



Guía N° 6 – CIENCIAS PARA LA CIUDADANÍA

ELECTIVO

Nombre	Curso	Fecha
	4° medio A - B - C	Semana del 11 al 17 de mayo
Obj. Aprendizaje	Contenido	Habilidades
Aplicar concepto y fórmula relacionada con el grado de acidez y basicidad de las sustancias químicas	El átomo	Observar - plantear - investigar y desarrollar.

- Dudas y consultas a: monijim04@gmail.com

Propósito: en este bloque revisaremos la materia estudiada en toda la enseñanza media, a modo de preparar la prueba de selección universitaria.

EL ÁTOMO

I. Estructura atómica:

En el siglo V a.c., Leucipo pensaba que sólo había un tipo de materia. Sostenía, además, que si dividíamos la materia en partes cada vez más pequeñas, acabaríamos encontrando una porción que no se podría seguir dividiendo. Un discípulo suyo, Demócrito, bautizó a estas partes indivisibles de materia con el nombre de átomos, término que en griego significa “que no se puede dividir”. La teoría de Demócrito y Leucipo, en el siglo V antes de Cristo era, sobre todo, una teoría filosófica, sin base experimental. Y no pasó de ahí hasta el siglo XIX. En 1808, John Dalton publicó su teoría atómica, que retomaba las antiguas ideas de Leucipo y Demócrito. Esta teoría establece que:

- La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas ÁTOMOS.
- Los átomos de un mismo elemento químico son todos iguales entre sí y diferentes a los átomos de los demás elementos. Todos los átomos del elemento Hidrógeno son iguales entre sí en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc., y diferentes a los átomos de los demás elementos.

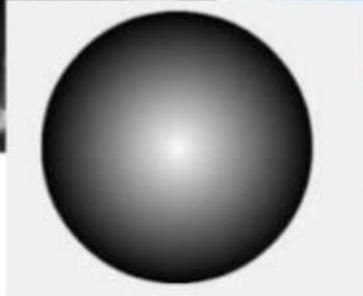
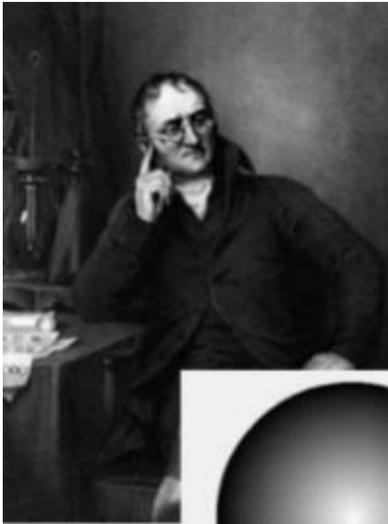
El átomo es una estructura en la cual se organiza la materia en el mundo físico o en la naturaleza. Los átomos forman las **moléculas**, mientras que los átomos a su vez están formados por constituyentes subatómicos como los **protones** (con carga positiva), los **neutrones** (sin carga) y los **electrones** (con carga negativa).

II. Modelos atómicos:

Cuando hablamos de modelos atómicos nos referimos a distintos conceptos que tomó el átomo con el paso de los años.

Existen 9 modelos atómicos y sólo 4 de ellos son importantes y relevantes:

- Modelo de Dalton
- Modelo de Thompson
- Modelo de Rutherford
- Modelo de Bohr

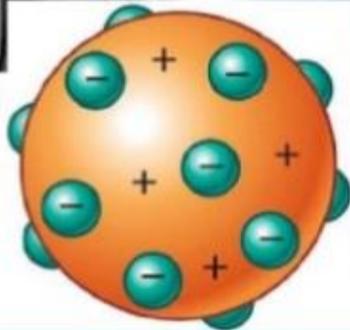


TEORÍA ATÓMICA DE DALTON (1808)

- Los átomos son las partículas básicas de la materia y son indivisibles.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales, en masa y propiedades.
- Se unen entre sí en proporciones definidas enteras y sencillas para formar compuestos y se pueden unir en más de una relación entera.

El modelo atómico de Dalton fracasó al comprobar que el átomo era divisible y tenía naturaleza eléctrica.

Estas conclusiones se obtuvieron al estudiar las descargas eléctricas sobre los gases en los tubos de vacío, dieron lugar al descubrimiento de los rayos catódicos y en ellos el electrón y protón.

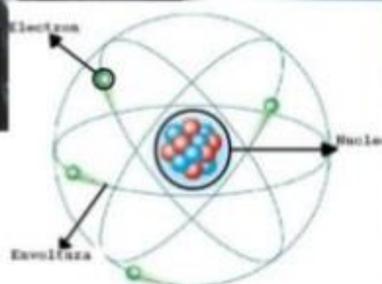


TEORÍA ATÓMICA DE THOMSON (1904)

- El átomo es divisible y está formado por partículas negativas (electrones) y positivas (protones).
- Su estructura es una esfera maciza de electricidad positiva, en cuya superficie tiene incrustados los electrones en número suficiente para que en conjunto resulte neutro.

El modelo atómico de Thomson no explicaba la dispersión de partículas alfa. (Al bombardear una lámina de oro con partículas alfa la mayoría la atravesaban.

Rutherford lo interpretó concluyendo que el átomo es hueco con gran espacio.



TEORÍA ATÓMICA DE RUTHERFORD

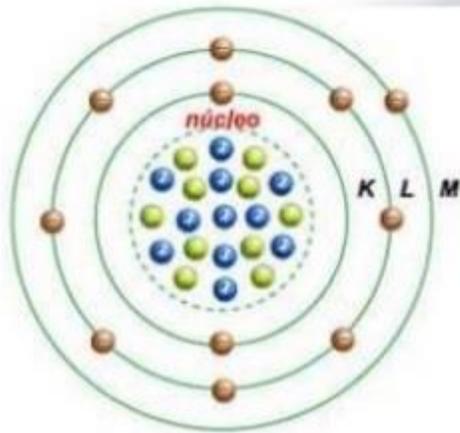
- La teoría de Rutherford nos dice que el átomo tiene un gran espacio vacío. La totalidad de la carga positiva se halla concentrada en una región muy pequeña comparada con la totalidad del átomo a la que llamó núcleo.
- Los electrones giran en torno al núcleo en una órbita circular, contrarrestándose la fuerza de atracción eléctrica.

• Este modelo no explicaba la estabilidad del átomo (el electrón en su movimiento debe emitir y perder energía por lo que acabaría cayéndose sobre el núcleo).

• Los espectros discontinuos que emiten los átomos, caracterizados por rayas luminosas de frecuencias determinadas.



TEORÍA ATÓMICA DE BOHR



• La teoría de Bohr decía que el electrón gira alrededor del núcleo en diferentes órbitas circulares permitidas, llamadas estacionarias, sin emitir energía radiante.

• Solo están permitidas, aquellas órbitas cuyos radios son proporcionales a los cuadrados de los números enteros, donde el electrón puede girar sin emitir energía.

• La energía liberada al salta un electrón de una órbita a otra absorbe o emite energía originando una línea del espectro

• El modelo de Bohr no explicaba los espectros de átomos poli-electrónicos.

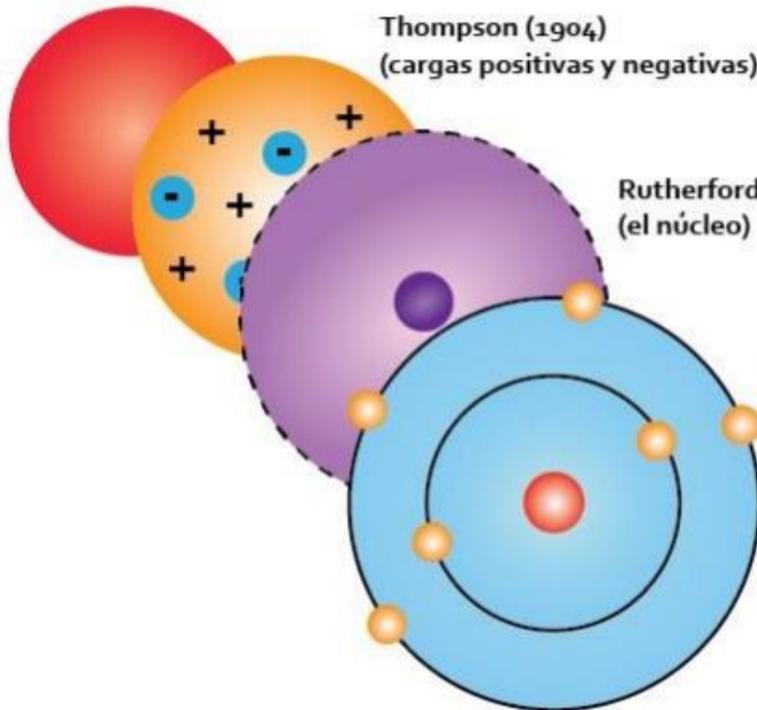
• El desdoblamiento de algunas líneas espectrales. (Efecto Zeeman).

Dalton (1803)

Thompson (1904)
(cargas positivas y negativas)

Rutherford (1911)
(el núcleo)

Bohr (1913)
(niveles de energía)



III. Identificación de átomos:

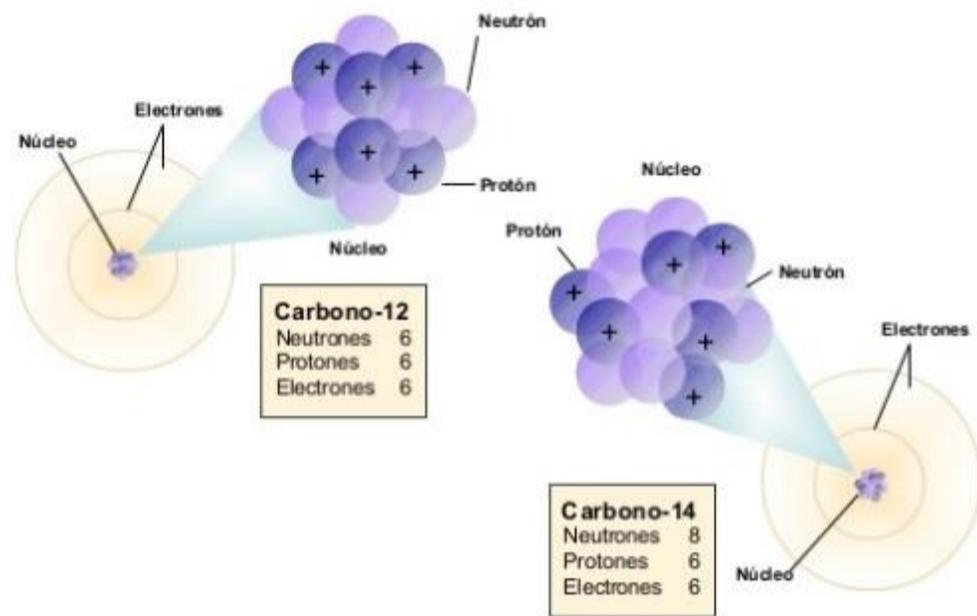
La identidad de un átomo y sus propiedades vienen dadas por el número de partículas que contiene.

- Lo que distingue a unos elementos químicos de otros es el número de protones que tienen sus átomos en el núcleo. Este número se llama **Número atómico** y se representa con la letra **Z**. Se coloca como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento correspondiente.
- El **Número másico** nos indica el número total de partículas que hay en el núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones. Se representa con la letra **A** y se sitúa como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento.



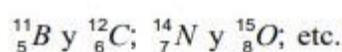


- ✚ **Isótopos:** son átomos que presentan el mismo número atómico pero distinto número másico, como es el caso del carbono 12 y carbono 14.

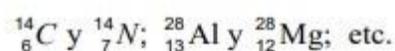


En la naturaleza existen 92 elementos químicos naturales y el hombre ha producido 28 elementos químicos en sus laboratorios (hasta 2017). Sin embargo, el número de núcleos naturales es de 340, en tanto que en el laboratorio se ha fabricado 1100 más. Llamaremos genéricamente núclidos a estos 1440 núcleos distintos. De los 1440 núclidos conocidos, solo 280 de ellos son estables; el resto no lo son y sufren transformaciones emitiendo algún tipo de radiación.

- ✚ **Isótonos** también existen núcleos con el mismo número de neutrones N pero con distinto el número de protones Z , llamados isótonos. Algunos ejemplos son:



- ✚ **Isóbaros** Por otra parte, si diferentes núcleos difieren en el número de neutrones N y de protones Z , pero tienen el mismo número de masa A , se les llama isóbaros. Por ejemplo:



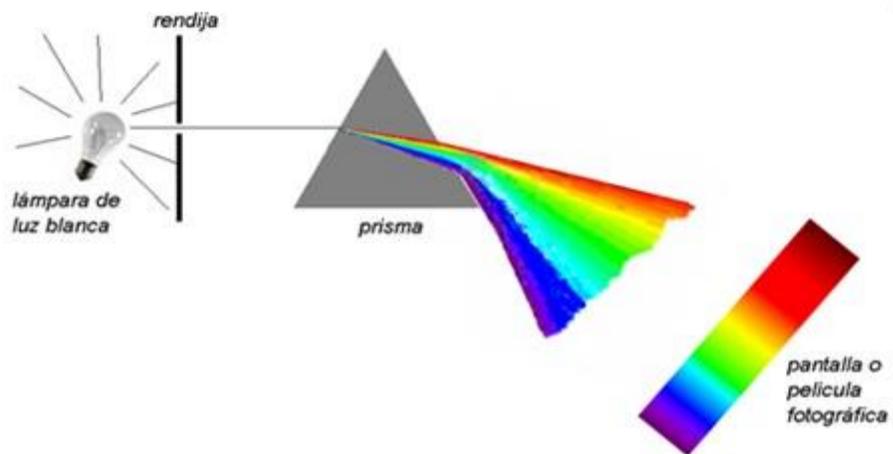
A pesar de la repulsión electrostática entre los protones, los nucleones coexisten en una región del espacio extraordinariamente pequeña, cuya dimensión es del orden de 10^{-14} m, lo cual indica que su interacción mutua debe ser varios órdenes de magnitud mayor que la electrostática. Sin embargo, como la masa de cada uno de los nucleones es prácticamente igual a la de los otros, el campo de fuerzas al que están sometidos no puede ser central. Adicionalmente, ambos nucleones (el protón y el neutrón) tienen espín $\frac{1}{2}$ y cumplen con el principio de exclusión de Pauli.

IV. Espectros atómicos:

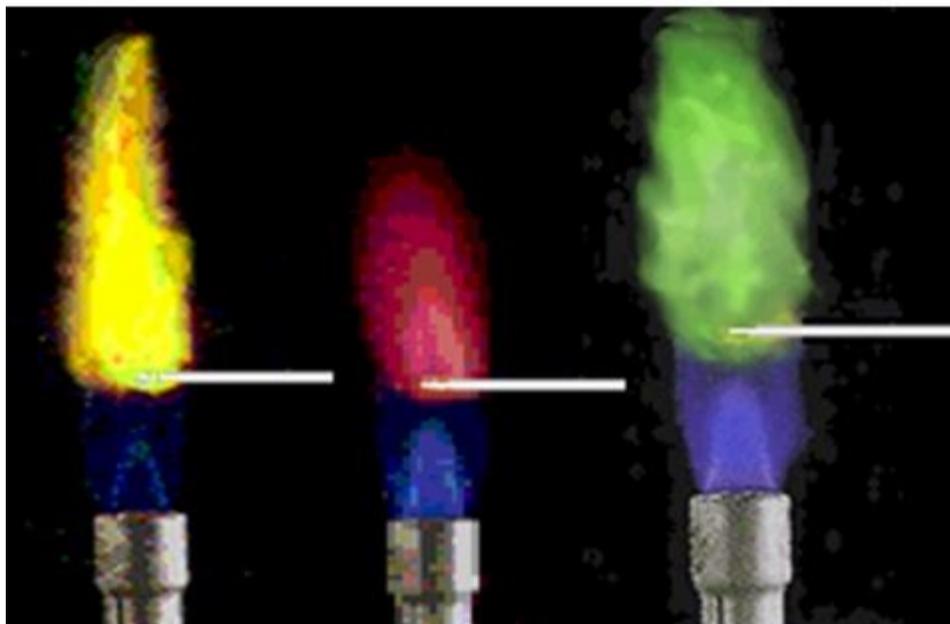
Considérese el experimento que se ilustra en la figura que aparece sobre estas líneas. Cuando se hace pasar a través de un prisma *luz blanca* se obtiene en una pantalla o película fotográfica colocada detrás del prisma un patrón *arco iris* de franjas de color



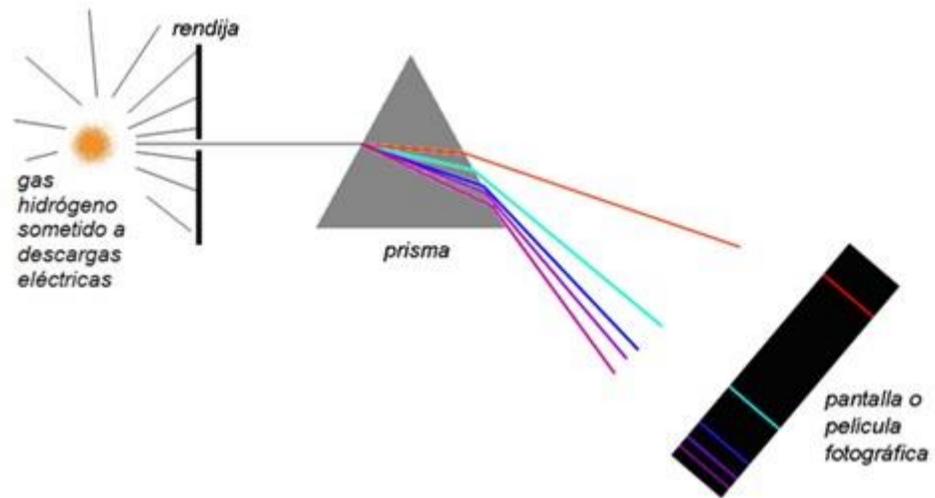
contiguas y con cierto grado de solapamiento. Es lo que se llama el **espectro continuo** de la luz blanca.



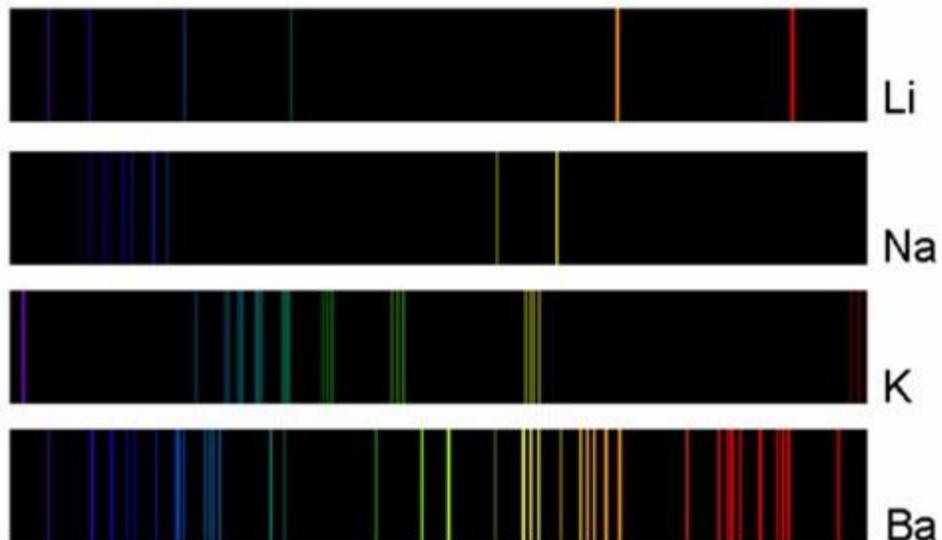
✚ **Espectro de emisión:** cuando se pone una sustancia química determinada a la llama (o en el interior de un *plasma*) o se somete a una descarga eléctrica, la sustancia **emite** una luz característica, como se puede ver en la siguiente figura. El experimento consiste en observar la emisión de radiación por gotas de disoluciones de sales de sodio (luz amarilla), litio (roja) y bario (verde) depositadas en sendos alambres de platino.



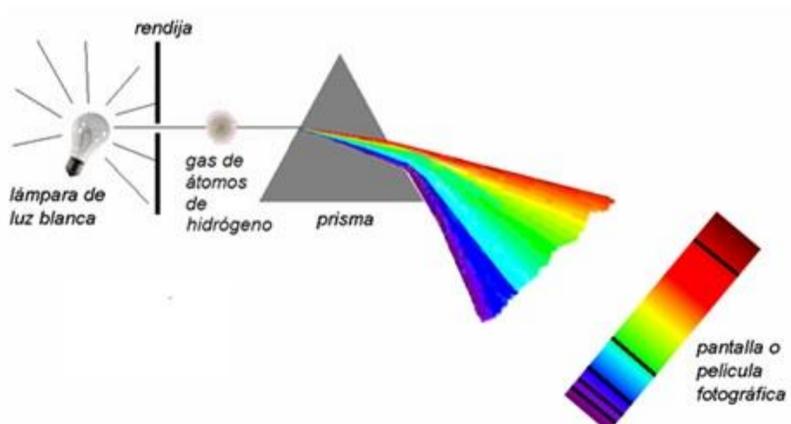
La luz emitida por cada elemento químico no es continua (si lo fuera, la veríamos blanca), pero tampoco *es monocromática*; es decir, no consiste en radiaciones de un solo color o longitud de onda, sino de varias o muchas. Esto se puede demostrar haciendo pasar a través de un prisma la luz emitida por un elemento químico excitado y colocando detrás del prisma una pantalla o una película fotográfica. Lo que se observa es una serie de líneas bien separadas una de otras que corresponden a radiaciones de diversos colores (en general, es más propio decir *de diversas longitudes de onda*), como se ejemplifica en la siguiente figura para el caso del hidrógeno.



El patrón que se observa en la película se llama **espectro de emisión** del hidrógeno. En la siguiente imagen se muestran los espectros de emisión de otros elementos químicos:

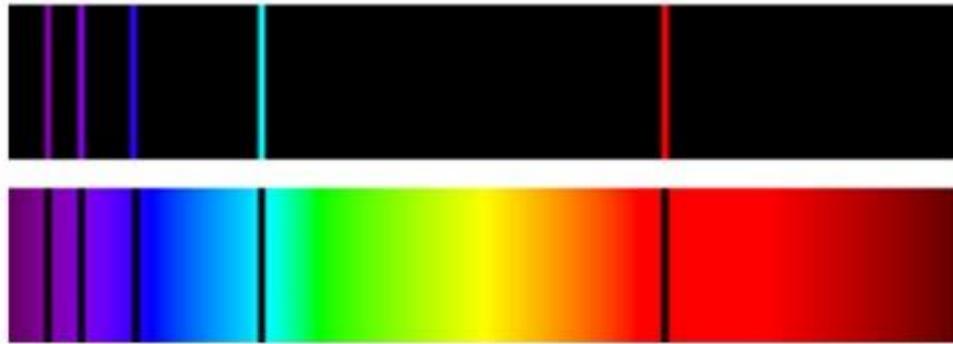


- ✚ **Espectro de absorción:** Si en el esquema óptico de la primera figura se interpone *un gas de átomos de hidrógeno*, como se indica en la siguiente imagen; es decir, si se permite que la luz blanca pase a través del gas, en la película se observará un patrón *parecido* al espectro continuo de la luz blanca, con la única diferencia de que se verán unas *líneas oscuras en las mismas posiciones en que aparecen las líneas coloreadas del espectro de emisión*. Lo que ahora se obtiene se llama **espectro de absorción**.





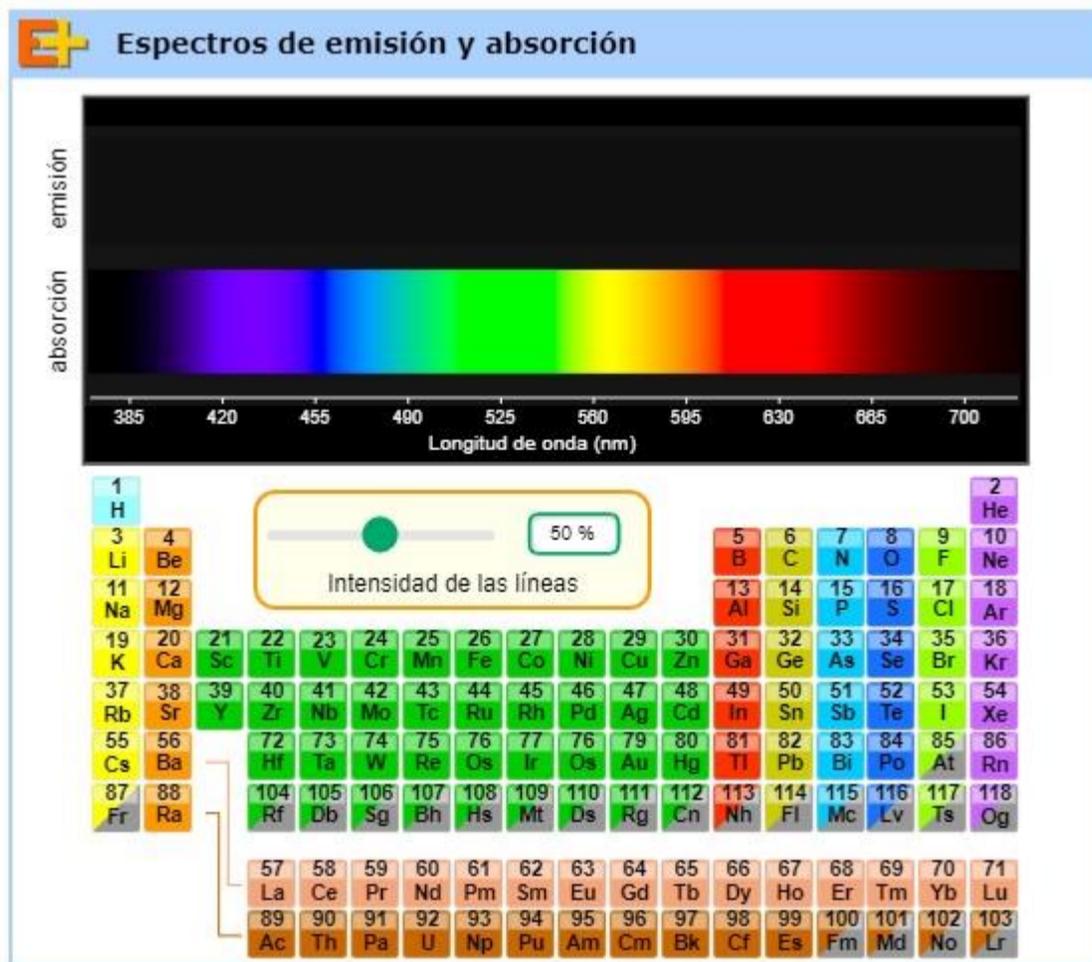
La aparición de las rayas negras se debe a que los átomos de hidrógeno han absorbido algunas radiaciones. Por razones cuánticas, el hidrógeno (y cualquier elemento) emite, en general, las mismas radiaciones que absorbe, y por esa razón los espectros de absorción y emisión son *complementarios*, como se muestra en la siguiente imagen para el caso del hidrógeno:



Todo elemento químico tiene un espectro atómico de absorción y otro de emisión *característicos*, que permite su identificación. **El espectro atómico es, por tanto, en cierto modo, la huella dactilar de un elemento químico.**

Tarea

- Observa en el simulador que cualquier elemento absorbe las mismas longitudes de onda que es capaz de emitir.
- La regularidad encontrada en los espectros discontinuos supone un apoyo muy importante para comprender la estructura de los átomos.
- En el siguiente simulador puedes ver los espectros de los elementos
- Explique de acuerdo a lo aprendido ¿qué sucede con los elementos y los espectros?





San Fernando College
Departamento de Ciencias
Profesora: Mónica Jiménez Rivas