

## Información contextual para el maestro

### Capítulo 4, Lección 3

Existen varias maneras de modelar los niveles de energía de los electrones de un átomo. Algunos textos escolares muestran los electrones en pares en un determinado nivel de energía. Este emparejamiento de electrones tiene como fin sugerir información sobre la subestructura *dentro* de los niveles de energía. Esta subestructura está compuesta por regiones llamadas *orbitales*, que comprenden cada nivel de energía. La forma y el tamaño del orbital están definidos por el espacio alrededor del núcleo, donde hay una alta probabilidad de encontrar electrones. Puede haber un máximo de dos electrones en cualquier orbital, por lo que mostrar los electrones en pares en un modelo de niveles de energía es un intento de sugerir información sobre los orbitales dentro de ese nivel.

En la química a nivel de la escuela media, elegimos distribuir los electrones de manera uniforme en los niveles de energía para indicar solo la *cantidad* de electrones en un nivel, y evitar hacer sugerencias sobre la subestructura de los orbitales *dentro* de los niveles de energía. Comprender que los diferentes niveles de energía pueden alojar una determinada cantidad de electrones resulta suficiente para los alumnos de la escuela media. Verán modelos más refinados en la escuela secundaria y la universidad, cuando conozcan más detalles sobre los orbitales dentro de los diferentes niveles de energía.

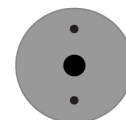
Algunos maestros pueden querer usar un modelo más completo que muestre más detalles de los orbitales, incluso si no tienen la intención de explicar esos aspectos del modelo con demasiada profundidad. Otro argumento es que un modelo que muestre electrones emparejados y no emparejados puede ser útil para tratar temas relacionados con los enlaces. Es posible que otros maestros se sientan más cómodos mostrando un modelo menos detallado, incluso si se omiten ciertos aspectos de los niveles de energía porque no tienen la intención de profundizar en esos detalles y pretenden tratar los enlaces de manera más general.

Ningún modelo puede ser completo y exacto para cada finalidad; todos tienen limitaciones. Todos los modelos implican usar el juicio y hacer algunas concesiones. Un buen modelo se enfoca en los puntos importantes sin que haya demasiados elementos que distraigan la atención de las características principales. El modelo que elijas tendrá mucho que ver con lo que consideres que es importante explicar y lo que esté al alcance de los alumnos comprender.

### **Algunos modelos de niveles de energía con los que podrías encontrarte y lo que representan**

En el caso del helio (número atómico 2), el modelo de niveles de energía en la química al nivel de la escuela media se muestra a continuación:

El helio tiene dos electrones en el primer nivel de energía.



**Helio**

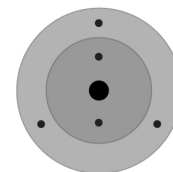
Algunos otros textos de la escuela media podrían mostrar un modelo de niveles de energía para el helio como el siguiente:



**Helio**

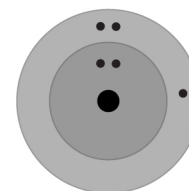
El *primer* nivel de energía tiene solo un orbital. Este se conoce como el orbital 1s. El “1” significa que se encuentra en el primer nivel de energía y la “s” representa un orbital dentro de ese nivel de energía con una forma en particular. Este orbital 1s puede contener hasta dos electrones. Por lo tanto, el helio tiene sus dos electrones en el orbital 1s. La práctica de mostrar los electrones juntos o *en pares* en un nivel de energía pretende indicar cuántos orbitales en ese nivel han sido ocupados completamente por dos electrones. Para el primer nivel de energía, los pares no resultan muy útiles para mostrar qué orbitales están completos y cuáles no, porque hay solo un orbital. Pero se vuelve más útil para los átomos que tienen más orbitales, donde algunos orbitales pueden llegar a completarse y otros no.

En el caso del boro (número atómico 5), el modelo de niveles de energía en la química al nivel de la escuela media es el siguiente:



**Boro**

El boro tiene 2 electrones en el primer nivel de energía y 3 electrones en el segundo nivel. Algunos otros textos escolares podrían mostrar un modelo de niveles de energía para el boro como el siguiente:



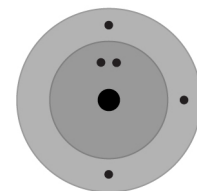
**Boro**

El modelo muestra que el boro tiene dos electrones en el orbital 1s del primer nivel de energía, que se encuentran en pares. También tiene 3 electrones en el segundo nivel de energía.

El segundo nivel de energía está compuesto por cuatro orbitales. Hay una orbital esférico denominado 2s. El “2” significa que se encuentra en el segundo nivel de energía. Es como el orbital 1s, pero está más alejado del núcleo. El segundo nivel de energía cuenta con otros 3 orbitales que tienen la misma forma y distancia desde el núcleo, pero están orientados en diferentes direcciones. Estos orbitales se denominan 2p. Los orbitales “p” tienen una forma diferente a la de los orbitales “s”. El orbital 2s puede contener hasta dos electrones y cada uno de los orbitales 2p también puede contener hasta 2 electrones. Por lo tanto, el segundo nivel de energía puede contener hasta ocho electrones en sus cuatro

orbitales. En este modelo del boro, se muestran dos electrones en pares en el orbital 2s y el último electrón se muestra en uno de los orbitales 2p.

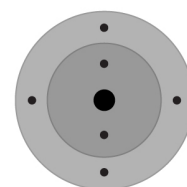
Otro texto escolar podría mostrar un modelo como el siguiente para el boro:



**Boro**

Aquí, los electrones fueron apareados en el orbital 1s, pero no se muestra el detalle de tener a los electrones apareados en la órbita 2s del segundo nivel de energía. Se eligió distribuir a los tres electrones en el segundo nivel de energía.

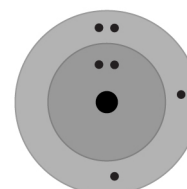
Para el carbono (número atómico 6), el modelo de niveles de energía en la química de nivel escuela media es el siguiente:



**Carbono**

El carbono tiene 2 electrones en el primer nivel de energía y 4 en el segundo. Otros textos de la escuela media podrían mostrar un modelo como el siguiente para el carbono:

Este modelo muestra que el carbono tiene dos electrones en el orbital 1s del primer nivel de energía, que se muestran apareados. También tiene 4 electrones en el segundo nivel de energía. En este modelo, se muestran dos electrones apareados en el orbital 2s y los otros dos electrones se muestran por separado o no apareados.

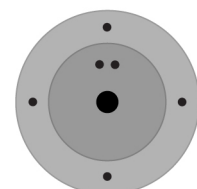


**Carbon**

Esto se hace para indicar que cada uno de los electrones se encuentra en un orbital 2p diferente. Uno de los detalles de los orbitales es que un electrón se ubica en un orbital vacío disponible del mismo tipo antes de pasar a un orbital que ya contenga un electrón.

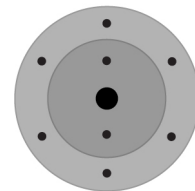
Otro texto escolar podría mostrar un modelo como el siguiente para el carbono:

Este modelo empareja los electrones del 1s, pero distribuye los cuatro electrones en el segundo nivel de energía, independientemente del orbital en el que se encuentren.



**Carbono**

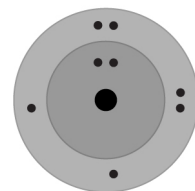
Para el oxígeno (número atómico 8), el modelo de niveles de energía en la química de nivel escuela media es:



Oxígeno

El oxígeno tiene 2 electrones en el primer nivel de energía y 6 en el segundo. El oxígeno es un ejemplo interesante, ya que los otros dos tipos de modelos tienen el mismo resultado, que se parece a lo siguiente:

Aquí, los electrones se encuentran en pares en la órbita 1s. En el segundo nivel de energía, ya sea que los electrones estén apareados en el 2s desde el inicio, o que estén diseminados y solo se dispongan en pares después de colocar 1 electrón en cada uno de los cuatro orbitales, agregando luego los últimos dos electrones para formar dos pares, el resultado será el mismo.



Oxígeno

Si los modelos de niveles de energía para la química de nivel escuela media son diferentes de los que aparecen en su libro de texto, puede usar cualquiera de ellos para enseñar que los niveles de energía solo contienen una cierta cantidad de electrones. También podrías usar la diferencia para sugerir que los niveles de energía presentan otros detalles que los alumnos podrán aprender más adelante.

# Información contextual para el maestro

## Capítulo 4, Lección 3

### ¿Qué determina la forma de la tabla periódica estándar?

Una pregunta común sobre la tabla periódica es por qué su forma distintiva. De hecho, existen muchas maneras diferentes de representar la tabla periódica, como por ejemplo con forma circular, en espiral y en 3D. Pero en la mayoría de los casos se muestra como un gráfico básicamente horizontal con los elementos que configuran un determinado número de filas y columnas. En esta vista, la tabla no es rectangular y simétrica, sino que parecen faltarle cuadros o piezas.

La clave para comprender la forma de la tabla periódica es reconocer que las características de los átomos y sus relaciones entre sí determinan la forma y los patrones de la tabla.





















**Tabla periódica de los elementos**

1 <b>H</b> Hydrogen 1.01																	2 <b>He</b> Helium 4.00						
3 <b>Li</b> Lithium 6.94	4 <b>Be</b> Beryllium 9.01																	5 <b>B</b> Boron 10.81	6 <b>C</b> Carbon 12.01	7 <b>N</b> Nitrogen 14.01	8 <b>O</b> Oxygen 16.00	9 <b>F</b> Fluorine 19.00	10 <b>Ne</b> Neon 20.18
11 <b>Na</b> Sodium 22.99	12 <b>Mg</b> Magnesium 24.31																	13 <b>Al</b> Aluminum 26.98	14 <b>Si</b> Silicon 28.09	15 <b>P</b> Phosphorus 30.97	16 <b>S</b> Sulfur 32.07	17 <b>Cl</b> Chlorine 35.45	18 <b>Ar</b> Argon 39.95
19 <b>K</b> Potassium 39.10	20 <b>Ca</b> Calcium 40.08	21 <b>Sc</b> Scandium 44.96	22 <b>Ti</b> Titanium 47.87	23 <b>V</b> Vanadium 50.94	24 <b>Cr</b> Chromium 52.00	25 <b>Mn</b> Manganese 54.94	26 <b>Fe</b> Iron 55.85	27 <b>Co</b> Cobalt 58.93	28 <b>Ni</b> Nickel 58.69	29 <b>Cu</b> Copper 63.55	30 <b>Zn</b> Zinc 65.39	31 <b>Ga</b> Gallium 69.72	32 <b>Ge</b> Germanium 72.61	33 <b>As</b> Arsenic 74.92	34 <b>Se</b> Selenium 78.96	35 <b>Br</b> Bromine 79.90	36 <b>Kr</b> Krypton 83.80						
37 <b>Rb</b> Rubidium 85.47	38 <b>Sr</b> Strontium 87.62	39 <b>Y</b> Yttrium 88.91	40 <b>Zr</b> Zirconium 91.22	41 <b>Nb</b> Niobium 92.91	42 <b>Mo</b> Molybdenum 95.94	43 <b>Tc</b> Technetium (98)	44 <b>Ru</b> Ruthenium 101.07	45 <b>Rh</b> Rhodium 102.91	46 <b>Pd</b> Palladium 106.42	47 <b>Ag</b> Silver 107.87	48 <b>Cd</b> Cadmium 112.41	49 <b>In</b> Indium 114.82	50 <b>Sn</b> Tin 118.71	51 <b>Sb</b> Antimony 121.76	52 <b>Te</b> Tellurium 127.60	53 <b>I</b> Iodine 126.90	54 <b>Xe</b> Xenon 131.29						
55 <b>Cs</b> Cesium 132.91	56 <b>Ba</b> Barium 137.33	57 <b>La</b> Lanthanum 138.91	72 <b>Hf</b> Hafnium 178.49	73 <b>Ta</b> Tantalum 180.95	74 <b>W</b> Tungsten 183.84	75 <b>Re</b> Rhenium 186.21	76 <b>Os</b> Osmium 190.23	77 <b>Ir</b> Iridium 192.22	78 <b>Pt</b> Platinum 195.08	79 <b>Au</b> Gold 196.97	80 <b>Hg</b> Mercury 200.59	81 <b>Tl</b> Thallium 204.38	82 <b>Pb</b> Lead 207.2	83 <b>Bi</b> Bismuth 208.98	84 <b>Po</b> Polonium (209)	85 <b>At</b> Astatine (210)	86 <b>Rn</b> Radon (222)						
87 <b>Fr</b> Francium (223)	88 <b>Ra</b> Radium (226)	89 <b>Ac</b> Actinium (227)	104 <b>Rf</b> Rutherfordium 178.49	105 <b>Db</b> Dubnium (262)	106 <b>Sg</b> Seaborgium (266)	107 <b>Bh</b> Bohrium (264)	108 <b>Hs</b> Hassium (269)	109 <b>Mt</b> Meitnerium (268)	110 <b>Ds</b> Darmstadtium (281)	111 <b>Rg</b> Roentgenium (272)	112 <b>Cn</b> Copernicium (285)	113 <b>Nh</b> Nihonium (286)	114 <b>Fl</b> Flerovium (289)	115 <b>Mc</b> Moscovium (290)	116 <b>Lv</b> Livermorium (293)	117 <b>Ts</b> Tennessine (294)	118 <b>Og</b> Oganesson (294)						
			58 <b>Ce</b> Cerium 140.12	59 <b>Pr</b> Praseodymium 140.91	60 <b>Nd</b> Neodymium 144.24	61 <b>Pm</b> Promethium (145)	62 <b>Sm</b> Samarium 150.36	63 <b>Eu</b> Europium 151.96	64 <b>Gd</b> Gadolinium 157.25	65 <b>Tb</b> Terbium 158.93	66 <b>Dy</b> Dysprosium 162.50	67 <b>Ho</b> Holmium 164.93	68 <b>Er</b> Erbium 167.26	69 <b>Tm</b> Thulium 168.93	70 <b>Yb</b> Ytterbium 173.04	71 <b>Lu</b> Lutetium 174.97							
			90 <b>Th</b> Thorium 232.04	91 <b>Pa</b> Protactinium 231.04	92 <b>U</b> Uranium 238.03	93 <b>Np</b> Neptunium (237)	94 <b>Pu</b> Plutonium (244)	95 <b>Am</b> Americium (243)	96 <b>Cm</b> Curium (247)	97 <b>Bk</b> Berkelium (247)	98 <b>Cf</b> Californium (251)	99 <b>Es</b> Einsteinium (252)	100 <b>Fm</b> Fermium (257)	101 <b>Md</b> Mendelevium 168.93	102 <b>No</b> Nobelium (259)	103 <b>Lr</b> Lawrencium (262)							

3 — Número atómico  
**Li** — Símbolo del elemento  
 Lithium — Nombre del elemento  
 6.94 — Masa atómica promedio

Un punto de partida útil para explicar la forma de la tabla periódica es analizar detenidamente la estructura de los átomos en sí. Puedes observar algunas características importantes de los átomos mirando el gráfico de diagramas de niveles de energía. Recuerda que un nivel de energía es una región alrededor del núcleo de un átomo que puede contener una cierta cantidad de electrones.

El cuadro muestra la cantidad de niveles de energía para cada elemento como anillos concéntricos sombreados. También muestra, debajo el nombre del elemento, la cantidad de protones (número atómico) para cada elemento. Los electrones, que se encuentran en igual cantidad que los protones, se muestran como puntos dentro de los niveles de energía. La relación entre el número atómico, los niveles de energía y la forma en que los electrones llenan estos niveles, determina la forma de la tabla periódica estándar.

<h1 style="text-align: center;">NIVELES DE ENERGÍA ELEMENTOS 1 AL 20</h1>							
<b>HIDRÓGENO</b> 1  1.01							<b>HELIO</b> 2  4.00
<b>LITIO</b> 3  6.94	<b>BERILIO</b> 4  9.01	<b>BORO</b> 5  10.81	<b>CARBONO</b> 6  12.01	<b>NITRÓGENO</b> 7  14.01	<b>OXÍGENO</b> 8  16.00	<b>FLÚOR</b> 9  19.00	<b>NEÓN</b> 10  20.18
<b>SODIO</b> 11  22.99	<b>MAGNESIO</b> 12  24.31	<b>ALUMINIO</b> 13  26.98	<b>SILICIO</b> 14  28.09	<b>FÓSFORO</b> 15  30.97	<b>AZUFRE</b> 16  32.07	<b>COLORO</b> 17  35.45	<b>ARGÓN</b> 18  39.95
<b>POTASIO</b> 19  39.10	<b>CALCIO</b> 20  40.08						

### ¿Qué determina la secuencia de los elementos?

Uno de los principios de organización fundamentales de la tabla periódica se basa en el número atómico (la cantidad de protones en el núcleo) de los átomos. Si observas

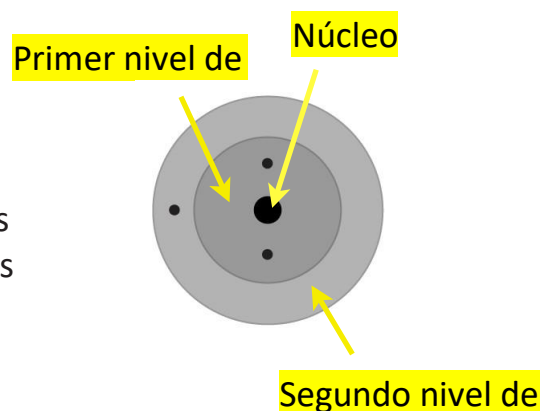
cualquier fila, los átomos se ordenan secuencialmente, con el número atómico que aumenta de uno en uno de izquierda a derecha. Dado que la cantidad de electrones es igual a la cantidad de protones, la cantidad de electrones también aumenta de uno en uno de izquierda a derecha en una fila.

### ¿Qué representan las filas?

Las filas de la tabla periódica corresponden a la cantidad de niveles de energía de los átomos en esa fila. Si observas el gráfico, puedes ver que los átomos de la primera fila tienen un nivel de energía. Los átomos de la segunda fila tienen dos niveles de energía, etc. Comprender cómo se organizan los electrones dentro de los niveles de energía puede ayudar a explicar por qué la tabla periódica tiene la cantidad de filas y de columnas que tiene. Veámoslo en más profundidad.

### Los electrones y los niveles de energía

Cada átomo contiene diferentes niveles de energía que pueden contener una cantidad específica de electrones. Por un momento, imaginemos el escenario más simple posible: una vez que se ocupan todos los lugares dentro de un nivel de energía, todos los electrones restantes comienzan a llenar los lugares en el siguiente nivel de energía.



Para visualizarlo, puedes imaginar a personas ocupando filas de asientos en un auditorio. Si cada persona se sienta junto a otra hasta que se completa una fila, las personas restantes deberán comenzar a tomar asiento en la segunda fila, y así sucesivamente.



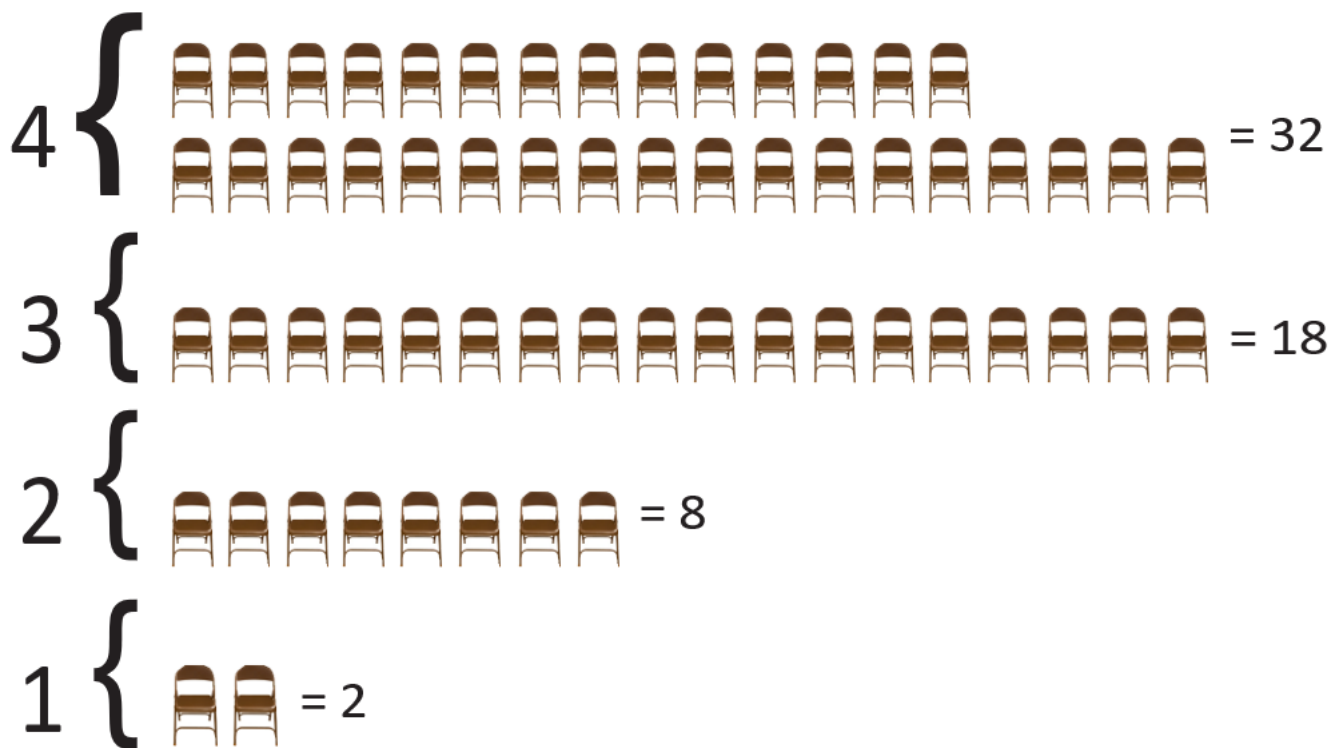


No está mal, ¿verdad? En general, este caso simple es una analogía útil. Los electrones llenan una sección determinada hasta que esté completa y luego cualquier otro electrón pasa a otra sección no ocupada, donde continúan llenando lugares. Los electrones comienzan a llenar el nivel de energía más bajo (el más cercano al núcleo) y luego pasan a los niveles de energía más altos (más alejados del núcleo). Lamentablemente, el proceso real es un poco más complicado. Veamos por qué.

### Los niveles de energía pueden contener diferentes cantidades de electrones

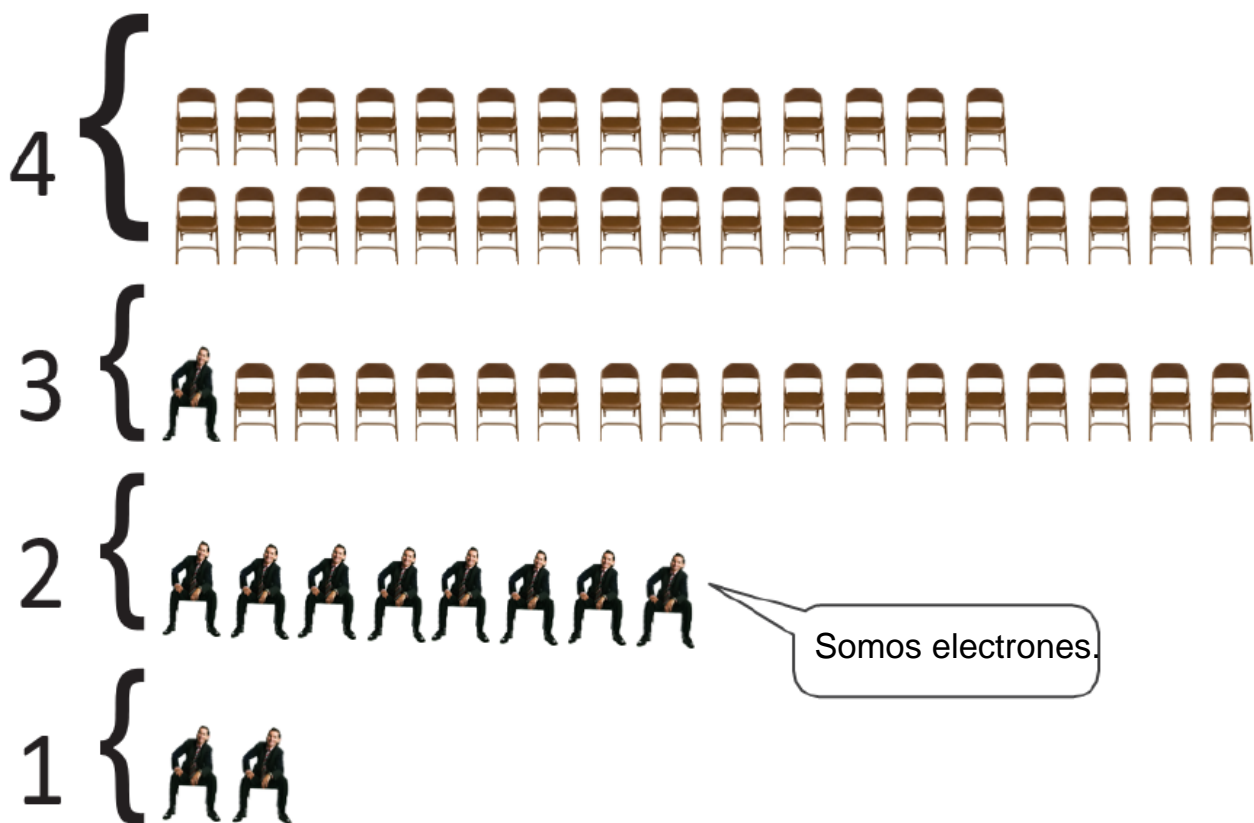
Una cosa particularmente complicada acerca de cómo los electrones llenan estos niveles de energía es que no todos los niveles de energía pueden contener la misma cantidad de electrones. Mientras que el primer nivel de energía puede contener solo 2 electrones, el segundo nivel de energía puede contener 8, el tercero puede contener 18, y el cuarto puede contener 32. Lo dejaremos allí por ahora.

Si regresamos a nuestra analogía de las filas de asientos, sería como si la primera fila fuera más corta que la segunda, tercera o cuarta filas, de modo que después de 2 personas, las personas restantes tendrían que comenzar a ocupar la segunda fila. Luego, si la segunda fila fuera más larga que la primera fila (pero más corta que la tercera), después de que otras 8 personas tomen asiento, las personas restantes tendrían que comenzar a ocupar la tercera fila.





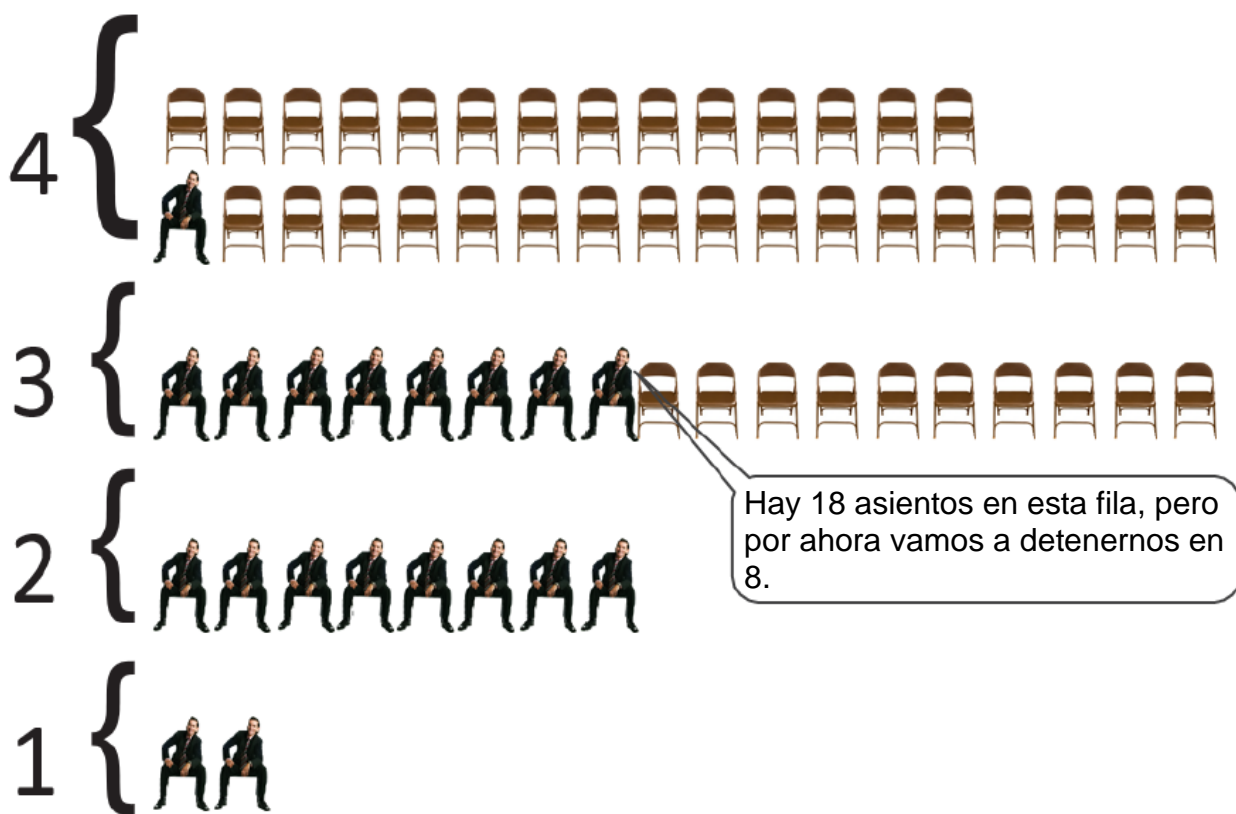
Si siguiendo con nuestra analogía de la audiencia de un teatro como si fueran electrones, veamos cómo podría ocupar estos niveles de energía el elemento sodio, con sus 11 electrones.



Debido a que el sodio tiene 11 electrones, llena el primer nivel de energía, que puede contener solo 2 electrones. También llena el segundo nivel de energía, ya que solo puede alcanzar 8. Juntos, el primer y segundo nivel de energía pueden contener un total de 10 electrones. El sodio tiene 11 electrones, por lo que el electrón final restante, que no se puede acomodar en el primer o en el segundo nivel de energía, comienza a llenar el tercer nivel de energía. Este patrón generalmente se sostiene para los primeros 18 elementos, hasta el argón, que cuenta con 18 electrones.

### Los niveles de energía también se dividen en secciones

Pero algo extraño sucede a partir del potasio. El potasio tiene 19 electrones. Debido a que el primer, segundo y tercer nivel de energía pueden contener un total de 28 electrones ( $2 + 8 + 18 = 28$ ), parecería que todos los electrones del potasio podrían “sentarse” en el tercer nivel de energía. Sin embargo, resulta que, aunque el tercer nivel de energía tiene una capacidad total de 18, solo se llenan 8 “asientos” antes de que los electrones comiencen a llenar el cuarto nivel de energía. Por lo tanto, el potasio llenaría los niveles de energía de este modo:

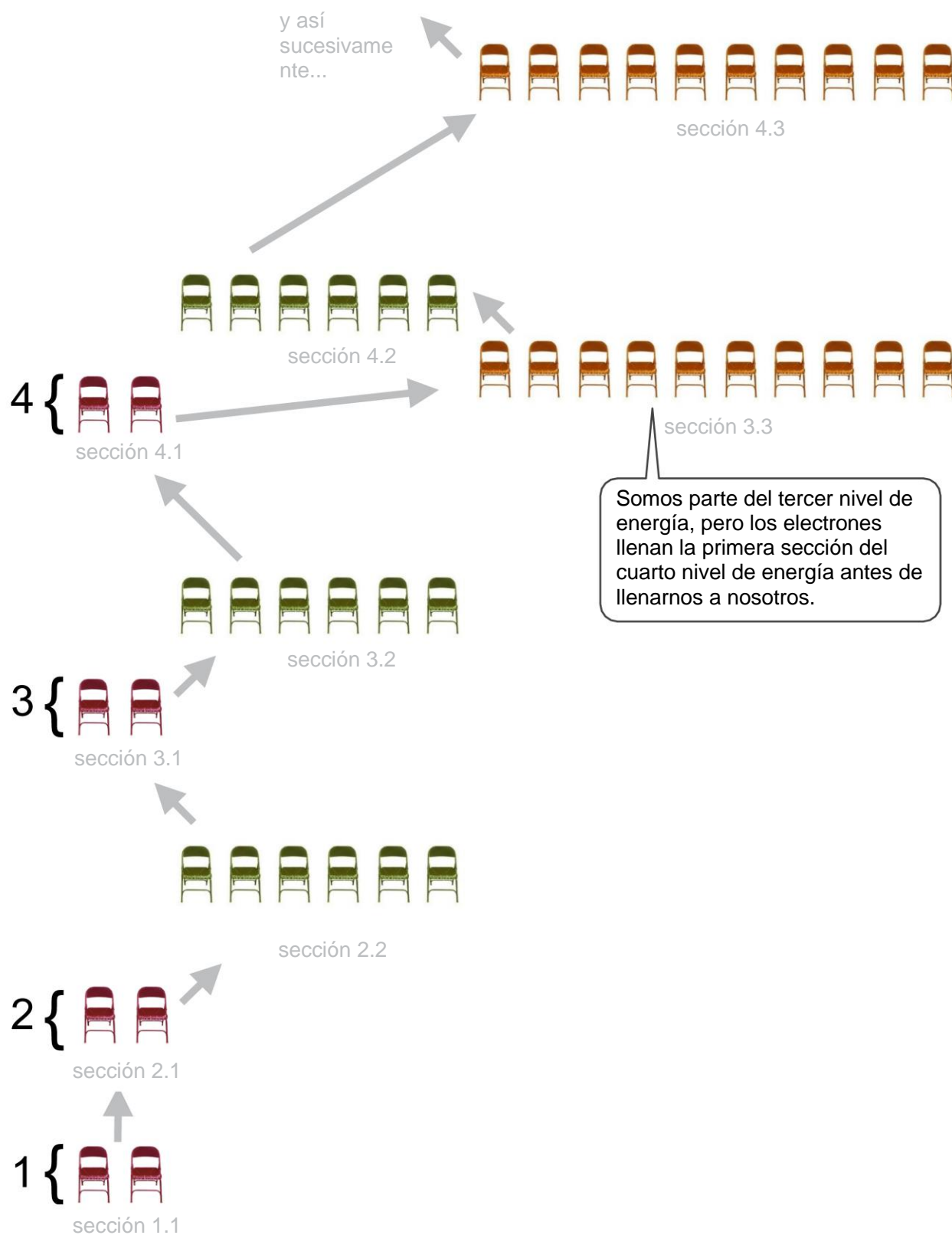


Oh. *Oh*. Eso es muy raro. ¿Por qué sucede *eso*?

Esta es la segunda complicación de nuestra analogía simple de los asientos. Resulta que, además de distintos niveles de energía (primero, segundo, tercero, etc.), cada nivel de energía se divide, además, en las secciones en que se pueden encontrar los electrones.

En los términos de nuestra analogía, la primera fila tendría solo una sección. La segunda fila tendría dos secciones. La tercera fila tendría 3 secciones y la cuarta fila tendría cuatro secciones. Como puedes ver, la cantidad de secciones que tiene un nivel de energía es igual al número de ese nivel de energía.

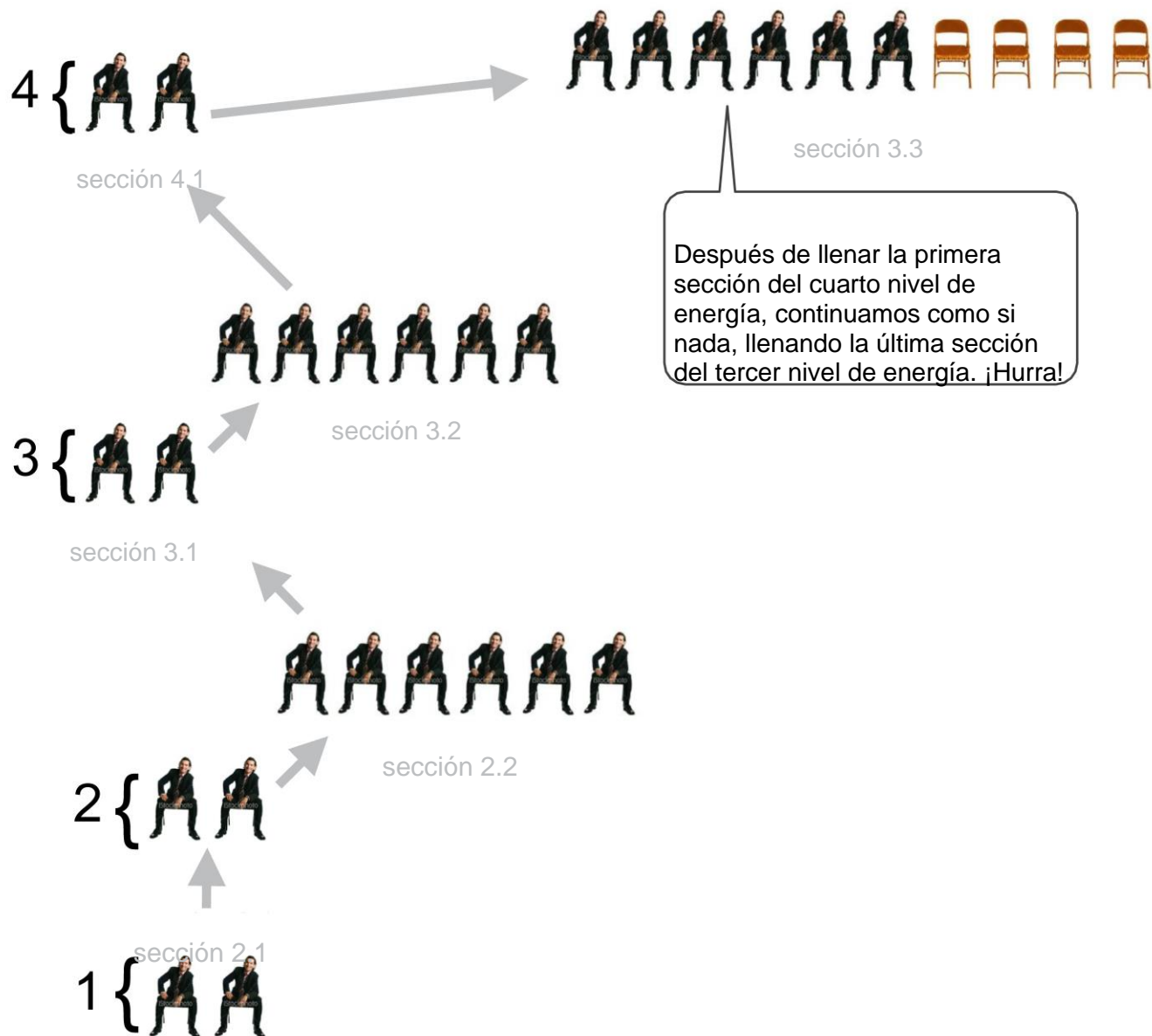
El motivo por el cual el último electrón del potasio comienza a llenar el cuarto nivel de energía en lugar de continuar llenando el tercer nivel de energía es que la primera sección del cuarto nivel de energía de hecho está más cerca (o a una energía más baja) que la última sección del tercer nivel de energía (los últimos 10 “asientos”). Entonces, en realidad, nuestros asientos ahora se verán así:



Ciertamente, esto ya no se parece mucho a las filas de asientos en un auditorio, pero la idea sigue siendo la misma. Los electrones continuarán llenando los niveles de energía, una sección a la vez, hasta haber agotado todos los electrones. Cuando una sección del siguiente nivel de energía tiene en realidad una energía inferior que la siguiente sección del mismo nivel de energía, los electrones comenzarán a ubicarse allí. Esto es lo que estaba representado en el diagrama del potasio. Su último electrón llenó la primera sección del cuarto nivel de energía, porque esa sección en realidad estaba más cerca (a una energía más baja) que la última sección del tercer nivel de energía.

Finalmente, los electrones continuarán llenando la sección vacía en el tercer nivel de energía. La idea es exactamente lo que acabamos de describir. Si bien podría parecer inusual, en algunos casos, la primera sección del siguiente nivel de energía se llena antes de que los electrones continúen llenando la última sección del anterior nivel de energía.

Considera, por ejemplo, el elemento hierro. Sus 26 electrones llenarían los niveles de energía de la siguiente forma:



¡Uf! Entonces, ¿qué significa todo esto?

Principalmente lo siguiente: comprender cómo los electrones llenan los niveles de energía puede ayudarnos a comprender por qué la tabla periódica tiene las filas que tiene. Cada fila puede considerarse, aproximadamente, el inicio de un nuevo nivel de energía. A medida que avanzamos por una fila, los electrones llenan los niveles de energía en secciones de acuerdo con dónde pueden ubicarse en la energía más baja. Por lo tanto, en lugar de continuar la fila para siempre, la tabla periódica comienza una nueva fila, lo que significa que los electrones en los elementos de la siguiente fila comienzan a llenar un nuevo nivel de energía.

**Tabla periódica de los elementos**

3	<b>Li</b>
Lithium	6.94

— Número atómico

— Símbolo del elemento

— Nombre del elemento

Masa atómica promedio

1	<b>H</b>																	2	<b>He</b>																
Hydrogen	1.01																	Helium	4.00																
3	<b>Li</b>	4	<b>Be</b>																	5	<b>B</b>	6	<b>C</b>	7	<b>N</b>	8	<b>O</b>	9	<b>F</b>	10	<b>Ne</b>				
Lithium	6.94	Beryllium	9.01																	Boron	10.81	Carbon	12.01	Nitrogen	14.01	Oxygen	16.00	Fluorine	19.00	Neon	20.18				
11	<b>Na</b>	12	<b>Mg</b>																	13	<b>Al</b>	14	<b>Si</b>	15	<b>P</b>	16	<b>S</b>	17	<b>Cl</b>	18	<b>Ar</b>				
Sodium	22.99	Magnesium	24.31																	Aluminum	26.98	Silicon	28.09	Phosphorus	30.97	Sulfur	32.07	Chlorine	35.45	Argon	39.95				
19	<b>K</b>	20	<b>Ca</b>	21	<b>Sc</b>	22	<b>Ti</b>	23	<b>V</b>	24	<b>Cr</b>	25	<b>Mn</b>	26	<b>Fe</b>	27	<b>Co</b>	28	<b>Ni</b>	29	<b>Cu</b>	30	<b>Zn</b>	31	<b>Ga</b>	32	<b>Ge</b>	33	<b>As</b>	34	<b>Se</b>	35	<b>Br</b>	36	<b>Kr</b>
Potassium	39.10	Calcium	40.08	Scandium	44.96	Titanium	47.87	Vanadium	50.94	Chromium	52.00	Manganese	54.94	Iron	55.85	Cobalt	58.93	Nickel	58.69	Copper	63.55	Zinc	65.39	Gallium	69.72	Germanium	72.61	Arsenic	74.92	Selenium	78.96	Bromine	79.90	Krypton	83.80
37	<b>Rb</b>	38	<b>Sr</b>	39	<b>Y</b>	40	<b>Zr</b>	41	<b>Nb</b>	42	<b>Mo</b>	43	<b>Tc</b>	44	<b>Ru</b>	45	<b>Rh</b>	46	<b>Pd</b>	47	<b>Ag</b>	48	<b>Cd</b>	49	<b>In</b>	50	<b>Sn</b>	51	<b>Sb</b>	52	<b>Te</b>	53	<b>I</b>	54	<b>Xe</b>
Rubidium	85.47	Strontium	87.62	Yttrium	88.91	Zirconium	91.22	Niobium	92.91	Molybdenum	95.94	Technetium	(98)	Ruthenium	101.07	Rhodium	102.91	Palladium	106.42	Silver	107.87	Cadmium	112.41	Indium	114.82	Tin	118.71	Antimony	121.76	Tellurium	127.60	Iodine	126.90	Xenon	131.29
55	<b>Cs</b>	56	<b>Ba</b>	57	<b>La</b>	72	<b>Hf</b>	73	<b>Ta</b>	74	<b>W</b>	75	<b>Re</b>	76	<b>Os</b>	77	<b>Ir</b>	78	<b>Pt</b>	79	<b>Au</b>	80	<b>Hg</b>	81	<b>Tl</b>	82	<b>Pb</b>	83	<b>Bi</b>	84	<b>Po</b>	85	<b>At</b>	86	<b>Rn</b>
Cesium	132.91	Barium	137.33	Lanthanum	138.91	Hafnium	178.49	Tantalum	180.95	Tungsten	183.84	Rhenium	186.21	Osmium	190.23	Iridium	192.22	Platinum	195.08	Gold	196.97	Mercury	200.59	Thallium	204.38	Lead	207.2	Bismuth	208.98	Polonium	(209)	Astatine	(210)	Radon	(222)
87	<b>Fr</b>	88	<b>Ra</b>	89	<b>Ac</b>	104	<b>Rf</b>	105	<b>Db</b>	106	<b>Sg</b>	107	<b>Bh</b>	108	<b>Hs</b>	109	<b>Mt</b>	110	<b>Ds</b>	111	<b>Rg</b>	112	<b>Cn</b>	113	<b>Nh</b>	114	<b>Fl</b>	115	<b>Mc</b>	116	<b>Lv</b>	117	<b>Ts</b>	118	<b>Og</b>
Francium	(223)	Radium	(226)	Actinium	(227)	Rutherfordium	178.49	Dubnium	(262)	Seaborgium	(266)	Bohrium	(264)	Hassium	(269)	Meitnerium	(268)	Darmstadtium	(281)	Roentgenium	(272)	Copernicium	(285)	Nihonium	(286)	Flerovium	(289)	Moscovium	(290)	Livermorium	(293)	Tennessine	(294)	Oganesson	(294)
58	<b>Ce</b>	59	<b>Pr</b>	60	<b>Nd</b>	61	<b>Pm</b>	62	<b>Sm</b>	63	<b>Eu</b>	64	<b>Gd</b>	65	<b>Tb</b>	66	<b>Dy</b>	67	<b>Ho</b>	68	<b>Er</b>	69	<b>Tm</b>	70	<b>Yb</b>	71	<b>Lu</b>								
Cerium	140.12	Praseodymium	140.91	Neodymium	144.24	Promethium	(145)	Samarium	150.36	Europium	151.96	Gadolinium	157.25	Terbium	158.93	Dysprosium	162.50	Holmium	164.93	Erbium	167.26	Thulium	168.93	Ytterbium	173.04	Lutetium	174.97								
90	<b>Th</b>	91	<b>Pa</b>	92	<b>U</b>	93	<b>Np</b>	94	<b>Pu</b>	95	<b>Am</b>	96	<b>Cm</b>	97	<b>Bk</b>	98	<b>Cf</b>	99	<b>Es</b>	100	<b>Fm</b>	101	<b>Md</b>	102	<b>No</b>	103	<b>Lr</b>								
Thorium	232.04	Protactinium	231.04	Uranium	238.03	Neptunium	(237)	Plutonium	(244)	Americium	(243)	Curium	(247)	Berkelium	(247)	Californium	(251)	Einsteinium	(252)	Fermium	(257)	Mendelevium	168.93	Nobelium	(259)	Lawrencium	(262)								

Como vimos, el sodio no cae a la derecha del neón en la tabla periódica porque el sodio tiene más electrones que el neón. Debido a que el sodio comienza a colocar sus electrones en un nuevo nivel de energía, se ubica en el extremo izquierdo al comienzo de una nueva fila.

Si comprendemos algunas de las reglas sobre la capacidad y el llenado de niveles de energía, podemos comenzar a comprender la inusual forma de la tabla periódica. ¿Por qué la primera fila solo consta de dos elementos? Bueno, es porque el primer nivel de energía

solo puede contener dos electrones, y el helio, con el dos como el número atómico, tiene exactamente dos electrones. Todos los elementos después de él tienen más de 2 electrones, de modo que deben continuar llenando sus electrones a niveles de energía más altos.

¿Por qué el segundo período consta de ocho elementos? Es porque el segundo nivel de energía solo puede contener ocho electrones. Si agregamos los dos que el primer nivel de energía puede contener, el primer y segundo nivel de energía combinados pueden contener 10 electrones, y el neón, el último elemento del segundo período, tiene exactamente 10 electrones.

Aunque es un poco complicado, el potasio comienza a colocar sus electrones en el cuarto nivel de energía (incluso con 10 “asientos” aún disponibles en el tercer nivel de energía) porque la primera sección del cuarto nivel de energía es más baja en términos de energía que la última sección del tercer nivel de energía.

La cantidad de filas que tiene la tabla periódica corresponde a la cantidad de niveles de energía necesarios para contener todos los electrones del átomo con la mayor cantidad conocida de electrones.

### **¿Y qué sucede con las filas que cuelgan en la parte inferior? ¿Qué sucede con esas?**

La otra característica peculiar que se encuentra en la mayoría de las copias de la tabla periódica son dos filas misteriosas, a menudo ubicadas debajo del resto de la tabla, que parecen no tener relación con el resto de los elementos. Estas filas se denominan la serie de los *lantánidos* y la serie de los *actínidos*, respectivamente.

Estas filas a menudo se colocan debajo del resto de la tabla simplemente por conveniencia. En realidad, los elementos de la serie de los lantánidos, comenzando con el elemento lantano, en realidad se ubicarían al costado del bario en la tabla periódica. Debido a que esto haría que la tabla fuera muy ancha, generalmente se los coloca debajo del resto de la tabla para que el formato de la tabla periódica se adapte más fácilmente a un póster o a una hoja de tamaño estándar. Lo mismo sucede con los elementos que comprenden la serie de los actínidos. A partir del elemento actinio, estos elementos se ubicarían al costado del radio, justo debajo de donde se situaría la serie de los lantánidos. A algunas tablas periódicas se les da formato en esta versión alargada. Sin embargo, como convención, se colocan debajo por conveniencia.





















Aunque se han creado formas alternativas de la tabla periódica y algunas toman formas inusuales, como una serie de círculos concéntricos a modo de objetivo de arquería, la tabla convencional con los grupos y períodos que conocemos se considera el estándar.



## ¿Por qué los átomos en una misma columna tienen la misma cantidad de electrones externos (valencia)?

Si piensas en cómo los niveles de energía se completan con electrones y cómo está diseñada la tabla periódica, puedes ver cómo ciertos átomos terminan ubicándose en la misma columna. Un punto importante sobre las columnas es que la cantidad de electrones en el nivel más externo de energía, denominados electrones *de valencia*, será la misma para todos los elementos de esa columna.



















La tabla periódica está diseñada para que el primer electrón que comienza un nuevo nivel de energía comience una nueva fila en el extremo izquierdo. Cada nueva fila comienza después de que el nivel externo de energía de la fila anterior tenga ocho electrones. Una excepción a esto es el comienzo del segundo nivel después de que el primer nivel tenga dos electrones. Veamos nuevamente el gráfico de los niveles de energía.

<b>NIVELES DE ENERGÍA ELEMENTOS 1 AL 20</b>							
<b>HIDRÓGENO</b> 1  1.01							<b>HELIO</b> 2  4.00
<b>LITIO</b> 3  6.94	<b>BERILIO</b> 4  9.01	<b>BORO</b> 5  10.81	<b>CARBONO</b> 6  12.01	<b>NITRÓGENO</b> 7  14.01	<b>OXÍGENO</b> 8  16.00	<b>FLÚOR</b> 9  19.00	<b>NEÓN</b> 10  20.18
<b>SODIO</b> 11  22.99	<b>MAGNESIO</b> 12  24.31	<b>ALUMINIO</b> 13  26.98	<b>SILICIO</b> 14  28.09	<b>FÓSFORO</b> 15  30.97	<b>AZUFRE</b> 16  32.07	<b>CLORO</b> 17  35.45	<b>ARGÓN</b> 18  39.95
<b>POTASIO</b> 19  39.10	<b>CALCIO</b> 20  40.08						

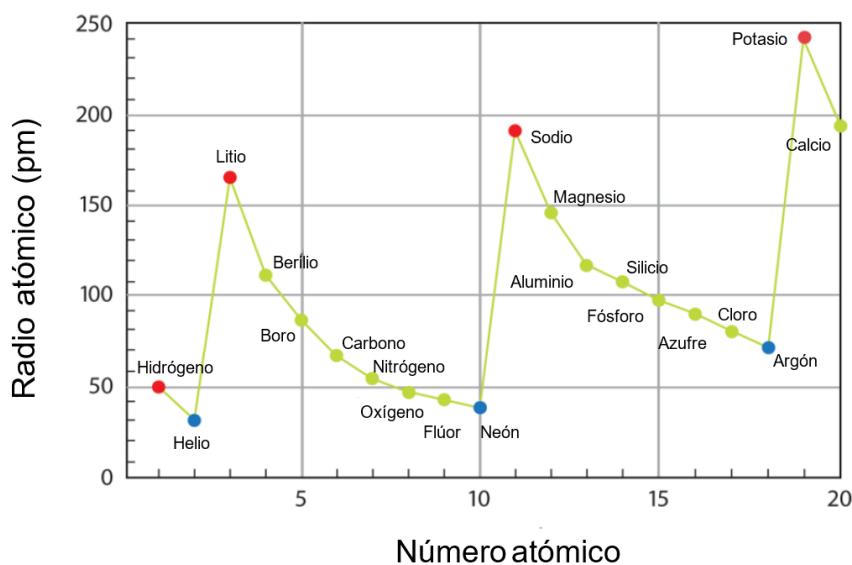
Teniendo en cuenta estos principios, puedes ver por qué los átomos en la primera columna, que contiene al hidrógeno (H), litio (L), sodio (Na) y potasio (K), tienen un electrón cada uno en el nivel externo de energía. En la segunda columna, el berilio (Be), magnesio (Mg) y calcio (Ca), tienen dos electrones de valencia cada uno. Los átomos en la columna que contiene al boro (B) y al aluminio (Al) tienen tres electrones de valencia. Los

átomos de la columna del carbono (C) y el silicio (Si) tienen cuatro electrones de valencia. El resto de las columnas sigue este mismo patrón. Los elementos de transición en el medio de la tabla periódica (que no se muestran en el cuadro) en su mayoría tienen dos electrones de valencia.

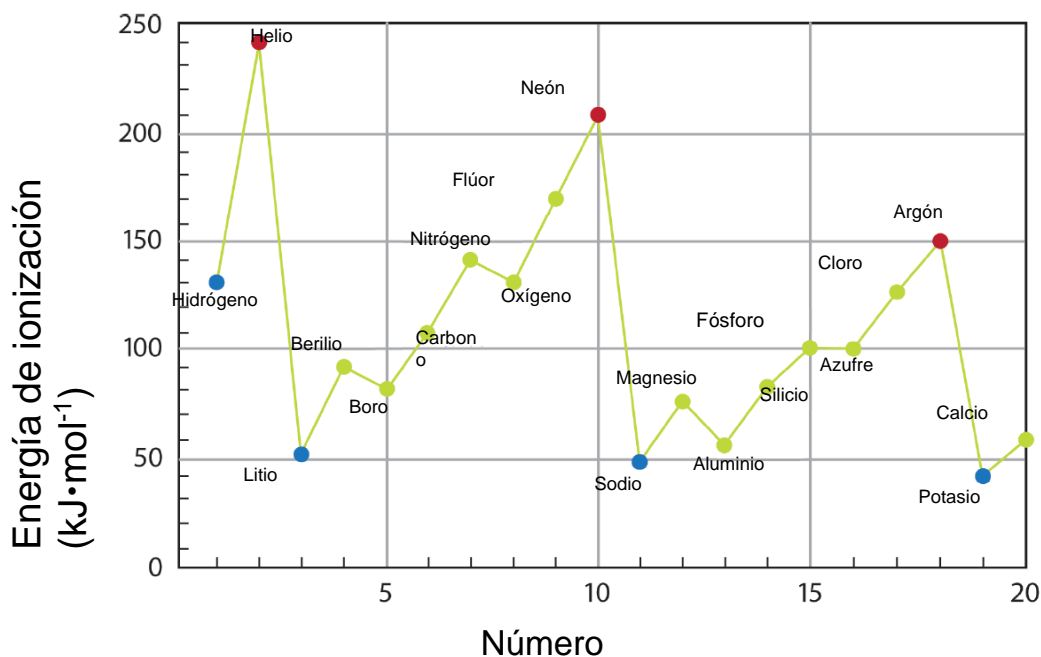
**¿Cuál es la importancia de la palabra “periódica” en la tabla periódica de los elementos?** Debido a la forma en que se organizan los átomos en la tabla periódica, se puede ver un patrón de características o propiedades que se repiten “periódicamente” de una fila a otra en la tabla. Esto se denomina *periodicidad*. Ese es el motivo de que la tabla sea “periódica”.

<b>HIDRÓGENO</b> 1  1.01		<h1>TAMAÑO ATÓMICO Y ELEMENTOS DE MASA 1 AL 20</h1>						<b>HELIO</b> 2  4.00
		<b>LITIO</b> 3  6.94	<b>BERILIO</b> 4  9.01	<b>BORO</b> 5  10.81	<b>CARBONO</b> 6  12.01	<b>NITRÓGENO</b> 7  14.01	<b>OXÍGENO</b> 8  16.00	
<b>SODIO</b> 11  22.99	<b>MAGNESIO</b> 12  24.31	<b>ALUMINIO</b> 13  26.98	<b>SILICIO</b> 14  28.09	<b>FÓSFORO</b> 15  30.97	<b>AZUFRE</b> 16  32.07	<b>CLORO</b> 17  35.45	<b>ARGÓN</b> 18  39.95	
<b>POTASIO</b> 19  39.10	<b>CALCIO</b> 20  40.08	<p><i><b>Nota:</b> Algunos gráficos de los radios atómicos muestran que los átomos de la última columna de la derecha (helio, neón, argón...) tienen radios mayores que uno o más de los átomos a su izquierda. Este es el resultado de usar una técnica de medición diferente. Para nuestros fines, la tendencia es que disminuya el tamaño atómico a medida que nos movemos de izquierda a derecha a lo largo de una fila.</i></p>						

Una propiedad que demuestra la idea de periodicidad es el radio atómico. Los científicos miden los radios atómicos para decir qué tan grandes son los átomos. A medida que avanzamos por una fila (de izquierda a derecha), observamos que los radios atómicos disminuyen. Por ejemplo, el magnesio tiene un radio atómico más pequeño que el sodio, y el aluminio tiene un radio atómico más pequeño que el magnesio, etc. Este mismo patrón se repite en la siguiente fila y en la que viene después, de manera periódica.



Otro ejemplo de periodicidad es una propiedad denominada *energía de ionización*. La energía de ionización se refiere a la cantidad de energía necesaria para eliminar a un electrón de un átomo para formar un ion. Cuanto más difícil sea eliminar un electrón de un átomo, mayor será su energía de ionización. Como tendencia, la energía de ionización aumenta a medida que nos desplazamos por una fila (de izquierda a derecha). Por ejemplo, en la primera fila, el hidrógeno, en el extremo izquierdo, tiene una energía de ionización baja y el helio, en el extremo derecho, tiene una energía de ionización alta. Cada fila comienza con un valor bajo y finaliza con un valor alto.



Esto tiene sentido, ya que cuanto más pequeño es el átomo, más cerca del núcleo están los electrones de valencia. Este acercamiento al núcleo hace que los electrones sientan una atracción más fuerte y requieran más energía para eliminarlos.