

# Estructura atómica. Enlaces: La constitución del átomo. Modelos atómicos

---



**Preparación Acceso a  
CFGS**

**Química  
Contenidos**

**Estructura atómica. Enlaces:  
La constitución del átomo. Modelos  
atómicos**

# 1. ¿Qué y cómo es un átomo?

---



Imagen de Guillem Oliver en Flickr. CC

¿Te suena de algo el monumento que ves en la imagen?...

Es el Atomium y está en Bruselas, una de las sedes del Parlamento Europeo. Desde su construcción, con motivo de la Exposición Universal de 1958, se ha convertido en uno de los símbolos de la ciudad (como la Torre Eiffel lo es de París, o el Big Ben lo es de Londres,...). El Atomium está formado fundamentalmente por nueve enormes esferas que representan 9 átomos (de hierro, concretamente) unidos entre sí, tal y como están en un cristal de ese metal.

Pero claro, seguro que alguna vez has oído o estudiado que los átomos son las partículas de las que está compuesta la materia y que sabes que los átomos no son tan grandes ¿verdad? De hecho, son muchísimo más pequeños; las esferas del Atomium son unos 150 billones de veces más grandes que los átomos a los que están representando. Pero cuando cualquier persona piensa en un átomo se le viene a la cabeza más o menos eso... una esfera, aunque no podamos fácilmente hacernos una idea de lo pequeña que es.

Se atribuye al filósofo griego **Demócrito**, que vivió en el siglo VI A.C., ser el primero que habló de átomos. Demócrito y sus seguidores (los atomistas) pensaban que los átomos eran la unidad básica de la que está hecha toda la materia y que era indivisible. De hecho, la palabra átomo viene del griego y significa indivisible.

Lejos estaban de sospechar todas las maravillas que se encierran en un pequeño átomo. Maravillas que tú... estás a punto de conocer.

**"La materia se puede dividir indeterminadamente en partículas cada vez más pequeñas hasta obtener unas diminutas e indivisibles, llamadas átomos"**



[Imagen](#) en  
Wikipedia.  
[CC0](#)

## **Demócrito**

### *Actividad de lectura*

En este tema te vas a acercar a la constitución interna de los átomos. Trataremos de dar respuesta a preguntas como: ¿Son los átomos indivisibles, como pensaba Demócrito?, ¿hay algo más pequeño que los átomos?, si es así... ¿cómo se organiza el interior de los átomos?

Para hacerte una idea rápida de lo que vas a aprender en este tema, haciendo clic en el botón de más abajo podrás ver un vídeo que te lo cuenta de forma muy resumida.

**Mostrar retroalimentación**

[Vídeo](#) de [fisicayquimicavideos](#) alojado en Youtube



## 2. Modelo de Dalton

---

Las ideas de Demócrito no tuvieron influencia en la filosofía griega, que tachó esta teoría como carente de importancia.

Así, durante más de 2000 años nadie profundizó en el estudio teórico sobre la naturaleza de la materia.

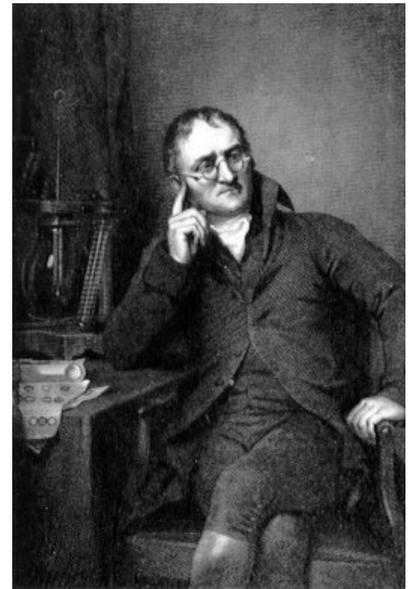
Todo cambió a comienzos del siglo XIX, con los estudios del químico inglés John Dalton que estableció el primer modelo atómico.

Lo que Dalton pretendía, retomando la teoría atómica, era explicar ciertas regularidades que se observaban en la forma en que unas sustancias reaccionaban con otras. Estas regularidades, las **leyes ponderales de la química**, eran bien conocidas en esa época.

Dalton sugirió que todas esas leyes de la Química se podrían explicar muy fácilmente si suponemos que la materia está formada por átomos. Imaginaba los átomos como esferas rígidas, indivisibles e indestructibles, de tal manera que los átomos de cada elemento químico eran todos iguales entre sí, pero diferentes a los de los demás elementos.

**"La materia está compuesta de átomos de diferentes masas, que se combinan en proporciones sencillas para formar compuestos"**

John Dalton



[Imagen](#) en Wikipedia. CC0

La teoría atómica de Dalton, publicada en 1808, indica que:

- Las sustancias están formadas por **partículas indivisibles** y muy pequeñas llamadas **átomos**.

- Todos los **átomos de una sustancia simple son iguales entre sí**; en particular, tienen la misma masa.

- Los átomos se unen entre sí, formando **sustancias simples** si se unen átomos iguales o **compuestas** si se unen átomos distintos, pero siempre en una proporción fija para cada sustancia.

- En **las reacciones químicas los átomos no cambian**: simplemente, se unen de forma diferente en los reactivos y en los productos, pero el número de cada tipo de átomos no se modifica.

ELEMENTS					
○	Hydrogen	1	○	Strontian	46
⊖	Azote	5	⊖	Barytes	68
●	Carbon	5	⊖	Iron	50
○	Oxygen	7	⊖	Zinc	56
⊖	Phosphorus	9	⊖	Copper	56
⊕	Sulphur	13	⊖	Lead	90
⊖	Magnesia	20	⊖	Silver	190
⊖	Lime	24	⊖	Gold	190
⊖	Soda	28	⊖	Platina	190
⊖	Potash	42	⊖	Mercury	167

Imagen de dominio público en Wikimedia

Dalton representó cada tipo de átomos por un símbolo gráfico, como se ve en la imagen. Posteriormente, se les ha ido dando un símbolo formado por una o dos letras, mayúscula la primera, relacionado con las iniciales de su nombre, a veces latino (Fe de ferrum, Ag de argentum, ...).

Los postulados de Dalton le permitieron explicar tanto la ley de conservación de la masa (pues cualquier cambio químico se trataba simplemente de una reordenación de átomos) como la ley de las proporciones definidas, al ser la proporción de átomos en una muestra de un compuesto dado similar a la de una molécula de dicho compuesto.

*Para saber más*

## La Tabla Periódica

Como ya sabes, los símbolos de todos los elementos químicos conocidos se recogen en la tabla periódica. Además, se indican o deducen muchos otros datos que la convierten en un elemento de trabajo fundamental en Química.



## John Dalton y el daltonismo

Aunque Dalton fue autor de su teoría atómica, enunció las leyes de las proporciones múltiples y de las presiones parciales de los gases, y destacó por ser un gran experimentador, la contribución por la que es más recordado es, sin duda, por describir por vez primera la ceguera a ciertos colores que lleva su nombre, el **daltonismo**, consistente en la imposibilidad de distinguir colores tales como el rojo y el verde.

Dalton, protestante cuáquero, siempre vestía de forma sencilla, humilde y en tonalidades oscuras. Por ello, todo el mundo se sorprendió cuando apareció con una vestimenta rojo escarlata, muy poco discreta, a una recepción con el rey Guillermo IV. Cuando fue preguntado él aseguró verla de color gris oscuro. Esta afección explicaba además la razón por la que a la hora de experimentar sus teorías, muchas veces confundía los frascos de reactivos.

### 3. Modelo atómico de Thomson

Según Dalton, el átomo era indivisible, pero a finales del siglo XIX las observaciones empíricas ya indicaban la presencia de partículas cargadas que, por el hecho de poseer carga eléctrica, no podían ser los átomos neutros de Dalton. La conclusión lógica fue que los átomos no eran partículas fundamentales, sino que estaban formados por partículas subatómicas.

La primera de estas partículas en descubrirse fue el **electrón**, identificado por J.J. Thomson a partir de los resultados obtenidos en la experimentación de gases a baja presión en un dispositivo denominado tubo de rayos catódicos, que puedes observar a continuación:



Grabación de [animación](#) de Mariano Gaité Cuesta

Al aplicar una diferencia de potencial entre los extremos se produce la emisión de radiación en forma luminosa, transmitida en línea recta. Esta radiación fue denominada como **rayos catódicos**, por proceder del cátodo.

Ahora bien, al aplicar un campo eléctrico sobre la trayectoria de los rayos se observó que estos se desviaban hacia la placa cargada positivamente, lo que indicaba claramente que dicha radiación estaba cargada, y más concretamente formada por partículas de carga negativa.



[Imagen](#) en Wikipedia. [CC](#)

Tras el estudio detallado de estas desviaciones, se encontró que se trataba de partículas cargadas negativamente y fácilmente desviables (de poca masa). Se pudieron describir las características de un diminuto **electrón**.

Se encontró que el electrón era una partícula con una masa extremadamente pequeña, exactamente  $9,1 \cdot 10^{-31}$  kg. También se encontró que el electrón tenía una carga eléctrica negativa, con un valor de  $1,6 \cdot 10^{-19}$  C.

**Propiedades  
del electrón:**

$$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

$$q_e = - 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

El culombio (C) es la unidad de carga eléctrica en el Sistema Internacional de Unidades y se corresponde con la carga de  $6,24 \times 10^{18}$  electrones.

## Importante

El **electrón** es una partícula constituyente del átomo, caracterizada por:

- **Carga eléctrica negativa.**
- **Masa extremadamente pequeña.**

## Reflexiona

¿Por qué dedujo Thomson que los rayos catódicos estaban formados por partículas de carga negativa?

### Mostrar retroalimentación

Los rayos catódicos no pueden ser neutros, ya que se desvían al aplicar un campo eléctrico. Como además se desvían hacia la carga positiva y dado que, como sabes, cargas del mismo signo se repelen y de distinto signo se atraen, la carga de las partículas debía ser negativa para verse atraídas.

Como un átomo en su conjunto es neutro, la existencia de una partícula subatómica con carga neta negativa implicaba la existencia de carga positiva en la estructura del átomo para compensar la carga de los electrones.

La solución que dio **Thomson** fue su modelo atómico, en el cual consideraba el átomo como una esfera con carga positiva uniformemente distribuida por todo su volumen y los electrones incrustados en ella como las pepitas de una sandía, tal y como puedes observar en la imagen.

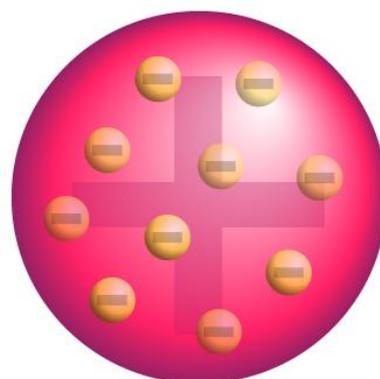


Imagen en Wikipedia. Dominio público

## Importante

Según el modelo atómico de Thomson el átomo está compuesto por **electrones de carga negativa, incrustados en un átomo positivo**, como pasas en un pudín.

## Comprueba lo aprendido co

La siguiente frase describe el átomo propuesto por Thomson, escribe las palabras que faltan.

*En el modelo atómico que propuso, Thomson imaginó el  como una esfera compacta de carga , en la cual se encuentran incrustados los  con su carga , como el átomo es , la carga positiva se compensa con la carga negativa de los .*

**Averiguar la puntuación** **Mostrar/Eliminar las respuestas**

-----

## 4. Modelo atómico de Rutherford

---

Según el modelo de Thomson, el electrón es una partícula constituyente del átomo, que tiene carga negativa. Pues si el electrón es negativo y es un componente del átomo, que es neutro, es de esperar que en el átomo se encuentren también otras partículas con carga positiva.

No transcurrieron muchos años hasta que se encontrara esta nueva partícula, el **protón**. Se atribuye a **Rutherford** el descubrimiento del protón, una partícula con una masa muy grande, comparada con la del electrón ( $m_p = 1,7 \cdot 10^{-27}$  kg) y una carga exactamente igual a la del electrón, pero de signo positivo ( $q_p = 1,6 \cdot 10^{-19}$  C).

### Propiedades del protón:

$$m_p = 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$q_p = + 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

*Importante*

El **protón** es una partícula constituyente del átomo, que tiene:

- **Carga positiva** y de igual valor a la del electrón.
- Una **masa mucho mayor a la del electrón**, unas dos mil veces.

Descubierta otra partícula subatómica, el protón, se tuvo de nuevo la necesidad de idear un modelo para el átomo, a fin de comprender cómo están situados los protones y los electrones en el interior del diminuto átomo.

Rutherford realizó un sencillo experimento que le permitió establecer este nuevo modelo: bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa  $\alpha$ , cargadas positivamente (en ese momento Rutherford lo desconocía, pero se trataba de núcleos de Helio). Colocando una pantalla fluorescente detrás del haz de partículas  $\alpha$ , podía observar dónde impactaban éstas.

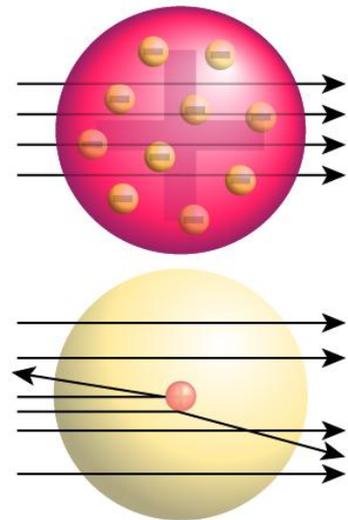
El montaje experimental y los resultados obtenidos puedes observarlos en el siguiente vídeo:

## Nucleus of an atom



[Vídeo](#) de kosasihiskandarsjah alojado en Youtube

El resultado del experimento fue absolutamente inesperado, tal y como puedes observar en la imagen de la derecha: en la parte superior se observa el resultado que cabría esperar según el modelo de Thomson, y en la parte inferior lo que se observó realmente.



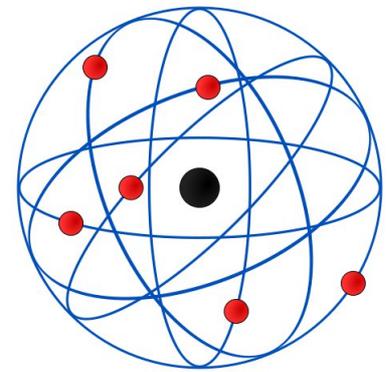
Concretamente, los resultados del experimento indicaban que :

- La mayor parte de las partículas  $\alpha$  atravesaban la lámina sin desviarse.
- Una pequeña proporción de ellas atravesaba la lámina, pero desviándose ligeramente.
- Y lo más sorprendente: en torno a una de cada 10000 partículas rebotaba en la lámina y volvía hacia el emisor. En palabras de Rutherford, "*era como si al disparar una bala contra un papel de fumar, en lugar de atravesarlo, rebotara*"

[Imagen](#) en Wikipedia. Dominio público

La explicación que dio Rutherford fue que la masa y la carga positiva del átomo estaban concentradas en un volumen muy pequeño del átomo en vez de distribuidas por el todo. La mayor parte del espacio entorno a estos "centros positivos", que denominó **núcleo atómico**, era vacío, con los electrones situados orbitando entorno al núcleo de forma similar a como los planetas orbitan entorno al sol.

Así, el átomo propuesto por Rutherford se parecía a un pequeño sistema solar con el núcleo cargado positivamente siempre en el centro y con los electrones girando alrededor del núcleo, por ello se le conoce también como *modelo planetario del átomo*.



[Imagen](#) en Wikimedia. CC

*El átomo está constituido por un núcleo central en el que se encuentra localizada la casi totalidad de la masa y toda la carga positiva. Entorno a este núcleo y a grandes distancias (relativas) de él se encuentran los electrones girando a gran velocidad para que se compense la fuerza de atracción electrostática por el núcleo positivo.*

Además con objeto de que el átomo sea eléctricamente neutro, la carga positiva del núcleo ha de ser exactamente igual a la carga de los electrones. Es decir, el número de protones del núcleo es el mismo que el de electrones de la corteza.

## *Comprueba lo aprendido* Blanco

Completa el siguiente texto con las palabras que faltan:

El modelo atómico de Rutherford propone un  constituido por una parte central, llamada  en la que se encuentra localizada casi toda la  y toda la carga  y alrededor de él, en la  se encuentran los , que poseen carga .

**Enviar**

## *Comprueba lo aprendido* tiple

Según el modelo de Rutherford, ¿cuáles de las siguientes partículas se encuentran en el núcleo?

- Los electrones.
- Los protones.

- Los protones.
- Los neutrones.

😞 Incorrecto, los electrones se encuentran en la corteza.

😄 Correcto, según este modelo en el núcleo se encuentran los protones y en la corteza los electrones.

😞 Incorrecto, los neutrones aún no se habían descubierto cuando Rutherford propuso este modelo.

### Solución

1. Incorrecto
2. Opción correcta
3. Incorrecto

## Importante

Según el modelo de **Rutherford**, el átomo está formado por un **núcleo**, de tamaño muy pequeño en relación con el total del átomo, que concentra toda la carga positiva y la mayor parte de la masa, rodeado por una **corteza** en la que se ubican los electrones (carga negativa) orbitando entorno al núcleo.

## Comprueba lo aprendido Últiple

Señala cuáles de las siguientes afirmaciones relativas al modelo atómico de Rutherford son correctas:

- a) Los átomos son, en su mayor parte, espacio vacío.
- b) Los átomos tienen su masa distribuida uniformemente en todo su volumen.
- c) El núcleo del átomo es neutro.
- d) Los electrones se encuentran fuera del núcleo, orbitando en torno a él.

**Mostrar retroalimentación**

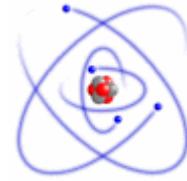
## **Solución**

1. Correcto
2. Incorrecto
3. Incorrecto
4. Correcto

## 4.1 Partículas subatómicas

Pero, ¿son el electrón y el protón las únicas partículas subatómicas existentes?

Si así fuera, existiría un problema, ya que si los núcleos estuvieran formados por únicamente por protones serían inestables, ya que cargas del mismo signo presentan repulsión electrostática que destruiría el núcleo atómico.



Animación de Debianux en  
Wikimedia. Licencia GNU

En 1932 James Chadwick descubrió la existencia de una nueva partícula en el núcleo.

Esta tercera partícula constituyente del átomo, que ya predijo Rutherford, tardó mucho en encontrarse, más de 30 años. Se descubrió por casualidad al estudiar la reacciones nucleares. La explicación de esta tardanza está en que dado que no tiene carga eléctrica, no es fácil detectarla.

### Propiedades del neutrón:

$$m_n = 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$q_n = 0$$

El **neutrón**, tiene una masa similar a la del protón ( $m_n = 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ) y no tiene carga eléctrica, es neutra.

### Importante

El **neutrón** es una partícula constituyente del átomo que tiene:

- una **masa** similar a la del protón.
- **No tiene carga eléctrica**. es una partícula neutra.

### Importante

Las **partículas fundamentales** son el electrón, el protón y el neutrón, ya que son necesarias y suficientes para construir un modelo atómico aceptable y satisfactorio.

#### Electrón

- Masa muy pequeña, depreciable respecto a la de las otras partículas.
- Carga eléctrica negativa.

<b>Protón</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>● Masa muy grande, unas dos mil veces la del electrón.</li> <li>● Carga eléctrica positiva de igual valor que la del electrón.</li> </ul>
<b>Neutrón</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>● Masa muy grande, similar a la del protón.</li> <li>● No tiene carga eléctrica</li> </ul>

Estas tres partículas subatómicas constituyen el átomo según la teoría clásica y sus características principales puedes observarlas en la siguiente tabla-resumen:

Partícula	Símbolo	Carga Eléctrica (C)	Masa (kg)	Ubicación en el átomo
<b>Electrón</b>	$e^-$	$-1.6 \cdot 10^{-19}$	$9.11 \cdot 10^{-31}$	En la corteza electrónica, alrededor del núcleo
<b>Protón</b>	$p^+$	$+1.6 \cdot 10^{-19}$	$1.67 \cdot 10^{-27}$	En el núcleo
<b>Neutrón</b>	$n$	0	$1.67 \cdot 10^{-27}$	En el núcleo

### *Importante*

Como resulta muy poco cómodo trabajar con números tan pequeños como los de la masa y carga de las partículas subatómicas, se han definido **unidades atómicas** específicas:

- **Unidad elemental de carga (e)**: corresponde a la carga del protón ( $1.6 \cdot 10^{-19}$  C), de modo que la carga del protón es **+1 e** y la del electrón **-1 e**, respectivamente.

- **Unidad de masa atómica (u)**: originalmente definida como la masa de un protón ( $1.67 \cdot 10^{-27}$  kg), actualmente se define exactamente como la doceava parte de la masa de un átomo de Carbono-12. Así, la masa de un protón es de **1.0073 u**, la de un neutrón **1.0087 u** y la de un electrón  **$5.49 \cdot 10^{-4}$  u**. Como la diferencia es muy pequeña, a efectos

Como la diferencia es muy pequeña, a efectos prácticos se considera similar la masa del protón y del neutrón, de valor **1 u**.

## Comprueba lo aprendido Blanco

Completa el siguiente texto:

A pesar de que en los primeros modelos el  se consideraba indivisible, distintos experimentos mostraron que estaba formado por partículas más pequeñas que se denominaron . En la teoría de Rutherford existen  partículas subatómicas: el electrón, con carga  y masa muy pequeña, el , cargado positivamente y el neutrón que no tiene  eléctrica; estas dos últimas partículas tienen aproximadamente la  masa. Mientras que los electrones se encuentran en la corteza, el protón y el neutrón se ubican en el  atómico.

## Para saber más

Actualmente sabemos que los componentes del núcleo atómico, protones y neutrones, no son partículas elementales, sino que están compuestos por otras partículas más pequeñas, denominadas **quarks**. Estos, junto con los leptones (el electrón es uno de ellos), son los constituyentes fundamentales de la materia.

Existen 6 tipos distintos de quarks, que dan lugar (junto a los leptones) a toda la materia conocida:

- *up* (arriba)
- *down* (abajo)
  
- *charm* (encantado)
- *strange* (extraño)
- *top* (cima)



- *top* (cima)
- *bottom* (fondo).

Y por si te lo preguntas, sus nombres fueron escogidos arbitrariamente y no tienen nada que ver con sus propiedades.

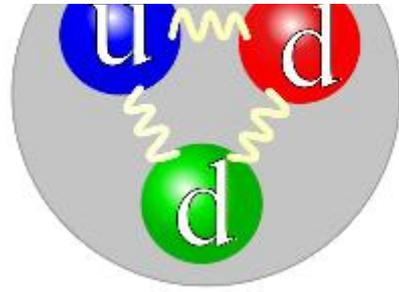


Imagen de Harp en Wikimedia. CC

Los distintos tipos de quarks se combinan de distinta manera para producir las partículas conocidas. En la imagen puedes observar un neutrón, compuesto por un quark up (u) y dos down (d)

## Comprueba lo aprendido

¿Cuál es la partícula elemental que tiene menor masa?.

- Electrón.
- Protón.
- Neutrón.

😊 Muy bien, el electrón tiene una masa casi dos mil veces menos pesada que el protón y el neutrón.

😞 Incorrecto, el protón es una partícula muy pesada.

😞 Incorrecto, el neutrón es una partícula muy pesada.

### Solución

1. Opción correcta
2. Incorrecto
3. Incorrecto

¿Qué partícula tiene carga eléctrica positiva?

- Electrón.
- Protón.
- Neutrón.

😞 Incorrecto, el electrón tiene carga negativa.

😊 Muy bien, el protón tiene una carga positiva de igual valor a la del electrón.

 Incorrecto, el neutrón no tiene carga eléctrica, es una partícula neutra.

### Solución

1. Incorrecto
2. Opción correcta
3. Incorrecto

¿Cuál fue la última partícula elemental que se descubrió?

- Electrón.
- Protón
- Neutrón.

 Incorrecto, precisamente el electrón fue la primera partícula que se descubrió.

 Incorrecto, el protón fue la segunda partícula que se descubrió.

 Muy bien, el neutrón, al no tener carga eléctrica, fue muy difícil probar su existencia.

### Solución

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Opción correcta

Si un átomo tiene siete protones, cuatro electrones y cuatro neutrones, ¿cuántas partículas pesadas tiene?.

- Siete.
- Once.
- Quince.

 Incorrecto, los protones no son las únicas partículas pesadas.

 Muy bien, las partículas pesadas son los protones y los neutrones.

 Incorrecto, los electrones no son partículas pesadas, sólo lo son los protones y los neutrones.

### Solución

1. Incorrecto

1. incorrecto
2. Opción correcta
3. Incorrecto

## 4.2 Número atómico y número másico. Isótopos

Como has visto, el átomo en el modelo de Rutherford es una estructura con un núcleo cargado positivamente en el que se encuentran los protones y neutrones, y una corteza en la que se encuentran los electrones, con carga negativa.

Dado que todos los átomos pertenecen a algún elemento químico, era necesario identificar de alguna forma aquellos átomos de un determinado elemento, de forma sencilla e inequívoca. Para ello se introduce el concepto de número atómico:

*Importante*

El **número atómico** de un elemento es el número de protones que posee cualquier átomo de ese elemento. Se designa por la letra **Z**.

En un átomo neutro, como el número de protones coincide con el número de electrones, el número de electrones presente también es Z.

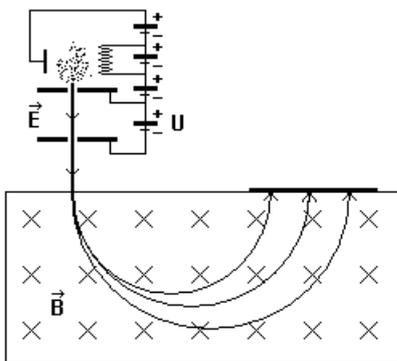


Imagen de Oscar2 en Wikimedia. CC0

Resulta evidente a partir de esta definición que todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones y por lo tanto Z permite identificar inequívocamente el elemento.

El descubrimiento de la radiactividad y el hecho de que sustancias radiactivas con propiedades químicas similares presentaran comportamientos radiactivos diferentes, llevó a pensar que no todos los átomos de un mismo elemento eran exactamente iguales.

El número de protones y electrones debía ser el mismo, por tratarse de átomos neutros del mismo elemento, por lo que la única opción es que difirieran en el número de neutrones que tenían.

Esto se comprobó empíricamente mediante un dispositivo denominado **espectrómetro de masas**, en el que iones de un mismo elemento presentan distintas trayectorias en función de su masa, tal y como puedes observar en la figura.

Para distinguir estos átomos con distinta masa, se introduce el concepto de número másico :

El **número másico** de un elemento se define como el número de protones (Z) más el número de neutrones (n) que posee un átomo. Se designa por la letra **A**.

$$A = Z + n$$

*Importante*

Si el átomo está constituido por tres tipos de partículas: electrones, protones y neutrones, para caracterizar o representar los átomos de un determinado elemento, tendremos que indicar el número de partículas de cada clase que posee, es decir:

- **Número atómico Z:** Es el número de protones (y de electrones) que posee el átomo neutro.
- **Número de Neutrones N:** Es el número de neutrones que posee el átomo.
- **Número másico A:** Es el número de partículas pesadas que el átomo posee, es decir, el número de protones y de neutrones (  $A = Z + N$ ).

*Importante*

Se denominan **isótopos** a aquellos átomos de un mismo elemento que tienen distinto número de neutrones (y número másico y masa atómica diferentes).

Para representar un átomo se indica su símbolo, y junto a él sus números atómico y másico, de la siguiente forma:  ${}^A_ZX$



71  
32 **Ge**  
Germanio

nuevo

Nº atómico =

Nº másico =

protones =

neutrones =

electrones =

comprobar

Haz clic sobre la imagen para practicar en [educaplus.org](http://educaplus.org).

La mayoría de los elementos químicos presentan isótopos. Por ello, a la hora de dar la masa atómica de un elemento se indica la masa del átomo promedio de ese elemento, calculada como media ponderada de la masa de cada isótopo del mismo y su **abundancia isotópica** (el porcentaje con el que se presenta cada isótopo) en la naturaleza, según la fórmula:

$$A_r = \frac{\sum A_i \cdot \text{abundancia isotópica}(\%)_i}{100}$$

### Ejercicio resuelto

El cloro presenta en la naturaleza dos isótopos: el  $^{35}_{17}\text{Cl}$ , con abundancia isotópica del 76%, y el  $^{37}_{17}\text{Cl}$ , con abundancia isotópica del 24%.

a) Escribe el número de protones, electrones y neutrones de cada uno de estos isótopos

**Mostrar retroalimentación**

Para el  $^{35}_{17}\text{Cl}$ : 17 protones, 17 electrones y 18 neutrones.

Para el  $^{37}_{17}\text{Cl}$ : 17 protones, 17 electrones y 20 neutrones.

b) ¿Cuál es la masa atómica del cloro?

**Mostrar retroalimentación**

Tenemos que hacer una media ponderada, es decir una media que tenga en cuenta qué cantidad hay de cada uno de los isótopos. Tenemos la abundancia en la naturaleza de cada uno de los isótopos, por lo que realizar la media ponderada consiste en suponer que tomamos 100 átomos, 76 de ellos tienen masa 35 y el resto, los 24 tienen masa 37.

$$A_r = \frac{\sum A_i \cdot \text{abundancia-isotopica}(\%)_i}{100} = \frac{\text{masa } ^{35}\text{Cl} \cdot \text{abundancia } ^{35}\text{Cl} + \text{masa } ^{37}\text{Cl} \cdot \text{abundancia } ^{37}\text{Cl}}{100} = \frac{35 \cdot 76 + 37 \cdot 24}{100} = 35.48$$

## Reflexiona

Completa la siguiente tabla:

ÁTOMO	Z	A	nº de protones	nº de neutrones	nº de electrones
$^{63}_{29}\text{Cu}$					
$^{40}_{19}\text{K}$					
			29	36	
$^{40}_{20}\text{Ca}$					
	19			20	

¿Existe algún isótopo entre los átomos de la tabla anterior?

**Mostrar retroalimentación**

ÁTOMO	Z	A	nº de protones	nº de neutrones	nº de electrones
$^{63}_{29}\text{Cu}$	29	63	29	34	29
$^{40}_{19}\text{K}$	19	40	19	21	19
$^{65}_{29}\text{Cu}$	29	65	29	36	29
$^{40}_{20}\text{Ca}$	20	40	20	20	20
$^{39}_{19}\text{K}$	19	39	19	20	19

Observamos que existen dos pares de isótopos, un par del potasio y otro par del cobre, ya que tienen igual número atómico pero distinto número másico

## Reflexiona

El silicio es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre después del oxígeno. El silicio se presenta en la naturaleza en forma de tres isótopos con las siguientes abundancias:



Calcula la masa atómica del silicio.

**Mostrar retroalimentación**

$$A_r = \frac{\sum A_i \cdot \text{abundancia isotópica}(\%)_i}{100} = \frac{28 \cdot 92.23 + 29 \cdot 4.67 + 30 \cdot 3.10}{100} = 28.11$$

## 5. Modelo atómico de Bohr

Uno de los avances fundamentales en el conocimiento de la estructura atómica vino originado por el trabajo de los espectroscopistas, que durante la segunda mitad de siglo XIX se dedicaron a recoger las impresiones fotográficas que dejaba la radiación (habitualmente luz) emitida por los diferentes elementos químicos conocidos. Esos registros se conocen con el nombre de **espectros**. Para obtenerlos, se comunicaba una gran cantidad de energía a la sustancia, mediante calor o chispa eléctrica, y utilizando un espectroscopio se analizaba y registraba la radiación emitida.

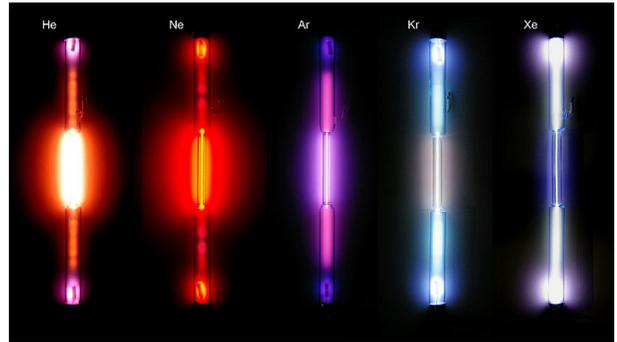


Imagen de Alchemist-hp en Wikimedia. CC

Los espectros atómicos no se podían explicar con la teoría de Rutherford, haciendo necesaria la introducción de un nuevo modelo atómico.

### Características de la radiación emitida por los átomos

Cuando se calienta sodio o una sal de sodio a la llama, se emite un luz amarillo-naranja muy intensa. En otros casos, la luz es verde, o de otros colores. Y en otras ocasiones, la radiación emitida no es visible por el ojo humano.

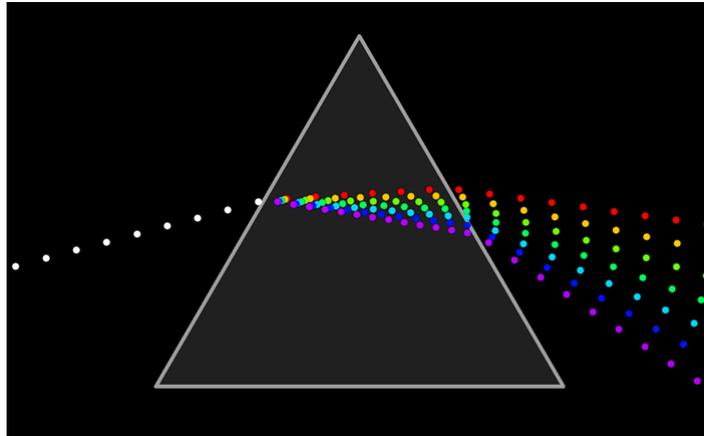
La energía de la radiación se caracteriza por su frecuencia  $\nu$ , y también por su longitud de onda  $\lambda$ . Estas dos magnitudes están relacionadas de la forma  $\nu = c/\lambda$ , donde  $c$  es la velocidad de la luz ( $3 \cdot 10^8$  m/s).

La energía de la radiación emitida viene dada por la expresión  $E = h\nu$ , donde  $E$  es la energía (J),  $\nu$  es la frecuencia (Hz) y  $h$  es la conocida como **constante de Planck**, de valor  $h = 6.63 \cdot 10^{-34}$  J·s.

De esta ecuación se deduce que cuanto mayor sea la frecuencia de una radiación, mayor será su energía. La radiación infrarroja es de menor frecuencia que la visible, y ésta menor que la ultravioleta y los rayos X. De ahí que los rayos X sean más nocivos para la salud que la radiación infrarroja o la luz emitida por una bombilla.

## 5.1 Espectros atómicos

Cuando se hace pasar la luz por un prisma, ésta se descompone en sus componentes, en un proceso denominado **dispersión**, tal y como puedes observar en la siguiente animación en la que se simula la descomposición de la luz blanca:



Animación de LucasVB en Wikimedia. Dominio público

Al calentar un elemento gaseoso hasta que llega a la incandescencia, se produce una emisión de luz que, al hacerla pasar por un prisma, se descompone en forma de un espectro discontinuo, que consta de una serie de líneas correspondientes a determinadas frecuencias y longitudes de onda.

A este tipo de espectros se los conoce como **espectros de emisión**, y tienen la característica fundamental que cada elemento químico presenta un espectro característico propio, específico y diferente de los del resto de elementos, que sirve como "huella digital" permitiendo identificarlo fácilmente. A continuación se muestra el espectro de emisión del hidrógeno:

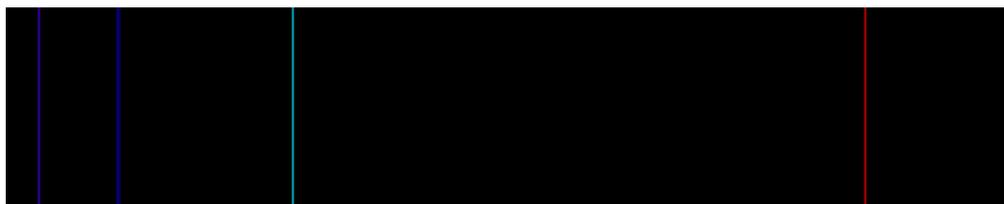
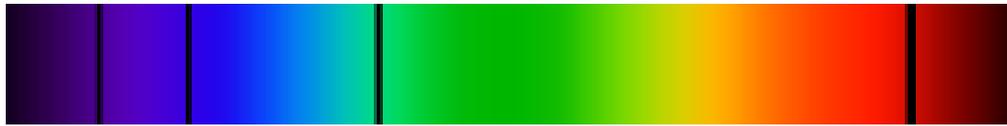


Imagen de Jkasd en Wikimedia. CC

Es posible también obtener el espectro de un gas de una forma complementaria, iluminando con luz blanca (que presenta todas las frecuencias posibles) una muestra del gas en cuestión, de forma que se observan unas líneas oscuras sobre el fondo iluminado, correspondientes a las longitudes de onda en las que el elemento absorbe la energía.

A este espectro se le conoce como **espectro de absorción** y es complementario al de emisión, puesto que las líneas de ambos coinciden para un mismo elemento, tal y como puedes observar en el espectro de absorción del hidrógeno que se muestra a continuación.



[Imagen](#) de Sassospicco en Wikimedia. Dominio público

Puedes observar los espectros de emisión y absorción de todos los elementos conocidos en el siguiente [sitio web](#).

A la vista de estas series espectrales para el átomo de hidrógeno, resultó que el modelo atómico de Rutherford era incapaz de explicar por qué razón cuando se comunicaba energía a los átomos, después la emitían con unas frecuencias determinadas.

## 5.2 Modelo atómico de Bohr

En 1912, el físico danés **Niels Bohr** propuso un nuevo modelo atómico, basado en modelo planetario de Rutherford, realizando las correcciones necesarias para evitar los inconveniente que éste tenía.

Su modelo está basado en tres postulados:

- **Primer postulado:** *El átomo está constituido por una parte central, el núcleo, en la que se localizan los protones y neutrones, por tanto tiene la carga positiva y casi toda la masa. En torno a este núcleo, en la corteza, se encuentran los electrones que giran siguiendo órbitas circulares.*

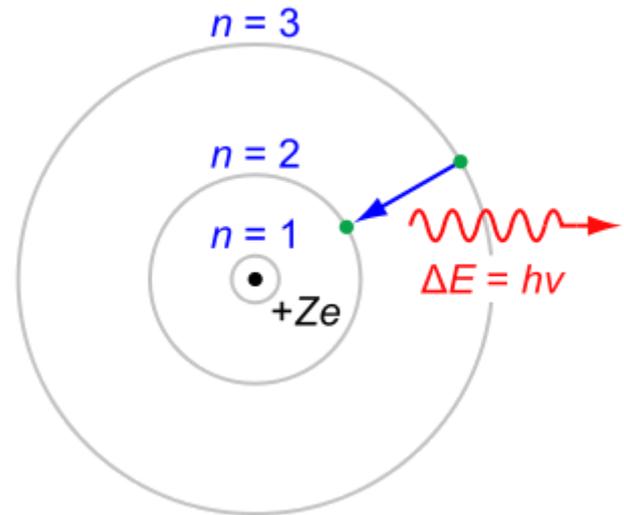


Imagen JabberWok en Wikipedia. Dominio público.

- **Segundo postulado:** *El electrón sólo puede orbitar alrededor del núcleo en ciertas órbitas de forma que tienen valores concretos ("cuantizados") de energía. Por lo tanto, no todas las órbitas están permitidas, sino únicamente un número finito de éstas. Estas órbitas se caracterizan por un número entero **n** denominado **número cuántico principal**. Las órbitas más estables, de menor energía son las más próximas al núcleo, aumentando la energía del electrón, cuando se sitúa en las más exteriores. El nivel de menor energía toma el valor  $n = 1$ , y los sucesivos  $n = 2, 3, 4, \dots$  conforme aumenta su energía.*

- **Tercer postulado:** *Los electrones pueden saltar de un nivel a otro (saltar entre órbitas permitidas), este salto implica la correspondiente emisión o absorción de energía, normalmente en forma de radiación luminosa. Cuando un electrón salta de un nivel a otro, la energía (absorbida o emitida) se corresponde con la diferencia de energía entre ambas órbitas (entre el nivel emisor y el receptor). Esa energía viene dada por la relación de Planck:*

$$\Delta E = E_f - E_i = h\nu$$

*Importante*

Borh establece un modelo según el cual, el átomo está constituido por el **núcleo**, donde se encuentran los *protones* y *neutrones* y la **corteza**, donde orbitan los *electrones* en determinadas órbitas estacionarias, que se distribuyen en capas como en una cebolla. Los electrones pueden pasar de unas órbitas a otras, emitiendo o absorbiendo radiación electromagnética.



[Imagen](#) de ARTE en Wikimedia. Dominio público

Este modelo permitía explicar las líneas que aparecen en el estudio de los espectros atómicos, pues en el espectro de emisión correspondían a las longitudes de onda o las frecuencias de la energía emitida cuando un electrón excitado retornaba a un nivel de energía desde otro nivel superior.

### *Para saber más*

En el caso del átomo de hidrógeno, cuyos espectros de emisión y absorción has podido ver en el apartado antes, las líneas que aparecen corresponden exactamente con las transiciones electrónicas entre niveles energéticos, dando lugar a 4 series espectrales principales, que reciben el nombre de sus descubridores:

1. **Serie de Lyman:** correspondientes a las transiciones que tienen como nivel final el primero ( $n = 1$ ).
2. **Serie de Balmer:** correspondientes a las transiciones que tienen como nivel final el segundo ( $n = 2$ ).
3. **Serie de Paschen:** correspondientes a las transiciones que tienen como nivel final el tercero ( $n = 3$ )
4. **Serie de Brackett:** correspondientes a las transiciones que tienen como nivel final el cuarto ( $n = 4$ )

Los espectros mostrados corresponden a la serie de Balmer, que es aquella cuya longitud de onda entra dentro del rango del visible, y es, por tanto, radiación luminosa.

En la siguiente imagen puedes observar las líneas espectrales correspondientes a las tres primeras series:



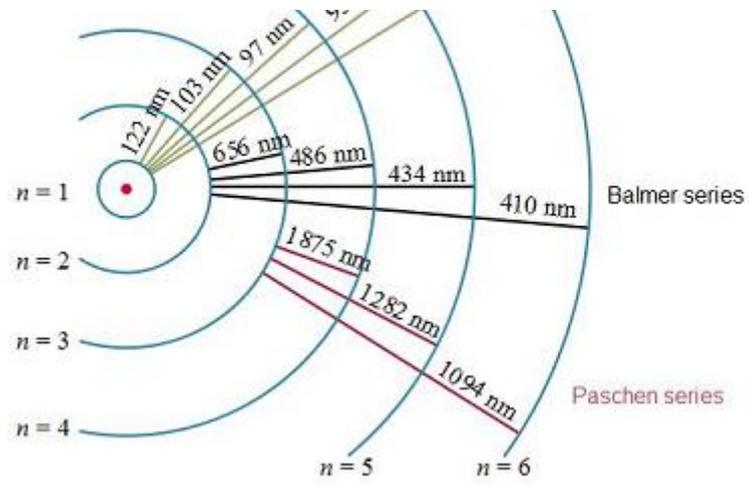


Imagen de Szdory en Wikipedia. [CC](#)

## 5.3 Números cuánticos y niveles de energía

Al mejorar los espectroscopios se observó cómo la mayor parte de las líneas observadas no eran tales, sino una acumulación de varias de ellas con una energía prácticamente similar. Este desdoblamiento, no explicable según el modelo de Bohr, parecía indicar la existencia de unos niveles de energía más "finos", agrupados en torno a los niveles predichos por el modelo de Bohr. Por esa razón se denominaron **subniveles**.

El estudio de estos subniveles mostró que el primer nivel de energía ( $n = 1$ ) no se desdoblaba, el segundo ( $n = 2$ ) presentaba 2 subniveles, el tercero ( $n = 3$ ) presentaba 3 subniveles y así sucesivamente para sucesivos valores del número cuántico principal  $n$ .

Para explicar este desdoblamiento se introdujo un segundo número cuántico, el **número cuántico secundario**, denotado por la letra **l**, y que para un determinado nivel principal toma valores desde 0 hasta  $n-1$ .

Debido a la detección espectroscópica de estos niveles, se ha mantenido su notación original, que asocia una letra a cada valor de  $l$ , según se observa en la siguiente tabla:

Valor del nº cuántico secundario (l)	0	1	2	3
Letra asociada	s	p	d	f

*Importante*

Para explicar los niveles y subniveles electrónicos de un átomo se necesitan dos números cuánticos:

- **Número cuántico principal (n)**, que determina la energía y la distancia promedio de la órbita al núcleo. A mayor valor de  $n$ , mayor es la energía del nivel electrónico y mayor la distancia al núcleo atómico. Toma valores enteros positivos comenzando en 1:

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

- **Número cuántico secundario (l)**, indica el subnivel energético en el que se encuentra el electrón. Toma valores enteros positivos desde 0 hasta  $n-1$  y se denota con la letra

correspondiente al valor de  $l$ :  $l = 0 \rightarrow s$ ,  $l = 1 \rightarrow p$ ,  $l = 2 \rightarrow d$ ,  $l = 3 \rightarrow f$ .

$$l = 0, \dots, n-1$$

Para un mismo nivel de energía (igual  $n$ ), la energía de los subniveles aumenta al hacerlo el número cuántico secundario ( $l$ ), pero la diferencia entre ellas es pequeña.

Según esto, los niveles electrónicos de un átomo se desdoblán en subniveles, tal y como se muestra en la siguiente imagen, en la que se ordenan en orden creciente de su energía.

La notación de los distintos subniveles es del tipo  $nx$ , donde  $n$  es el  $n^{\circ}$  cuántico principal y  $l$  la letra correspondiente al número cuántico secundario del subnivel. Así, por ejemplo, el nivel  $3p$  será aquel en el que  $n = 3$  y  $l = 1$ , ya que la letra  $p$  corresponde al valor 1 para el número cuántico secundario.

Observa cómo el nivel  $4s$  se solapa con el  $3d$ , pues su energía es menor.

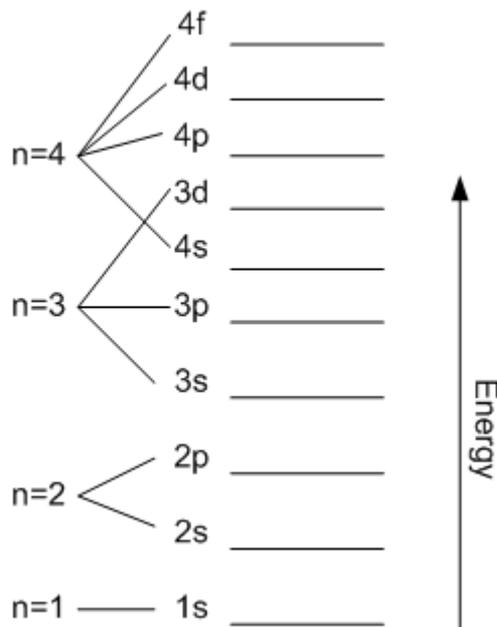


Imagen de Niall Jackson en Wikipedia. [CC](#)

El modelo de Bohr supone que los electrones "orbitan" en torno al núcleo en órbitas circulares, lo cual se demostró que no era cierto, ya que al aplicar un [campo magnético](#) se observaba cómo existían distintos comportamientos dentro de un mismo subnivel.

Las teorías modernas, basadas en la **mecánica cuántica** ya no hablan

de órbitas, sino de **orbitales**, que son las regiones del espacio en las que existe mayor probabilidad de encontrar un electrón situado en un subnivel de energía dado.

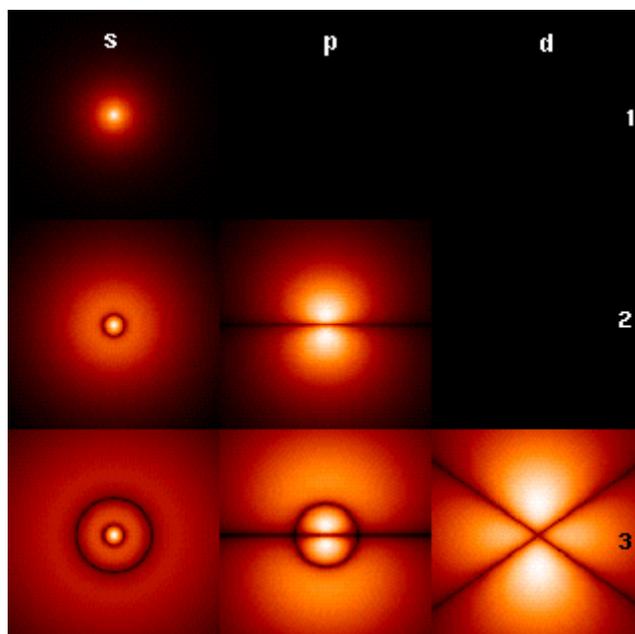


Imagen de Falcorian en Wikipedia. CC

La forma de estos orbitales depende del número cuántico secundario  $l$ , tomando distintas formas y orientaciones en el espacio según sea su valor. En la imagen puedes observar la distribución de los distintos orbitales para un átomo de hidrógeno.

Una consecuencia de esta teoría es que no todos los subniveles tienen el mismo número de orbitales, sino que es función de su número cuántico secundario.

Concretamente, cada subnivel tiene  $(2 \cdot l + 1)$  orbitales. Así:

- Un subnivel **s** ( $l = 0$ ) tiene **1** único orbital
- Un subnivel **p** ( $l = 1$ ) tiene **3** orbitales
- Un subnivel **d** ( $l = 2$ ) tiene **5** orbitales
- Un subnivel **f** ( $l = 3$ ) tiene **7** orbitales

Esto, como verás en el siguiente apartado, tendrá consecuencias en el número de electrones que puede contener cada subnivel.

### *Ejercicio resuelto*

Justifica si son posibles las siguientes combinaciones de número cuántico principal y secundario ( $n, l$ ) e indica, en caso de ser correcta, el número de orbitales de dicho subnivel:

(3,2)

**Mostrar retroalimentación**

Sí que es posible, ya que si  $n = 3$ , el número cuántico secundario puede tomar los valores 0, 1, 2.

Como  $l = 2$ , será un subnivel de tipo d y tendrá cinco orbitales.

(2,2)

**Mostrar retroalimentación**

No es posible, puesto que si  $n = 2$ ,  $l$  sólo puede tomar los valores 0 y 1

(4,0)

**Mostrar retroalimentación**

Sí que es posible, ya que si  $n = 4$ , el número cuántico secundario puede tomar los valores 0, 1, 2, 3.

Como  $l = 0$ , será un subnivel de tipo s y tendrá un único orbital.

## Comprueba lo aprendido

Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas:

La energía del nivel  $n = 2$  es mayor que la energía del nivel  $n = 3$ .

**Sugerencia**

Verdadero  Falso

**Falso**

A mayor número cuántico principal ( $n$ ), mayor es la energía del nivel. Por lo tanto  $E_3 > E_2$ .

Un subnivel d corresponde a un número cuántico principal  $n = 2$ .

**Sugerencia**

Verdadero  Falso

**Falso**

Los subniveles se asocian con los números cuánticos secundarios. Concretamente d corresponde al subnivel con  $l =$

secundarios. Concretamente  $d$  corresponde al subnivel con  $l = 2$ . Como sea que  $l$  toma valores desde 0 hasta  $n-1$ , el nivel  $n = 2$  no tiene subnivel  $d$ , pues los valores posibles de  $l$  son  $l = 0$  y  $l = 1$

Un subnivel con  $l = 3$  tiene siete orbitales.

[Sugerencia](#)

Verdadero  Falso

**Verdadero**

Como un subnivel dado tiene  $2 \cdot l + 1$  orbitales, si  $l = 3$ , efectivamente tendrá 7 orbitales. Será un subnivel de tipo f.

## 5.4 Configuración electrónica

---

Una vez conocidos los niveles (y subniveles) energéticos de un átomo, cabe preguntarse cómo se distribuyen los electrones en ellos. Para ello, se siguen las reglas que se indican a continuación:

### Importante

#### Principio de mínima energía

En el proceso de llenado, los electrones van llenando los subniveles por orden de energía creciente de los mismos, primero el de menor energía (subnivel 1s), posteriormente el 2s, 2p, ... y así sucesivamente.

1s  
2s 2p  
3s 3p 3d  
4s 4p 4d 4f  
5s 5p 5d 5f  
6s 6p 6d  
7s 7p  
8s

Los electrones que se encuentran en un mismo nivel energético (igual  $n$ ) se dice que se encuentran en la misma capa. [Animación](#) de Hoogli en Wikimedia. [CC](#)

Según esto, el orden de llenado de los primeros subniveles será el siguiente:

**1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p**

Este orden puede recordarse de una forma sencilla mediante el **diagrama de Moeller**, que se muestra al lado, en la que se van llenando los subniveles en diagonal, a partir del 1s y leyendo de arriba abajo.

### Importante

#### Principio de exclusión de Pauli

En cada orbital solamente pueden situarse uno o dos electrones. Según esto, la capacidad de un subnivel del tipo **s** (1 orbital) es de **2** electrones, la de uno del tipo **p** es de **6** e<sup>-</sup>, del tipo **d** es de **10** e<sup>-</sup> y la del tipo **f** de **14** e<sup>-</sup>.

Al aplicarse el principio de mínima energía y el principio de exclusión de Pauli, se obtiene la **configuración electrónica** del átomo, que suele escribirse mediante la notación abreviada de los electrones contenidos en cada subnivel:

$$nX^y$$

donde **n** es el número cuántico principal, **X** la letra correspondiente al número cuántico secundario (l) e **y** es el número de electrones que contiene ese subnivel.

La configuración electrónica de un átomo vendrá dada por el siguiente orden de llenado, en el que se indica la capacidad electrónica máxima de cada subnivel:



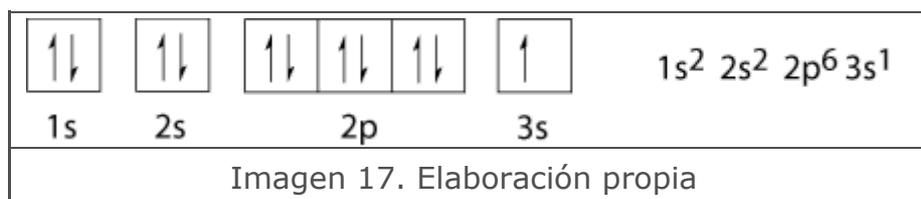
Para encontrar la configuración electrónica de un átomo en concreto bastará con ir colocando sus electrones, siguiendo este orden de llenado.

### Ejercicio resuelto

Escribe la configuración electrónica del átomo de sodio ( $Z = 11$ )

#### Mostrar retroalimentación

Como el número atómico del sodio es 11, un átomo neutro de sodio tendrá 11  $e^-$  a colocar en los orbitales. Según el orden de llenado, la configuración electrónica del sodio será:



### Reflexiona

Escribe la configuración electrónica del litio y del potasio, de la misma forma que has hecho con la del sodio. Compara las tres estructuras y obtén una conclusión conjunta.

#### Mostrar retroalimentación

Li:  $1s^2 2s^1$

Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

K:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Los tres átomos tienen un electrón en la capa más externa: la segunda en el de Li, la tercera en el de Na y la cuarta en el de K, que están situados en un orbital del tipo s.

## Comprueba lo aprendido

¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas no es posible para un átomo?

- (2,8,1)
- (2,9)
- (2,1)

 Esta configuración electrónica es posible para un átomo, la primera capa está completa con dos electrones, la segunda también está completa con ocho electrones y la tercera tiene un solo electrón. Esta es la configuración electrónica del átomo de sodio.

 Correcto, esta configuración electrónica es imposible, pues en la segunda capa caben hasta ocho electrones, para que sea correcta, el noveno electrón tendría que situarse en la tercera capa.

 Esta configuración electrónica es posible para un átomo, tiene llena la primera capa con dos electrones y tiene sólo un electrón en la segunda capa. Se corresponde con la configuración electrónica del átomo de litio.

### Solución

1. Incorrecto
2. Opción correcta
3. Incorrecto

¿Cuál es la configuración electrónica del carbono ( $Z=6$ )?

- (2,1)
- (4,2)
- (2,4)
- (2,2,2)

😬 Esta configuración electrónica es posible para un átomo, tiene llena la primera capa con dos electrones y tiene sólo un electrón en la segunda capa. Se corresponde con la configuración electrónica del átomo de litio.

😬 Incorrecto, la primera capa no puede contener más de dos electrones.

😄 Correcto. El átomo de carbono tiene seis electrones, dos en la primera capa y cuatro en la segunda.

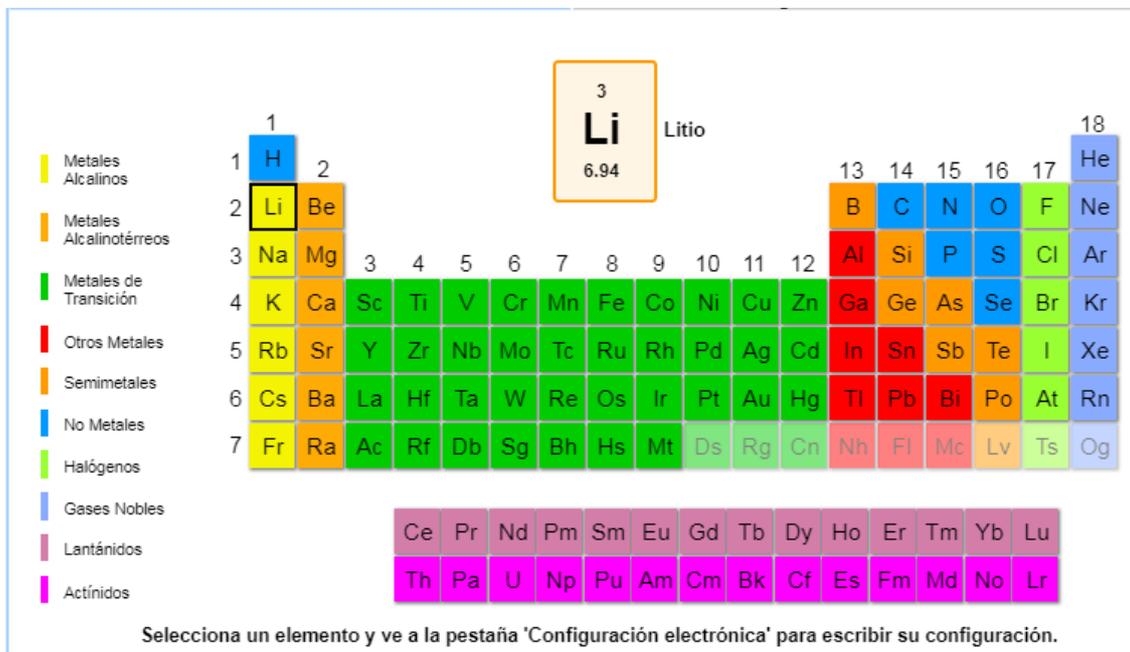
😬 Incorrecto, la tercera capa comienza a llenarse cuando la segunda está completa.

### Solución

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Opción correcta
4. Incorrecto

## *Ejercicio resuelto*

Para comprender mejor cómo se expresa la configuración electrónica es muy útil la siguiente animación, que muestra la configuración electrónica de los diferentes elementos:



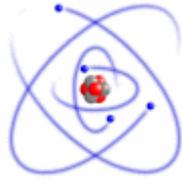
[Animación](#) de Jesús Peñas en Educaplus

Pincha sobre la imagen y te dirigirás a la página web de Educaplus. Podrás practicar las configuraciones electrónicas colocando tú mismo los electrones en cada orbital.

## 6. Constitución del átomo

---

*Importante*



Animación de Debianux en  
Wikimedia. Licencia GNU

Ya sabemos que en un átomo, los protones y neutrones se encuentran en el núcleo, y entorno a él, en la corteza, los electrones del átomo. Estos se encuentran en regiones del espacio llamadas orbitales, que pueden tener distintas formas y diferentes orientaciones, y en cada una de ellas pueden situarse como máximo dos electrones.

¿Te has hecho una buena idea del átomo?, ¿también de su tamaño?.

El átomo es muy, muy, pero que muy pequeño, su tamaño es del orden de  $10^{-10}$  m, es decir: 0,0000000001 m. ¿Te haces una idea de lo pequeñito que es?.

Si tomáramos 10 millones de átomos y los colocáramos juntos, uno al lado de otro, formaríamos una cadena que mediría, más o menos, un centímetro.

Pero además el núcleo es aún más pequeño, su tamaño es 10 000 veces más pequeño que el del átomo, así que imagínate... Si el átomo tuviera el tamaño de un campo de fútbol, el núcleo tendría el tamaño de un garbanzo y los electrones serían como pequeñas motas de polvo agitadas por el viento entre los asientos.

Si necesitas ayuda para hacerte una idea de las dimensiones del átomo, pulsa en el botón que hay a continuación y verás una animación en la que podrás acercarte hasta un átomo de carbono, haciendo zoom con la barra inferior.

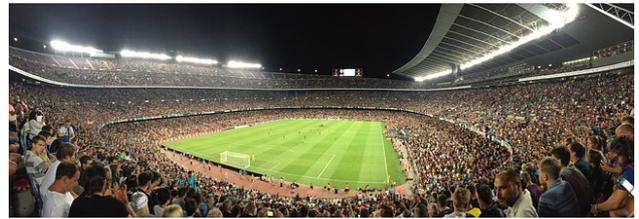


Imagen de clicjeroen en pixabay. Licencia

*Importante*

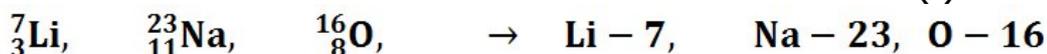
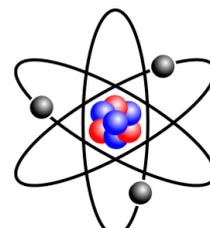
La notación utilizada para representar los átomos es la siguiente:

La notación utilizada para representar los átomos es la siguiente:



- **X**: símbolo del elemento químico.
- **Z**: número atómico.
- **A**: número másico.

Por ejemplo los siguientes átomos:



se corresponden, respectivamente con los átomos de litio (3 protones, 4 neutrones, 3 electrones), sodio (11 protones, 12 neutrones, 11 electrones) y oxígeno (8 protones, 8 neutrones y 8 electrones).

Los átomos de un elemento se caracterizan por el número de protones que tengan, independientemente del número de otras partículas que posean. Por eso tienes que comprender muy bien lo siguiente:

- Si el número de electrones es distinto del de protones, entonces resulta una carga neta en el átomo, es decir, tenemos un **ion** (monoatómico). Esto puede conseguirlo el átomo por ganar o perder electrones.

- Si un átomo gana electrones, tendrá menos protones que electrones, resultando una carga negativa, es decir tendremos un ión negativo, cuya carga coincidirá con el número de electrones ganados.

Por ejemplo, el ión:  ${}^{16}_8\text{O}^{2-}$  está constituido por 8 protones, 8 neutrones y 10 electrones.

- Si un átomo pierde electrones, resultará que el número de protones será mayor que el de electrones, resultando una carga positiva igual a número de electrones perdidos.

Por ejemplo, el ión:  ${}^{23}_{11}\text{Na}^+$  está constituido por 11 protones, 12 neutrones y 10 electrones.

- Recuerda, cuando tenemos átomos que aunque poseen igual número de protones difieren en el número de neutrones, se dice que son **isótopos**. Todos los isótopos de un elemento tienen idénticas

propiedades químicas y solamente difieren en las propiedades físicas que dependen de la masa, por ello se consideran un mismo elemento químico.

Por ejemplo, los siguientes átomos son isótopos:  ${}^{14}_6\text{C}$   ${}^{12}_6\text{C}$  los dos tienen 6 protones y 6 electrones, pero el primero tiene 8 neutrones y el segundo sólo tiene 6 neutrones.

# Mapa Conceptual

---

[Mapa conceptual](#) (pdf - 92.14 KB) .

QU_U1_T1_mapa_conceptual.pdf	1 / 1
	

## Fuentes para el profesorado

---

Descargar [CMAP](#).

## Resumen

---

### Importante

Las hipótesis en las que Dalton basaba su modelo eran las siguientes:

- Los **elementos** están formados por partículas diminutas, e indivisibles llamadas átomos. Los **átomos** de un mismo elemento son todos iguales entre sí en masa, tamaño y en cualquier otra propiedad.
- Los **compuestos químicos** están formados por unas partículas, llamadas moléculas, todas iguales entre sí. Es decir, las moléculas se forman por la unión de varios átomos.
- En las **reacciones químicas**, los átomos ni se crean ni se destruyen, sólo cambia la manera en que están unidos. Las reacciones químicas son pues una redistribución de los átomos.

### Importante

Según el modelo atómico de Thomson el átomo está compuesto por **electrones de carga negativa, incrustados en un átomo positivo**, como pasas en un pudín.

### Importante

Según el modelo atómico de Rutherford *los **electrones** orbitan en el espacio vacío alrededor de un minúsculo núcleo atómico, situado en el centro del átomo donde se encuentran los **protones**.*

## Importante

Las **partículas fundamentales** son el electrón, el protón y el neutrón, ya que son necesarias y suficientes para construir un modelo atómico aceptable y satisfactorio.

<b>Electrón</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>● Masa muy pequeña, depreciable respecto a la de las otras partículas.</li><li>● Carga eléctrica negativa.</li></ul>
<b>Protón</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>● Masa muy grande, unas dos mil veces la del electrón.</li><li>● Carga eléctrica positiva de igual valor que la del electrón.</li></ul>
<b>Neutrón</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>● Masa muy grande, similar a la del protón.</li><li>● No tiene carga eléctrica</li></ul>

Si el átomo está constituido por tres tipos de partículas: electrones, protones y neutrones, para caracterizar o representar los átomos de un determinado elemento, tendremos que indicar el número de partículas de cada clase que posee, es decir:

- **Número atómico Z:** Es el número de protones (y de electrones) que posee el átomo neutro.
- **Número de Neutrones N:** Es el número de neutrones que posee el átomo.
- **Número másico A:** Es el número de partículas pesadas que el átomo posee, es decir, el número de protones y de neutrones ( $A = Z + N$ ).

## Importante

Bohr establece un modelo según el cual, el átomo está constituido por el **núcleo**, donde se encuentran los *protones* y *neutrones* y la **corteza**, donde orbitan los *electrones* en determinadas órbitas estacionarias, que se distribuyen en capas como en una cebolla. Los electrones pueden pasar de unas órbitas a otras, emitiendo o absorbiendo radiación electromagnética.

### *Importante*

- **Número cuántico principal (n)**, determina la energía y la distancia promedio de la órbita al núcleo. A mayor valor de n, mayor es la energía del nivel electrónico y mayor la distancia al núcleo atómico. Toma valores enteros positivos comenzando en 1:

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

- **Número cuántico secundario (l)**, indica el subnivel energético en el que se encuentra el electrón. Toma valores enteros positivos desde 0 hasta n-1 y se denota con la letra correspondiente al valor de l:  $l = 0 \rightarrow s$ ,  $l = 1 \rightarrow p$ ,  $l = 2 \rightarrow d$ ,  $l = 3 \rightarrow f$ .

$$l = 0, \dots, n-1$$

### *Importante*

#### **Principio de mínima energía**

En el proceso de llenado, los electrones van llenando los subniveles por orden de energía creciente de los mismos, primero el de menor energía (subnivel 1s), posteriormente el 2s, 2p, ... y así sucesivamente.

Según esto, el orden de llenado de los primeros subniveles será el siguiente:



## Importante

### Principio de exclusión de Pauli

En cada orbital solamente pueden situarse uno o dos electrones. Según esto, la capacidad de un subnivel del tipo **s** (1 orbital) es de **2** electrones, la de uno del tipo **p** es de **6** e<sup>-</sup>, del tipo **d** es de **10** e<sup>-</sup> y la del tipo **f** de **14** e<sup>-</sup>.

## Importante

En un átomo, los protones y neutrones se encuentran en el núcleo, y entorno a él, en la corteza, los electrones del átomo. Estos se encuentran en regiones del espacio llamadas orbitales, que pueden tener distintas formas y diferentes orientaciones, y en cada una de ellas pueden situarse como máximo dos electrones.

## Importante

La notación utilizada para representar los átomos es la siguiente:

$\frac{A}{Z}X$  que puede simplificarse a la forma: **X - A**

- **X**: símbolo del elemento químico.
- **Z**: número atómico.
- **A**: número másico.

### *Ejercicio resuelto*

El elemento carbono se encuentra en la tabla periódica en la sexta posición (número atómico 6), si su número másico es 12, explica cómo se distribuyen todas las partículas fundamentales en el átomo. También se conoce un isótopo de número másico 14, qué diferencias se encuentran con el isótopo anterior?

#### **Mostrar retroalimentación**

El átomo de C-12 está constituido por las siguientes partículas:

- Número de protones: coincide con el número atómico, por tanto tiene **6 protones**.
- Número de electrones: al ser el átomo neutro, el número de electrones es igual al de protones, por tanto tiene también **6 electrones**.
- Número de neutrones: se obtiene restándole al número másico ( $A=12$ ) el número atómico ( $Z=6$ ), por tanto tiene **6 neutrones**.

*El átomo de C-12 tiene un núcleo en el que se sitúan 6 protones y 6 neutrones. En la corteza se sitúan los 6 electrones, dos en la primera capa y cuatro en la segunda.*

El átomo de C-14 está constituido por:

- Número de protones: el número de protones viene dado por el número atómico ( $Z=6$ ), por tanto tiene **6 protones**.
- Número de electrones: al ser el átomo neutro, el número de electrones es igual al de protones, por tanto tiene también **6 electrones**.
- Número de neutrones: se obtiene restándole al número másico ( $A=14$ ) el número atómico ( $Z=6$ ), por tanto tiene **8 neutrones**.

*El átomo de C-14 tiene un núcleo con 6 protones y 8 neutrones. En la corteza se sitúan los 6 electrones, dos en la primera capa y cuatro en la segunda.*

Los dos isótopos tienen la misma estructura de la corteza y por eso tienen las mismas propiedades químicas, su diferencia está en el núcleo. Mientras el C-12 tiene 6 neutrones, el C-14

Esta en el núcleo. Mientras el  $C^{12}$  tiene 8 neutrones, el  $C^{14}$  tiene 8 neutrones en el núcleo. Los núcleos de los isótopos se diferencian en el número de neutrones, teniendo el mismo número de protones.

## Ejercicio resuelto

El átomo de oxígeno está constituido por ocho protones y ocho neutrones. ¿Cuál será su número atómico?. ¿Y su número másico?. Explica cómo están distribuidas las partículas que lo constituyen, siguiendo el modelo atómico de Bohr.

### Mostrar retroalimentación

Las características de este átomo son las siguientes:

- Número atómico,  $Z$ : es el número de protones que tiene el átomo, como,  $Z = 8$ , el átomo tiene 8 protones.
- Número másico,  $A$ : es el número de partículas que el átomo tienen en el núcleo, por lo tanto, es la suma de protones y de neutrones que tiene, es decir,  $A = 8 + 8 = 16$ .

Según el modelo atómico de Bohr, el átomo de oxígeno está constituido por una parte central, el núcleo donde se sitúan los 8 protones y los 8 neutrones que tiene, es decir, tiene 16 nucleones. Alrededor del núcleo, en la corteza, giran los 8 electrones que tiene en órbitas circulares.

## Ejercicio resuelto

Utilizando la tabla periódica, Completa la tabla de más abajo con la información que se solicita sobre algunos átomos neutros.

¿Aparecen isótopos en la tabla?.

Group

	I	II									III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	1 H																2 He	
2	3 Li	4 Be									5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
3	11 Na	12 Mg									13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	114 Uup	115 Uuh	117 Uus	118 Uuo
8	119 Uun																	

* Lanthanides	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	71 Lu
** Actinides	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	103 Lr

Alkali metals	Alkaline earth metals	Lanthanides	Actinides	Transition metals
Poor metals	Metalloids	Nonmetals	Halogens	Noble gases

**State at standard temperature and pressure**

Atomic number in red: gas  
 Atomic number in blue: liquid  
 Atomic number in black: solid

solid border: at least one isotope is older than the Earth (Primordial elements)  
 dashed border: at least one isotope naturally arise from decay of other chemical elements and no isotopes are older than the earth  
 dotted border: only artificially made isotopes (synthetic elements)  
 no border: undiscovered

Imagen de Armtuk en Wikimedia. CC

Representación	Nº atómico	Nº másico	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones
C-14	6	14	6	8	6
	20			20	
		23			11
		35	17		
He-4					
				6	6

**Mostrar retroalimentación**

Para completar la tabla hemos de tener en cuenta lo siguiente:

- El número atómico, es el número de orden en la tabla periódica, y coincide con el número de protones que tiene el núcleo.
- El número de electrones es igual al de protones, si se trata de átomos neutros, como es el caso.
- El número másico es el número de partículas del núcleo

El número másico es el número de partículas del núcleo, es decir, la suma de los números de protones y de neutrones.

Representación	Nº atómico	Nº másico	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones
C-14	6	14	6	8	6
Ca-40	20	40	20	20	20
Na-23	11	23	11	12	11
Cl-35	17	35	17	18	17
He-4	2	4	2	2	2
C-12	6	12	6	6	6

Los isótopos son átomos que tienen el mismo número atómico (número de protones), pero distinto número másico. Es decir, tiene el mismo número de protones, pero distinto de neutrones. Por lo tanto, ese caso aparecen dos isótopos en la tabla, el C-12 y el C-14. Estos átomos tienen el mismo número de protones (6) y se diferencian en el número de neutrones, mientras que el C-12 tiene 6 neutrones, el C-14 tiene 8 neutrones.

### *Ejercicio resuelto*

Completa la siguiente tabla con los datos que faltan.

	Nº atómico (Z)	Nº másico (A)	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones
Mg	12	24			
Cl <sup>-</sup>			17	18	
K <sup>+</sup>		39	19		
		25		13	10
Ca <sup>2+</sup>		40			18

**Mostrar retroalimentación**

Para completar los datos que faltan en la tabla tendremos en cuenta:

- El número atómico es el número de protones que tiene el átomo en el núcleo.
- el número másico es el número total de partículas del núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones.
- La carga eléctrica del ión es la diferencia entre el número de protones y electrones. Así si el número de protones es 3 y el número de electrones 2, entonces el ión tiene una carga positiva, por el contrario, si el número de electrones es mayor que el de protones, el ión tendrá carga negativa.

	Nº atómico (Z)	Nº másico (A)	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones
Mg	12	24	12	12	12
Cl <sup>-</sup>	17	35	17	18	18
K <sup>+</sup>	19	39	19	20	18
Mg <sup>2+</sup>	12	25	12	13	10
Ca <sup>2+</sup>	20	40	20	19	18

### *Ejercicio resuelto*

Describe brevemente la constitución de un átomo de helio (He-4) utilizando los diferentes modelos que hemos visto, indicando cuáles son las partículas que lo constituyen y cómo se organizan éstas en el átomo.

**Mostrar retroalimentación**

El átomo He-4 tiene número atómico 2 y número másico 4,

por tanto, está constituido por dos protones y dos neutrones en el núcleo y dos electrones en la corteza.

- Modelo atómico de Dalton. Este modelo no dice nada de la estructura de los átomos, por tanto simplemente podemos imaginar el átomo de helio como una esfera.
- Modelo de Thomson. Este modelo supone que el átomo de helio, es una esfera compacta de electricidad positiva, e incrustados en ella se encuentran los dos electrones que tiene a fin de neutralizar la carga positiva.
- Modelo de Rutherford. Según este modelo planetario, el átomo de helio está constituido por un núcleo donde se encuentran los dos protones que tiene y los dos electrones orbitan alrededor.
- Modelo de Bohr. Según este modelo, el átomo de helio está constituido por un núcleo donde se encuentran los dos protones y los dos neutrones que tiene y los dos electrones, giran en una órbita circular alrededor del núcleo.

## Comprueba lo aprendido

Señalas si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

La carga del núcleo es negativa, pues allí se encuentran los electrones.

- Verdadero  Falso

**Falso**



Falso, pues en el núcleo se encuentran los protones y neutrones, positivos y neutros, con lo que en el núcleo se encuentra toda la carga positiva del átomo.

La carga de un protón y de un neutrón son iguales en valor absoluto

- Verdadero  Falso

**Falso**



Falso, pues el neutrón es una partícula que no tiene

carga eléctrica y el protón la tiene positiva.

La carga eléctrica de la corteza es negativa.

Verdadero  Falso

**Verdadero**

😊 Verdadero, en la corteza se encuentran los electrones, que tienen carga eléctrica negativa.

Según el modelo atómico de Bohr, la mayoría del espacio interior del átomo está vacío.

Verdadero  Falso

**Verdadero**

😊 Verdadero

## *Ejercicio resuelto*

Dado el elemento de número atómico 38:

a) Escribe su configuración electrónica.

**Mostrar retroalimentación**

Como su número atómico es 38, el átomo tendrá 38 electrones. Su configuración electrónica será la correspondiente a aplicar el orden de llenado a sus 38 e<sup>-</sup>.



El elemento en cuestión es el estroncio.

b) ¿Cuántos orbitales hay en su subnivel 3p? ¿Cuántos electrones caben en él?

**Mostrar retroalimentación**

El orbital 3p tiene  $n = 3$  y  $l = 1$ , por tanto tendrá  $2 \cdot 1 + 1 = 3$  orbitales.

Dado que en cada orbital pueden ubicarse dos electrones, cabrán 6 electrones en él.

c) Si el átomo capta un nuevo electrón, ¿cuál será la nueva configuración electrónica del átomo? ¿Para cuántos electrones más tendría capacidad esta nueva capa?

**Mostrar retroalimentación**

Ahora tendremos 39 electrones y la nueva configuración electrónica sería:



La nueva capa que ha comenzado a llenarse es una capa de tipo d ( $l = 3$ ) que tiene 5 orbitales y por lo tanto capacidad para 10 electrones. Debido a que ya hay uno alojado, podrá admitir hasta 9 e<sup>-</sup> más.

**Comprueba lo aprendido** | tiple

¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un átomo de bromo ( $Z = 35$ ) en su estado fundamental?

**Sugerencia**

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 2d^{10} 4p^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^2 3d^{10} 4p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

¡INCORRECTO! Observa que en esta configuración electrónica aparece un orbital 2d que es imposible que exista, ya que el nivel  $n = 2$  no tiene orbitales de tipo d.

¡INCORRECTO! Este átomo de bromo no está en su estado fundamental, pues queda capacidad para un electrón en un orbital 3p.

¡CORRECTO! Efectivamente, esta es la configuración electrónica del bromo en su estado fundamental.

¡INCORRECTO! En esta configuración no hay 35 electrones, sino 37, por lo que no se trata del bromo sino del rubidio ( $Z = 37$ ).

377

### Solución

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Opción correcta
4. Incorrecto

## Comprueba lo aprendido Múltiple

Indica cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas son posibles:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^5$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^6 4s^2$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2d^5$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$

**Mostrar retroalimentación**

### Solución

1. Correcto
2. Incorrecto
3. Incorrecto
4. Correcto

## Aviso Legal

---

### Aviso Legal

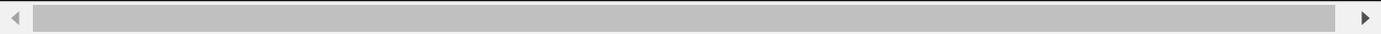
---

El presente texto (en adelante, el "**Aviso Legal**") regula el acceso y el uso de los contenidos desde los que se enlaza. La utilización de estos contenidos atribuye la condición de usuario del mismo (en adelante, el "**Usuario**") e implica la aceptación plena y sin reservas de todas y cada una de las disposiciones incluidas en este Aviso Legal publicado en el momento de acceso al sitio web. Tal y como se explica más adelante, la autoría de estos materiales corresponde a un trabajo de la **Comunidad Autónoma Andaluza, Consejería de Educación y Deporte (en adelante Consejería de Educación y Deporte)**.

Con el fin de mejorar las prestaciones de los contenidos ofrecidos, la Consejería de Educación y Deporte se reserva el derecho, en cualquier momento, de forma unilateral y sin previa notificación al usuario, a modificar, ampliar o suspender temporalmente la presentación, configuración, especificaciones técnicas y servicios del sitio web que da soporte a los contenidos educativos objeto del presente Aviso Legal. En consecuencia, se recomienda al Usuario que lea atentamente el presente Aviso Legal en el momento que acceda al referido sitio web, ya que dicho Aviso puede ser modificado en cualquier momento, de conformidad con lo expuesto anteriormente.

**Régimen de Propiedad Intelectual e Industrial sobre los contenidos del**

---



## Imprimible

---

Descargar [imprimible](#) (pdf - 2321.2 KB) .

PAC\_QU\_-\_Tema\_2.1\_\_Estructura\_atomica... 1 / 64

---