s	2	8	
	p	p_x		2
		p_y		2
		p_z		2
3	s	2	18	
	p			6
		d		10

- Para caracterizar a un electrón, se utilizan solo dos números cuánticos, teniendo en cuenta la siguiente convención: *número cuántico principal* seguido del *tipo de orbital* e indicando el *número de electrones* como exponente de este último. Por ejemplo, la abreviatura $2p^5$ indica que cinco electrones están ocupando un orbital tipo **p** ($l = 1$) del segundo nivel de energía.

- Cuando un átomo tiene varios electrones, para indicar cómo se distribuyen los electrones en los distintos subniveles se sigue el orden de las diagonales indicadas en este cuadro:



Por ejemplo, un átomo que posee un electrón se describe como $1s^1$, que indica que el electrón se encuentra en un orbital tipo **s** del primer nivel. Un átomo que posee 8 electrones se describe como $1s^2 2s^2 2p^4$, indicando que posee 2 electrones en el primer nivel y 6

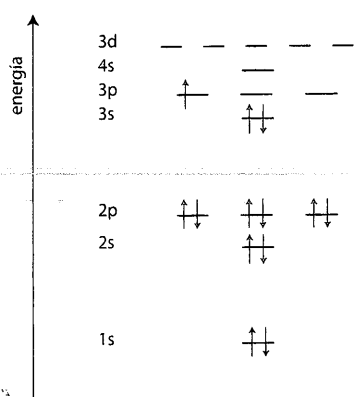
en el segundo, pero en este último caso se distribuyen 2 en un orbital tipo **s** y 4 en tres orbitales tipo **p**.

- Los números cuánticos magnético (m) y de espín (1) quedan implícitos; en caso de querer indicarlos, se utiliza la siguiente convención:

- 2 electrones en un orbital tipo **s**, se indica como s^2 , o bien $\uparrow\downarrow$

- 4 electrones en orbitales tipo **p**, se indica como p^4 , o bien $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ o sea, p_x^2, p_y^1, p_z^1 .

(Las flechas indican el espín y las líneas horizontales, el orbital.)



Estructura electrónica de un átomo con trece electrones.

Se comienza llenando desde el nivel más bajo. Las flechas indican el número de espín. Dos electrones cualesquiera no pueden tener sus cuatro números cuánticos iguales; por esa razón, en cada orbital caracterizado por 3 números cuánticos iguales solo se pueden ubicar dos electrones, los que se diferencian por su número de espín. El "número cuántico de espín" solo puede tener dos valores, $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$, que

normalmente se indican como \uparrow y \downarrow . Cuando existen orbitales de igual energía no se ubica un segundo electrón en alguno de ellos, mientras quede otro completamente vacío. La estructura electrónica en este caso es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, o bien $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^1$.

Electrones externos e internos

Las propiedades químicas de un determinado tipo de átomo dependen, básicamente, del número de electrones ubicados en el último nivel. A estos últimos se los denomina *electrones de valencia*, mientras que a los restantes se los denomina *electrones internos*. Los electrones de valencia tienen un papel fundamental en la formación de enlaces químicos.

Los elementos

Los átomos son la porción mínima de materia que, combinada químicamente —es decir, unida a otros átomos—, forma todos los materiales que se conocen; por esta razón, a cada tipo de átomo se le da el nombre de *elemento*.

A cada elemento se le asigna un nombre y, para abreviar, un símbolo. Así, el símbolo del hidrógeno es H; el del oxígeno, O; el del nitrógeno, N; etcétera.

Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de protones y, consecuentemente, el mismo número de electrones. Todos los átomos de hidrógeno tienen un protón en su núcleo y un electrón en su zona externa, mientras que todos los átomos de nitrógeno tienen 7 protones y 7 electrones. Sin embargo, los átomos de un mismo elemento pueden diferir en el número de neutrones que contienen. Por ejemplo, la mayor parte de los átomos de carbono (C: 6 p⁺ y 6 e⁻) tienen 6 neutrones, pero hay algunos que tienen 7 y otros que tienen 8. A pesar de esta diferencia, todos son átomos de carbono (C) porque tienen el mismo número de protones y también de electrones y, por lo tanto, iguales propiedades químicas. Los diferentes átomos de un mismo elemento se denominan *isótopos*.

Los neutrones contribuyen a la estabilidad del núcleo atómico, en el cual están concentrados los protones, partículas de igual carga (positiva). Para poder identificar y caracterizar un determinado tipo de átomo se utiliza el símbolo correspondiente y otros dos números: el número atómico y el número másico.

El número atómico

Se indica con la letra Z y su valor es igual al número total de protones. Como los átomos no tienen carga, tiene que haber igual número de electrones que de protones, razón por la cual Z también será igual al número de electrones. Por ejemplo, el sodio (Na) tiene Z = 11; por lo tanto, tendrá 11 p⁺ y 11 e⁻.

El valor de Z también permite obtener la estructura electrónica del átomo en cuestión, para lo cual se aplican las reglas antes indicadas para la ubicación de los electrones.

De este modo, en el sodio (Z = 11), los once electrones se distribuyen completando los niveles de menor energía. Se ubican, entonces, 2 electrones en el nivel 1, y quedan 9 para ubicar en los niveles siguientes. En el subnivel 2s se ubican otros 2 electrones, seguidos de 6 electrones en el subnivel 2p y el electrón restante en el subnivel 3s. De esta forma, la estructura electrónica del sodio es: 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹.

Conociendo el Z de cada tipo de átomo es posible deducir cuántos electrones posee en el último nivel; esta información es muy importante para poder predecir cuál será su comportamiento químico.

Elemento	Porcentaje
Nitrógeno	78,10
Oxígeno	21,00
Gases inertes	0,87
Otros gases	0,03

Distribución de los elementos en la atmósfera.

Elemento	Porcentaje
Oxígeno	86,00
Hidrógeno	11,00
Cloro	1,90
Sodio	1,00
Magnesio	0,12
Azufre	0,09
Otros	0,09

Distribución de los elementos en mares y océanos.

Elemento	Porcentaje
Oxígeno	46,60
Silicio	27,70
Aluminio	8,10
Hierro	5,50
Calcio	3,60
Sodio	2,80
Potasio	2,60
Magnesio	2,10
Titanio	0,44
Hidrógeno	0,14
Otros	1,00

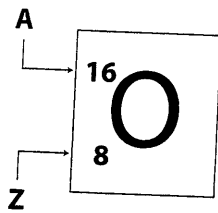
Distribución de los elementos en la corteza terrestre.

El número másico

Se indica con la letra A y su valor es igual a la suma del número de protones (p) con el de neutrones (n). El oxígeno (O) tiene $A = 16$ y $Z = 8$; con esta información se deduce que tiene $8 p^+$, $8 n$ en su núcleo y $8 e^-$ en su región externa. Dos electrones se ubican en su primer nivel y seis, en el segundo (ya que la estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^4$). Por convención, el número atómico se coloca a la izquierda y como subíndice del símbolo del elemento, mientras que el número másico va a la izquierda y como exponente (ver figura).

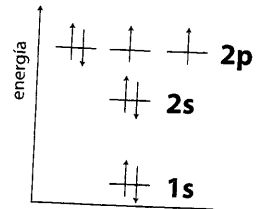
De acuerdo con la convención anterior, se deduce que los átomos de azufre (${}^{32}_{16}\text{S}$) contienen 16 protones y 16 neutrones en su núcleo. Sus 16 electrones se distribuyen de la siguiente forma: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (ver figura de abajo).

Tanto el oxígeno como el azufre tienen un último nivel con 6 electrones que, en ambos casos, se distribuyen de igual manera: 2 en un orbital tipo **s** y 4 en orbitales tipo **p**. El hecho de que las propiedades químicas de ambos sean diferentes muestra que existe otro factor de importancia que debe ser considerado: el radio atómico. En efecto, el azufre, al tener un nivel electrónico más, tiene un volumen atómico mayor, razón por la cual las interacciones atractivas entre los protones del núcleo y los electrones exteriores es menor que en el caso del oxígeno.



radio atómico: 0,66 Å

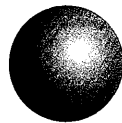
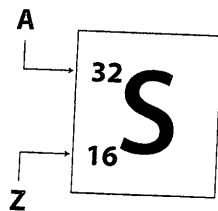
$$Z = 8 \Rightarrow 8 e^- \text{ y } 8 p^+$$



Los isótopos

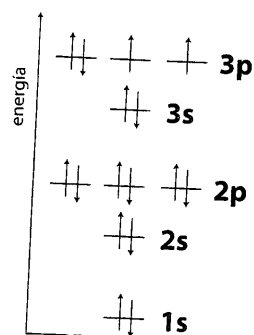
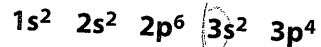
Se denomina *isótopos* a los átomos de un mismo elemento que tienen distinto número de neutrones. Por ejemplo, el carbono 14 (${}^{14}_6\text{C}$) tiene 2 neutrones más que el carbono 12 (${}^{12}_6\text{C}$), que es el más abundante. Ambos tienen 6 electrones distribuidos de formas idénticas y el mismo tamaño atómico, razón por la cual tienen las mismas propiedades químicas; a pesar de que tienen diferente número de protones en su núcleo, pertenecen al mismo elemento: el carbono.

Existen isótopos de muchos elementos que son radiactivos, es decir, se desintegran formando átomos de otros elementos. Algunos se aplican en Medicina para estudiar el interior del cuerpo, permiten determinar la edad de objetos muy antiguos o se usan como "combustible" para la obtención de energía (en las centrales nucleares). Sin embargo, así como brindan beneficios también pueden generar perjuicios tales como los generados por los desechos radiactivos, que contaminan el medio ambiente, o la fabricación y el uso de armas nucleares capaces de destruir la vida sobre el planeta.



radio atómico: 1,04 Å

$$Z = 16 \Rightarrow 16 e^- \text{ y } 16 p^+$$



Las reacciones nucleares

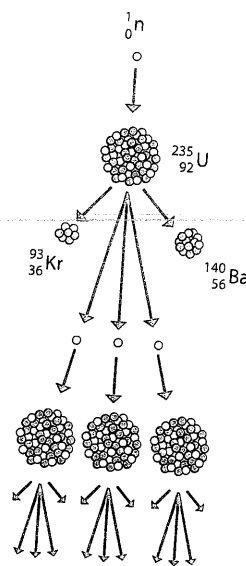
Los núcleos atómicos de algunos isótopos son inestables, ya sea naturalmente o en condiciones creadas por el hombre. Estos núcleos se desintegran generando uno o más núcleos y emiten partículas y radiación electromagnética de alta energía. Este tipo de transformaciones se denomina *reacción nuclear*. Cuando un núcleo se descompone espontáneamente, el proceso se llama *desintegración radiactiva*; cuando el cambio es inducido por el bombardeo con un neutrón u otro núcleo atómico, se denomina *transmutación nuclear*.

La energía que llega del Sol tiene su origen en las reacciones nucleares que ocurren en él. Desde ese punto de vista, las reacciones nucleares son esenciales para el desarrollo de la vida; sin dicha energía no se produciría la fotosíntesis, por ejemplo.

Aunque la desintegración radiactiva fue descubierta en 1902, la utilización de las reacciones nucleares como fuente de energía y su aplicación a estudios científicos, recién se concretó a mediados del siglo XX. La fabricación de armas atómicas, los accidentes ocurridos en centrales nucleares y los peligros de contaminación ambiental, que implican los desechos nucleares, instalaron un debate en la sociedad que aún no está saldado.

Características de las reacciones nucleares

- No hay conservación del tipo de átomos, ya que los átomos originales se transforman en otro tipo de átomos. Por ejemplo, el isótopo 235 del uranio se transforma en plomo liberando partículas α (formadas por núcleos de helio), rayos β (formados por electrones) y rayos γ (que consisten en radiación electromagnética de alta energía).
- No hay conservación de la cantidad de átomos. Existen reacciones en las cuales un núcleo atómico se parte para generar dos átomos distintos (llamadas *reacciones de fisión nuclear*), y también existen reacciones donde varios núcleos atómicos se unen para generar un nuevo átomo (llamadas *reacciones de fusión nuclear*). En ambos casos, la cantidad de átomos presentes antes y después de la reacción es diferente.
- No hay conservación de masa, ya que se comprobó que, en este tipo de reacciones, se producen pequeñas variaciones de la masa (Δm) que liberan gran cantidad de energía (ΔE). El físico alemán Albert Einstein (1879-1955) demostró que dichas variaciones están relacionadas por la ecuación $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$ (donde $c = 300.000.000$ m/s, que es la velocidad de la luz). Como el valor de la velocidad de la luz es tan elevado, la conversión de una mínima cantidad de masa genera un valor de ΔE enorme. Por ejemplo, si se consumiera un gramo de materia, la energía resultante alcanzaría para aumentar en 10°C la temperatura de 2,1 millones de toneladas de agua.
- En muchos casos, la energía sobrante de la reacción es emitida en forma de radiación electromagnética de alta energía, como los rayos γ y los rayos X. La exposición a los rayos γ es muy peligrosa, porque produce alteraciones genéticas. Lo mismo ocurre con los rayos X, pero para mayores tiempos de exposición (este factor es tenido en cuenta en las aplicaciones que se realizan con fines médicos).



La figura representa una de las posibles reacciones de la fisión del uranio 235. Un neutrón impacta en el núcleo y lo divide en dos fragmentos: uno de criptón 93 y otro de bario 140. Al mismo tiempo, se liberan tres neutrones, que son capaces de fisiónar otros átomos de uranio 235 (reacción en cadena). De esta manera, una vez iniciada la reacción, esta se mantiene por sí misma, sin necesidad de aportar neutrones externos. La energía liberada en la fisión nuclear proviene del reacondicionamiento de los protones y los neutrones en los nuevos núcleos formados. Durante el proceso, una cantidad ínfima de masa nuclear es transformada en energía liberada, cuyo valor puede calcularse mediante la ecuación de Einstein.