

4

ESTRUCTURA ATÓMICA Y MOLECULAR

En esta unidad, después de repasar la evolución de los distintos modelos atómicos, se estudian los **métodos espectrométricos para calcular masas atómicas, así como los espectroscópicos para el análisis de sustancias**, contenidos ambos que figuran en el bloque 2 del currículo oficial: *Aspectos cuantitativos de la química*. Con objeto de que estas técnicas espectrométricas y espectroscópicas sean asimiladas por el alumnado, se ha creído conveniente diseñar esta unidad específica, donde, además de tratarlas adecuadamente, se muestre la evolución histórica que llevó a su descubrimiento; de esta forma, relacionando los principios en vigor con la evolución histórica del conocimiento científico, se promueve en los alumnos la adquisición de las competencias necesarias para su integración en la sociedad de forma activa.

La unidad comienza señalando cómo **Dalton** afirmaba, en su teoría atómica, que el átomo era indivisible, pero los descubrimientos realizados en los tubos de descarga mostraban otra cosa: los átomos contienen partículas cargadas. A raíz de esta observación, surgió la necesidad de elaborar un modelo que tuviera en cuenta estas partículas. El modelo de **Thomson** contribuyó a encajar a los recién descubiertos electrones dentro de un átomo eléctricamente neutro. El modelo de **Rutherford**, fruto del análisis de uno de los experimentos más grandes de la Ciencia, dividió al átomo en dos grandes zonas (de muy distinto tamaño): el núcleo y la corteza, consiguiendo encajar a electrones, protones e incluso a los neutrones, descubiertos después de que Rutherford elaborara su modelo.

El descubrimiento de los isótopos echó por tierra otro de los postulados de la teoría de Dalton, los átomos de un elemento no tienen por qué ser todos iguales. **Francis W. Aston**, investigando sobre los isótopos, desarrolló el primer espectrógrafo de masas, aparato capaz de medir la masa y abundancia de los isótopos de un elemento y, gracias a esos datos, se pudo averiguar la masa atómica de los elementos.

El descubrimiento de los espectros atómicos en la segunda mitad del siglo XIX y la publicación, a principios del siglo XX, de ciertos trabajos como la hipótesis de Planck y la explicación de Einstein del efecto fotoeléctrico, tendrían gran repercusión en el conocimiento de la estructura atómica. Rutherford no los tuvo en cuenta, pero **Niels Bohr** sí los utilizó en la elaboración de un nuevo modelo atómico en el que el electrón no podía estar en cualquier región donde únicamente se cumpliera que la fuerza eléctrica de atracción entre el núcleo y el electrón coincidiera con la fuerza centrípeta del electrón al moverse alrededor de dicho núcleo, sino que además debía cumplirse la cuantificación de su momento angular; es decir, las regiones permitidas al electrón están determinadas por los valores de un número cuántico. El texto explica el comienzo de la **era cuántica**, que ha llevado a un concepto de átomo más matemático y probabilístico que el que Rutherford

había supuesto; el modelo de orbitales (que se tratará más a fondo en 2.º de Bachillerato) es el resultado final del átomo cuántico.

Por último, en el epígrafe *Técnicas espectroscópicas de absorción*, se muestra la importancia que en la actualidad tienen estas técnicas, estudiándose dos de ellas, la espectroscopia de absorción atómica y molecular de IR. Su importancia radica en las múltiples aplicaciones que tienen, sobre todo como técnicas de análisis, identificando las sustancias presentes en cualquier tipo de muestras.

Objetivos

1. Conocer y comprender los diferentes modelos atómicos.
2. Entender los conceptos de número atómico y número másico.
3. Comprender lo que son los isótopos.
4. Describir las partes en que se compone un espectrómetro de masas y comprender la utilidad que tienen los espectrogramas de masas para calcular masas atómicas.
5. Diferenciar los tipos de radiaciones electromagnéticas, así como definir correctamente las magnitudes que las caracterizan (longitud de onda, frecuencia y número de onda).
6. Distinguir entre un espectro de emisión y otro de absorción, saber utilizar la ecuación de los espectros y conocer la causa última de las rayas espectrales (explicación de Bohr).
7. Comprender la hipótesis de Planck y la explicación de Einstein del efecto fotoeléctrico.
8. Conocer el fundamento y las utilidades de la espectroscopia de absorción atómica y la molecular de IR.

Relación de la unidad con las competencias clave

Como el desarrollo de la unidad sigue un orden cronológico y se señalan los científicos que hicieron posible los diferentes hallazgos que se mencionan, se puede conseguir en el alumnado promover la adquisición de las competencias necesarias para su integración en la sociedad de forma activa; también, al tener el alumno acceso a una gran cantidad de información, se le hace sentir la necesidad de clasificarla según criterios de relevancia, lo que permitirá desarrollar en él un cierto **espíritu crítico**. Además de estas dos competencias, **social** y **sentido de iniciativa**, los contenidos de la unidad están relacionados con el resto de competencias clave: **comunicación lingüística, competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología, competencia digital; aprender a aprender y conciencia y expresión cultural**.

Temporalización

Se aconseja dedicar ocho sesiones al estudio de la unidad.

PROGRAMACIÓN DIDÁCTICA DE LA UNIDAD

Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	Relación de actividades del LA	Competencias clave
El átomo divisible <ul style="list-style-type: none"> ■ Descubrimiento del electrón ■ Descubrimiento del protón ■ Descubrimiento del neutrón ■ Números que identifican a los átomos ■ Isótopos 	1. Describir los diferentes modelos atómicos.	1.1. Señala los caracteres que un determinado modelo atómico conserva del anterior así como las nuevas aportaciones.	AT: 1-12, 30-31, 42-43	CMCT
	2. Relacionar el número atómico y el número másico con el número de electrones, protones y neutrones que tiene un átomo o un ion.	2.1. Calcula el número de electrones, protones y neutrones que tiene un átomo o un ion, a partir del conocimiento de su número atómico y su número másico.	A: 1-2, 5, 7 ER: 1 AT: 13-18	CMCT
La espectrometría de masas	3. Utilizar los datos obtenidos mediante técnicas espectrométricas para calcular masas atómicas.	3.1. Calcula la masa atómica de un elemento a partir de los datos espectrométricos obtenidos para los diferentes isótopos del mismo.	A: 6, 8 9 ER: 2,3 AT: 19-25	CMCT
Radiaciones y espectros <ul style="list-style-type: none"> ■ La radiación electromagnética ■ Espectros atómicos 	4. Conocer la causa de las rayas espectrales.	4.1. Indica el origen de las rayas espectrales tanto las de los espectros de emisión como las de los espectros de absorción, así como calcular la longitud de onda y/o la frecuencia a la que aparecen determinadas rayas espectrales debidas a transiciones electrónicas entre niveles.	A: 10 ER: 4,5 AT: 26-28, 32-35, 39, 40	CMCT
Estructura electrónica del átomo <ul style="list-style-type: none"> ■ Hipótesis de Planck ■ Efecto fotoeléctrico ■ Modelo atómico de Bohr ■ Correcciones al modelo atómico de Bohr ■ De las orbitas a los orbitales 	5. Aplicar la hipótesis de Planck y la explicación del efecto fotoeléctrico.	5.1. Realiza cálculos entre longitudes de onda, frecuencias y energías de radiación; así como los que se derivan de la utilización de la expresión matemática del efecto fotoeléctrico.	A: 11-14 ER: 6 AT: 36-38, 41	CMCT
Técnicas espectroscópicas de absorción <ul style="list-style-type: none"> ■ Espectroscopia de absorción atómica ■ Espectroscopia de absorción molecular infrarroja 	6. Reconocer la importancia de las técnicas espectroscópicas que permiten el análisis de sustancias y sus aplicaciones para la detección de las mismas en cantidades muy pequeñas de muestra.	6.1. Señala los fundamentos en los que están basadas las técnicas espectrométricas y las espectroscópicas de absorción atómica e IR, así como describir las aplicaciones de las mismas.	A: 3, 4, 15 ER: 7, 8 AT: 44-53	CMCT CSC

LA: libro del alumno; A: actividades; ER: estrategias de resolución; AT: actividades y tareas

CL: Competencia lingüística; CMC: Competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología; CD: Competencia digital; AA: Aprender a aprender; CSC: Competencias sociales y cívicas; SIEE: Sentido de iniciativa y espíritu emprendedor; CEC: Conciencia y expresiones culturales

MAPA DE CONTENIDOS DE LA UNIDAD

PARA EL ALUMNO

Vídeo: Los modelos atómicos
Presentación

Enlaces web: 1. Los tubos de descarga: los tres experimentos de Thomson; 2. El descubrimiento del electrón; 3. Biografía de Robert Millikan; 4. Estructura del átomo; 5. Chadwick y el neutrón; 6. Descubrimiento de electrones, protones y neutrones; 7. Número atómico, másico y los isótopos

Vídeos: 1. Los tubos de descarga; 2. Experimento de Millikan; 3. El experimento de la lámina de oro; 4. Electrones, protones y neutrones; 5. Isótopos

Animaciones: 1. El átomo es divisible; 2. El experimento de Rutherford

Documentos: 1. El experimento de Rutherford, Geiger y Mardsen; 2. El núcleo antes del descubrimiento del neutrón.

Vídeo:
Espectrómetro de masas

Enlaces web: 1. Elementos y magnitudes de una onda; 2. Experimento de Herschel en el IR; 3. Emisión en llama; 4. Fluorescencia y fosforescencia

Vídeos: 1. Diferencia entre onda mecánica y electromagnética; 2. El espectro electromagnético; 3. Espectros de emisión; 4. La ecuación de los espectros atómicos

Simulador: Espectro de todos los elementos

Enlace web: Estructura electrónica del átomo

Vídeos: 1. El efecto fotoeléctrico; 2. Cálculos en el efecto fotoeléctrico; 3. El modelo atómico de Bohr; 4. Explicación de los espectros; 5. Resumen de los modelos atómicos

Simuladores: 1. Factores que influyen en el efecto fotoeléctrico; 2. Saltos electrónicos

Animaciones: 1. Estructura electrónica del átomo; 2. Los modelos atómicos

Documento: Biografía de Max Planck

Unidad 4: Estructura atómica y molecular

1. El átomo divisible

- 1.1. Descubrimiento del electrón
- 1.2. Descubrimiento del protón
- 1.3. Descubrimiento del neutrón
- 1.4. Números que identifican a los átomos
- 1.5. Isótopos

2. La espectrometría de masas

3. Radiaciones y espectros

- 3.1. La radiación electromagnética
- 3.2. Espectros atómicos

4. Estructura electrónica del átomo

- 4.1. Hipótesis de Planck
- 4.2. El efecto fotoeléctrico
- 4.3. Modelo atómico de Bohr
- 4.4. Correcciones al modelo atómico de Bohr
- 4.5. De las órbitas a los orbitales

BIBLIOGRAFÍA

FERNÁNDEZ, M. R. y FIDALGO, J. A.

Química general. León: Everest, 1992

Libro muy completo de química general, válido par Bachillerato, así como para los primeros años universitarios.

FIDALGO SÁNCHEZ, J. A.

3000 cuestiones y problemas de física y química. León: Everest, 1996

Amplia colección de cuestiones y problemas, explicados y resueltos, presentados en orden de dificultad.

GARCÍA QUISMONDO, J.

Experimentos de química. Madrid: Akal, 1990

Pequeño manual de prácticas de química muy bien explicadas.

VINAGRE ARIS, F. MULERO, M. R. y GUERRA, J. F.

Cuestiones curiosas de química. Madrid: Alianza, 1996

Libro que pone en contacto la química con la realidad que rodea a los alumnos y alumnas de la ESO, de Bachillerato y de Universidad, ya que las cuestiones que propone están graduadas según estos tres niveles de dificultad.

PARA EL PROFESOR

WEBGRAFÍA

Estructura del átomo

http://intercentres.edu.gva.es/iesleonardodavinci/Fisica/Estructura_atomo/Atomo.htm
Página donde se puede sacar información sobre la estructura del átomo.

Cálculos en el experimento de Millikan

http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/_elecmagnet/movimiento/millikan/millikan.html
Página web con actividades. Para ampliar contenidos.

Fundamentos del espectrómetro de masas

http://www.mncn.csic.es/docs/repositorio/es_ES/investigacion/cromatografia/espectrometria_de_masas.pdf

Trabajo sobre espectroscopias de masas.

Espectroscopia de emisión y absorción atómica

<http://rua.ua.es/dspace/bitstream/10045/8252/4/T7Abasorc.pdf>

Trabajo muy interesante sobre la espectroscopia de emisión y absorción atómica.

Enlaces web: 1. Espectroscopia de absorción atómica; 2. Espectroscopia molecular de infrarrojo; 3. Vibraciones moleculares

Videos: 1. Espectrometría de absorción atómica; 2. Espectroscopia de absorción ultravioleta-visible; 3. Vibraciones moleculares; 4. Interpretación de un espectrograma IR; 5. Aplicación de la espectroscopia de absorción molecular IR

Enlace web: Emisión en llama

5. Técnicas espectroscópicas de absorción

- 5.1. Espectroscopia de absorción atómica
- 5.2. Espectroscopia de absorción molecular infrarroja

Química, tecnología y sociedad

Técnicas de trabajo y experimentación

Estrategias de resolución y Actividades y tareas

Síntesis de la unidad y Evaluación

Práctica de laboratorio: El mechero Bunsen

Prácticas de laboratorio:
1. El experimento de Herschel;
2. Calentamiento de una sustancia

Test de autoevaluación interactiva
Pruebas de evaluación

SUGERENCIAS DIDÁCTICAS

ESTRUCTURA ATÓMICA Y MOLECULAR

A modo resumen se introduce la unidad con un texto que puede ser comentado en clase.

Sería interesante proponer a los alumnos que visualicen el vídeo introductorio sobre los modelos atómicos, cuyo objetivo sería comprobar que recuerdan los alumnos sobre los mismos.

Vídeo: LOS MODELOS ATÓMICOS

Vídeo interesante que hace un recorrido a lo largo del tiempo sobre los diferentes modelos atómicos.

PRESENTACIÓN

Presentación en forma de diapositivas de recorrido de la unidad. El profesor la puede utilizar tanto al principio de la unidad como al final.

En el apartado **conocimientos previos** sería importante preguntar a los alumnos si los recuerdan y que hagan las actividades propuestas en **Comprueba lo que sabes**, para así saber con que conocimientos partimos.

1. El átomo divisible (páginas 87/89)

En este epígrafe hay que hacer un somero repaso de la estructura atómica y los primeros modelos atómicos, que, si bien ya han sido tratados en la Educación Secundaria Obligatoria, aquí deben ser ampliados, mostrando detalles y algunos datos nuevos.

El epígrafe comienza recordando el primer postulado de la teoría atómica de Dalton (UNIDAD 1), según el cual el átomo era indivisible, y cómo el resultado de hechos experimentales (flujos de corriente en los tubos de descarga) ocurridos a finales del siglo XIX ponía en entredicho esta afirmación: los átomos contienen partículas cargadas.

1.1. Descubrimiento del electrón

Surgió, entonces, la necesidad de elaborar un modelo de átomo que tuviera en cuenta estas partículas.

El modelo de J. J. Thomson (premio Nobel y presidente de la *Royal Society Británica* durante muchos años) contribuyó a encajar a los recién descubiertos electrones dentro de un átomo eléctricamente neutro, pero hoy, el principal valor de este modelo solo es el histórico.

Animación: EL ÁTOMO ES DIVISIBLE

Animación sobre los experimentos en tubos de descarga para comprobar la existencia de electrones y de sus características: viajan en línea recta, tienen masa y tienen carga negativa.

También se incluye el tubo de descarga para la detención de protones.

Enlace web: LOS TUBOS DE DESCARGA: LOS TRES EXPERIMENTOS DE THOMSON

Página web sobre noticias y artículos de astronomía, astrofísica, física y ciencia general. En este caso se pueden ver los tres experimentos de Thomson.

Enlace web: EL DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN

En esta página web el alumno puede encontrar información de los pasos que se siguieron hasta descubrir el electrón.

Enlace web: BIOGRAFÍA DE MILLIKAN

Página web donde se cuenta la biografía de Robert Millikan y su experimento de la gota de aceite.

Enlace web: ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Página web muy completa sobre la estructura de la materia. Incluye animaciones.

Vídeo: LOS TUBOS DE DESCARGA

Vídeo con textos en inglés que muestra experiencia reales con los tubos de descarga de gases.

Vídeo: EXPERIMENTO DE MILLIKAN

Vídeo de la serie «El Universo mecánico» que muestra cómo Millikan descubrió la carga del electrón.

1.2. Descubrimiento del protón

Por otra parte, Ernest Rutherford (discípulo de Thomson y premiado, en 1908, con el Nobel de Química), extrayendo conclusiones del experimento de la lámina de oro (uno de los experimentos más grandes de la ciencia), dividió al átomo en dos grandes zonas, de muy distinto tamaño, el núcleo y la corteza, consiguiendo encajar a electrones y protones (incluso a los neutrones, descubiertos después de que Rutherford elaborara su modelo).

Este es un momento excelente para hacer ver a los alumnos y alumnas la enorme diferencia entre los tamaños del núcleo de un átomo y el propio átomo. Un buen ejercicio es que dibujen a escala y en su cuaderno un átomo (les informaremos que, aproximadamente, el diámetro del átomo es 10.000 veces superior al de su núcleo y les aconsejaremos que primero dibujen el átomo; enseguida se darán cuenta que no pueden dibujar el núcleo).

Documento: EL EXPERIMENTO DE RUTHERFORD, GEIGER Y MARDEN

Imprimible donde se detalla cómo fue el experimento de Rutherford y sus discípulos. Se proponen al alumno actividades para analizar el contenido que han leído.

Animación: EL EXPERIMENTO DE RUTHERFORD

Con esta animación el alumno puede visualizar en forma de movimiento el experimento de Rutherford y ver el comportamiento de las partículas positivas cuando son lanzados contra un átomo.

Vídeo: EL EXPERIMENTO DE LA LÁMINA DE ORO

Vídeo que muestra de forma esquemática el experimento de la lámina de oro así como el modelo de átomo que lo explica.

1.3. Descubrimiento del neutrón

Seguidamente se relata en este epígrafe el descubrimiento del neutrón, que sirve para que el alumnado comprenda otro hecho significativo de cómo se consiguen los avances científicos: antes del hallazgo del hecho científico, se puede teorizar sobre su existencia. Efectivamente, para dar explicación a la estabilidad que tienen los núcleos, Rutherford postuló la existencia de otra partícula nuclear (además del protón) y 12 años más tarde se consiguió su detección experimental. Otras veces sucede al contrario: se descubre un hecho científico y surge la necesidad de hacerlo encajar en una teoría (como se verá en el epígrafe 3 con el descubrimiento de los espectros atómicos).

Documento: EL NÚCLEO ANTES DEL DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN

Imprimible sobre cómo Rutherford llegó a la conclusión de que debía existir otra partícula en el núcleo del átomo.

Enlace web: CHADWICK Y EL NEUTRÓN

Interesante biografía de Chadwick cuando ingresa en la universidad de Manchester.

Enlace Web: DESCUBRIMIENTO DE ELECTRONES, PROTONES Y NEUTRONES

En esta página web se resume los descubrimientos de las tres partículas subatómicas y, además, se proporcionan enlaces a tres vídeos sobre los mismos.

1.4. Números que identifican a los átomos

El modelo atómico de Rutherford permite introducir en este epígrafe los conceptos de número atómico y número másico. Es fácil comprender que, tal y como se han definido, ambos números tienen que ser enteros. Por otra parte, sabemos que la masa del protón y la del neutrón es 1 u. Entonces, y teniendo en cuenta la afirmación de Dalton de que los elementos están formados por átomos iguales, se puede plantear al alumno la cuestión: *¿por qué las masas atómicas de los elementos no son números enteros sino decimales?*

Vídeo: ELECTRONES, PROTONES Y NEUTRONES

En este vídeo se resumen las ideas de Thomson y Rutherford sobre la constitución del átomo, así como el descubrimiento del neutrón y los conceptos de número atómico y número másico.

1.5. Isótopos

El descubrimiento de los isótopos echó por tierra la idea de Dalton ya que los átomos de un elemento no tienen por qué ser todos iguales, tan solo unos pocos elementos tienen un único isótopo natural, como por ejemplo el F-19, el Na-23, el P-31, el Au-197..., aunque se pueden producir artificialmente isótopos de estos elementos.

Francis W. Aston, investigando sobre los isótopos, desarrolló el primer espectrógrafo de masas, aparato capaz de medir la masa y abundancia de los isótopos de un elemento, y con ello la masa atómica del elemento, que es la media ponderada de las masas atómicas de los isótopos que contienen.

Como final del epígrafe y en relación a la abundancia de los diferentes isótopos que integran un cierto elemento químico, se

resalta el hecho de que es variable, dependiendo del origen del elemento y que, por ello, puede deducirse la historia química del elemento.

Conviene que los alumnos (tal vez divididos en grupos) realicen los dos proyectos de investigación que contiene el epígrafe: el experimento de la gota de aceite de Millikan y el descubrimiento del neutrón debido a Chadwick.

Enlace web: NÚMERO ATÓMICO, MÁSCO Y LOS ISÓTOPOS

Página web que se exponen los conceptos clave como: número atómico, número másico e isótopos. Incluye ejercicios resueltos y sin resolver.

Vídeo: ISÓTOPOS

Vídeo que explica el concepto *isótopo* y pone como ejemplo los tres isótopos del hidrógeno.

2. La espectrometría de masas (páginas 90/91)

El epígrafe comienza señalando la importancia de esta técnica en el análisis, tanto cualitativo como cuantitativo, de los isótopos, elementos y compuestos existentes en una determinada muestra. A continuación se debe explicar los componentes de un espectrómetro de masas, así como los fundamentos físico-químicos en los que se basa su operatividad, aunque y dado que hasta el curso de Física de 2.º de Bachillerato no se puede comprender por qué dos campos, eléctrico y magnéticos, superpuestos a los iones les obliga a describir círculos de radio $r = mv/QB$, se puede obviar gran parte de la demostración y adelantar tan solo el final de la misma: $r = 1/B \sqrt{2V m/Q}$.

Hay que mostrar al alumnado varios espectrogramas de masas de diversos elementos y enseñarles a extraer la suficiente información como para que, con ella, puedan calcular la masa atómica del elemento. El ejercicio resuelto puede servir para tal fin.

Conviene que realicen el proyecto de Investigación que contiene el epígrafe sobre las aplicaciones de algunos isótopos radiactivos, ya que permitirá que los alumnos comprendan la utilidad que tiene la Química y la Física en la vida de las personas.

Vídeo: ESPECTRÓMETRO DE MASAS

Vídeo que explica el funcionamiento y utilidad de un espectrómetro de masas.

3. Radiaciones y espectros (páginas 92/94)

Este epígrafe contiene una amplia información dirigida hacia la comprensión de cómo se sitúan los electrones dentro del átomo y para entender el fundamento de las técnicas espectroscópicas. Se inicia estudiando (ligeramente ya que se tratará más a fondo en 2.º de Bachillerato) la radiación electromagnética, los tipos que hay y las magnitudes que las caracterizan, haciendo principal hincapié en la radiación visible. A continuación se expone el descubrimiento de los espectros atómicos, emisión y absorción, así como la ecuación que, de forma empírica, justificaba (que no explicaba) las series de rayas espectrales observadas (tema que se ampliará en Química de 2.º de Bachillerato).

El docente debe considerar que el alumnado de 1.º de Bachillerato se enfrenta por primera vez con estas cuestiones, siempre

difíciles de entender y que requieren, a su vez, la comprensión de los conceptos de longitud de onda, frecuencia y número de onda. El propio docente reflexionará sobre el grado de profundidad que quiere dar a estas cuestiones, que se volverán a tratar en 2.º de Bachillerato.

Enlace web: ELEMENTOS Y MAGNITUDES DE UNA ONDA

Página web sobre las magnitudes que describen una onda.

Enlace web: EXPERIMENTO DE HERSCHEL EN EL IR

En esta página web se explica el experimento de Herschel donde se descubren el IR de manera casera.

Simulador: ESPECTRO DE TODOS LOS ELEMENTOS

Tabla periódica interactiva, al pulsar sobre uno de los elementos químicos aparece su espectro atómico de absorción y emisión.

Enlace web: EMISIÓN EN LLAMA

Página web con diferentes vídeos explicativos de experimentos sobre emisión a la llama.

Enlace web: FLUORESCENCIA Y FOSFORESCENCIA

Página web que contiene vídeos sobre los fenómenos de fluorescencia y fosforescencia.

Vídeo: DIFERENCIA ENTRE ONDA MECÁNICA Y ONDA ELECTROMAGNÉTICA

Vídeo que muestra las diferencias entre una onda mecánica y otra electromagnética.

Vídeo: EL ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

Vídeo que trata de forma general sobre el conjunto de radiaciones electromagnéticas existentes.

Vídeo: ESPECTROS DE EMISIÓN

Vídeo que explica cómo se producen los espectros de emisión.

Vídeo: LA ECUACIÓN DE LOS ESPECTROS

Vídeo con textos que enseña el manejo de la ecuación de los espectros.

4. Estructura electrónica del átomo

(páginas 95/97)

Este epígrafe debe comenzarse explicando al alumno que se van a abordar algunas cuestiones que permitieron iniciar el camino de una nueva física, la Física Cuántica, de gran importancia en la actualidad por sus numerosas aplicaciones.

La hipótesis de Planck y la explicación del efecto fotoeléctrico deberán tratarse someramente, teniendo en cuenta que son objeto de estudio en 2.º de Bachillerato. Posteriormente, se indicará al alumnado la importancia que tuvieron esos dos hechos en la creación del **modelo atómico de Bohr**, modelo con el que se

podían explicar las rayas de los espectros atómicos. En este modelo se afirma que el electrón no puede estar en cualquier región del átomo donde solo cumpla que la fuerza eléctrica de atracción nuclear coincide con la centrípeta causada al girar alrededor de dicho núcleo, sino que además requiere la introducción de un número cuántico, cuyos valores determinan distintos niveles de energía para el electrón, siendo los saltos electrónicos entre niveles los que explican las rayas espectrales.

El desdoblamiento que después se observó de esas rayas, obligó a realizar unas correcciones al modelo de Bohr, introduciéndose otros tres números cuánticos más.

El principio de dualidad onda-corpúsculo de De Broglie y el de incertidumbre de Heisenberg, exigió la creación de un nuevo modelo atómico: **modelo de orbitales**, que ha llevado a la idea de un átomo más matemático y probabilístico, que se tratará más a fondo en Química de 2.º de Bachillerato.

Animación: LOS MODELOS ATÓMICOS

Se muestra la comparación entre los modelos atómicos de Thomson, Rutherford y Bohr.

Animación: ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DEL ÁTOMO

Esta animación recoge un resumen sobre el espectro de radiaciones electromagnéticas, las series espectrales, la evolución de los espectros y la forma de los orbitales.

Enlace web: ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DEL ÁTOMO

Página web muy completa sobre la estructura del átomo.

Vídeo: EL EFECTO FOTOELÉCTRICO

Vídeo que explica cómo se producen los espectros de emisión, mostrando el espectro de emisión de algunos elementos.

Simulador: FACTORES QUE INFLUYEN EN EL EFECTO FOTOELÉCTRICO

Aplicación interactiva que muestra cómo varía la energía cinética de los electrones arrancados a un metal al cambiar el tipo de metal, la longitud de onda de la luz empleada, su intensidad y la diferencia de potencial aplicada.

Vídeo: CÁLCULOS EN EL EFECTO FOTOELÉCTRICO

Vídeo que enseña a resolver algunos problemas basados en el efecto fotoeléctrico.

Vídeo: EL MODELO ATÓMICO DE BOHR

Vídeo perteneciente a la serie «Grandes genios e inventos de la humanidad» que repasa los distintos modelos atómicos haciendo más hincapié en el modelo atómico de Niels Bohr.

Simulador: SALTOS ELECTRÓNICOS

Aplicación interactiva que muestra cómo dependiendo de la energía del fotón incidente, el único electrón del átomo de hidrógeno puede promocionar a órbitas superiores y luego caer a órbitas de inferior energía.

Vídeo: EXPLICACIÓN DE LOS ESPECTROS

Vídeo que muestra las variadas formas que puede adoptar la nube electrónica que rodea al núcleo y da una explicación a las rayas de los espectros, tanto de emisión como de absorción.

Vídeo: RESUMEN DE LOS MODELOS ATÓMICOS

Vídeo que resume todos los modelos atómicos habidos a lo largo del tiempo.

Documento: BIOGRAFÍA DE MAX PLANCK

Texto biográfico sobre Max Planck. Al alumno se le proporcionan actividades de análisis.

5. Técnicas espectroscópicas de absorción (páginas 98/101)

Este es uno de los epígrafes del currículo de Física y Química de 1.º de Bachillerato (junto al de la espectrometría de masas) más novedoso, la idea de su impartición es familiarizar al alumnado con unas técnicas que están al orden del día en todos los laboratorios químicos del mundo, mostrándole una visión general (que no detallada) de los métodos de análisis basados en la espectroscopia atómica y molecular: fundamentos, instrumentos y aplicaciones. Así mismo, debemos familiarizar al alumnado con los espectrogramas resultantes de la aplicación de estas técnicas, enseñándole a distinguir en ellos algunos grupos sencillos; de esta forma, tal vez, inculcaremos en él una afición por la ciencia y sus métodos, que le anime a proseguir estudios científicos.

Vídeo: ESPECTROMETRÍA DE ABSORCIÓN ATÓMICA

Vídeo que describe el método de la espectrometría de absorción atómica.

Vídeo: ESPECTROSCOPIA DE ABSORCIÓN UV-VISIBLE

Vídeo que explica los fundamentos de la espectroscopia de absorción UV-visible.

Vídeo: VIBRACIONES MOLECULARES

Vídeos que explican las distintas vibraciones de una molécula cuando absorbe radiación de determinada energía.

Vídeo: INTERPRETACIÓN DE UN ESPECTROGRAMA IR

Vídeo que explica cómo se interpreta el espectrograma de absorción molecular IR del agua.

Vídeo: APLICACIÓN DE LA ESPECTROSCOPIA DE ABSORCIÓN MOLECULAR IR

Vídeo que trata sobre una aplicación que tiene la espectroscopia de absorción molecular IR.

Enlace web: ESPECTROSCOPIA DE ABSORCIÓN ATÓMICA

Página web de contenido relacionado con la espectroscopia de absorción atómica.

Enlace web: ESPECTROSCOPIA MOLECULAR DE INFRARROJOS

Trabajo muy completo sobre espectroscopia molecular de infrarrojos.

Enlace web: VIBRACIONES MOLECULARES

Página dedicada al estudio de la espectroscopia IR y a las vibraciones moleculares.

SOLUCIONES DE LAS ACTIVIDADES (páginas 86/101)

Comprueba lo que sabes

1. ¿Es el átomo una esfera de materia homogénea y maciza? Explicalo.

No; así lo creía Dalton, e incluso Thomson, si bien este último introdujo en esa esfera (cargada de electricidad de signo positivo) a los recién descubiertos electrones (cargados negativamente).

Fue el experimento ideado por Rutherford el que probaría que alrededor de un núcleo esférico, el resto del átomo, una extensa región denominada, corteza, está prácticamente vacío.

2. Indica la diferencia entre masa atómica de un isótopo y masa atómica de un elemento.

La masa atómica de un elemento es la media ponderada de las masas atómicas de los isótopos que contiene.

3. ¿Por qué la mayoría de las masas atómicas se expresan en números decimales?

La causa principal de que las masas atómicas de los elementos sean números decimales se debe a que son medias ponderadas de las masas atómicas de los isótopos que contienen.

Además, la masa atómica de un isótopo es algo menor que la debida al conjunto de sus protones y neutrones, cuya causa es la pérdida de masa que se libera en forma de energía al constituirse el núcleo.

Actividades

1. Calcula el número de protones, neutrones y electrones que existen en los siguientes elementos e iones: Al, Al³⁺, O y O²⁻, sabiendo que sus números másicos son 27 para el Al y 16 para el O, y sus números atómicos, 13 y 8, respectivamente.

Al: n.º protones = 13; n.º electrones = 13; n.º neutrones = 14
 Al³⁺: n.º protones = 13; n.º electrones = 10; n.º neutrones = 14
 O: n.º protones = 8; n.º electrones = 8; n.º neutrones = 8
 O²⁻: n.º protones = 8; n.º electrones = 10; n.º neutrones = 8

2. Completa la tabla 4.3 e indica los posibles isótopos existentes.

Isótopos	Z	A	N.º de protones	N.º de neutrones	N.º de electrones
${}_{5}^{11}\text{B}$	5	11	5	6	5
${}_{8}^{17}\text{O}$	8	17	8	9	8
${}_{17}^{37}\text{Cl}$	17	37	17	20	17
${}_{92}^{235}\text{U}$	92	235	92	143	92
${}_{8}^{16}\text{O}$	8	16	8	8	8
${}_{6}^{13}\text{C}$	6	13	6	7	6
${}_{47}^{109}\text{Ag}$	47	109	47	62	47
${}_{10}^{20}\text{Ne}$	10	20	10	10	10
${}_{17}^{35}\text{Cl}$	17	35	17	18	17

Hay dos series de isótopos, dos pertenecientes al elemento oxígeno y otros dos pertenecientes al elemento cloro.

3. Indica cómo serán los radios de las circunferencias que describen dos iones de distinta masa y con la misma carga, si entran con igual velocidad en una región donde existe un campo magnético uniforme perpendicular a su movimiento.

A igualdad de carga (Q), intensidad de campo magnético (B) y velocidad (v), cuanto mayor sea la masa (m) del ion mayor será el radio que describe. Esto es lo que se deduce de la

$$\text{expresión: } r = \frac{mv}{QB}$$

4. Completa la siguiente frase incluyendo *menor* o *mayor* según corresponda:

«Cuanto mayor sea la relación m/Q , mayor será el radio que describen los iones al atravesar el campo magnético».

5. Indica cuáles de los siguientes átomos son isótopos del mismo elemento:

a) ${}_{14}^{28}\text{A}$ b) ${}_{28}^{14}\text{B}$ c) ${}_{29}^{14}\text{C}$ d) ${}_{14}^{30}\text{D}$ e) ${}_{30}^{14}\text{E}$

${}_{14}^{28}\text{A}$ y ${}_{14}^{30}\text{D}$

6. ¿Por qué las masas atómicas de la mayoría de los elementos se expresan en números decimales?

Porque son medias ponderadas de las masas atómicas de los isótopos que contienen.

7. Indica el número de electrones, de protones y de neutrones de las siguientes especies químicas: a) Ag-107 b) ${}^{32}\text{S}^{2-}$ c) ${}^{27}\text{Al}^{3+}$

Ag-107: n.º electrones = 47; n.º protones = 47; n.º neutrones = 107 - 47 = 60

${}^{32}\text{S}^{2-}$: n.º electrones = 18; n.º protones = 16; n.º neutrones = 32 - 16 = 16

${}^{27}\text{Al}^{3+}$: n.º electrones = 10; n.º protones = 13; n.º neutrones = 27 - 13 = 14

8. La plata natural está constituida por una mezcla de dos isótopos de números másicos 107 y 109, de abundancia 56 % y 44 %, respectivamente. Calcula la masa atómica de la plata natural.

La masa de 100 átomos de Ag, incluidos los dos isótopos, es:

$$m = 107 \text{ u} \cdot 56 + 109 \text{ u} \cdot 44 = 10788 \text{ u}$$

La masa promedio de un átomo de Ag será:

$$\frac{10788 \text{ u}}{100} = 107,88 \text{ u}$$

9. En la naturaleza se encuentran dos isótopos del bromo, ${}^{79}\text{Br}$ y ${}^{81}\text{Br}$. Deduce la proporción en que ambos isótopos forman parte del bromo natural, sabiendo que la masa atómica del elemento es de 79,9.

La media ponderada de los isótopos es de 79,9. Por tanto, llamando x al porcentaje del primer isótopo, tenemos:

$$79,9 = \frac{79x + 81(100 - x)}{100}$$

$$7990 = 79x + 8100 - 81x; 2x = 110; x = 55\%$$

Es decir, el isótopo ${}^{79}\text{Br}$ abunda un 55 % y el ${}^{81}\text{Br}$ un 45 %.

- 10 Calcula la longitud de onda y la frecuencia de la tercera raya de la serie de Balmer.

Aplicamos la ecuación hallada por Balmer:

$$\nu = R_c \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 6,91 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Como $\lambda = \frac{c}{\nu}$; sustituyendo:

$$\lambda = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{6,91 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 4,34 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

- 11 Calcula el cuanto de una luz de frecuencia $4 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$.

Aplicamos la ecuación que permite hallar el cuanto de energía:

$$E_0 = h\nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 4 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 2,65 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

- 12 Si un átomo emite luz con una frecuencia de $4 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$, ¿cuáles de los siguientes valores coinciden con los cuantos que emite?

- a) $2,65 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
 b) $3,19 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
 c) $5,30 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
 d) $4,24 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Aplicamos la ecuación del cuanto de energía:

$$E_0 = h\nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 4 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 2,65 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Por consiguiente, son correctas las respuestas a) y c), puesto que ambas son múltiplos del resultado anterior.

- 13 ¿Cuál es la energía cinética máxima de los electrones arrancados del bario cuando es iluminado con una luz de longitud de onda de 350 nm, si la energía de extracción del bario es 2,50 eV?

Dato: $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

La ecuación del efecto fotoeléctrico es $h\nu = E_0 + E_c$; luego:

$$E_c = h\nu - E_0$$

Hallamos la frecuencia de la luz incidente:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{3,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 8,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Expresamos E_0 en julios:

$$2,5 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV} = 4,0 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Por último, hallamos la energía cinética:

$$E_c = h\nu - E_0 = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 8,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} - 4,0 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,68 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,05 \text{ eV}$$

- 14 Elabora un breve informe (para ello puedes buscar en Internet) que explique que «el efecto fotoeléctrico es la base de la producción de energía eléctrica por radiación solar».

RESPUESTA LIBRE.

- 15 Averigua si las siguientes moléculas absorberán luz IR debido a sus movimientos vibracionales internos: a) H_2 ; b) O_3 ; c) Br_2 ; d) CCl_4 y e) NO .

Todas absorberán luz IR excepto el H_2 y el Br_2 ya que al ser moléculas diatómicas homonucleares y, por tanto, no polares, la tensión del único enlace (única vibración posible) no puede alterar el momento dipolar, que de por sí ya es nulo.

SOLUCIÓN DE LAS ACTIVIDADES QUÍMICA, TECNOLOGÍA Y SOCIEDAD (página 102)

Análisis

- 1 ¿Qué se persigue con el trabajo de laboratorio?

El objetivo del trabajo en el laboratorio es desentrañar los componentes atómicos y moleculares de las muestras que se reciben, y todo por el bienestar de las personas, para conocer sus enfermedades, descubrir los fármacos adecuados para paliar sus dolencias, medir la pureza del aire que respiran, el agua que beben, la tierra de sus cultivos, indagar sobre la calidad de los alimentos y bebidas que consumen, los productos y materiales que utilizan e incluso las causas de su propio fallecimiento.

- 2 ¿Por qué son importantes las normas de seguridad en un laboratorio químico? ¿Por qué es imprescindible mantener limpio y ordenado el laboratorio?

Por riesgos químicos, biológicos y físicos, así como, por riesgo de incendio o explosión. A este respecto, el personal de laboratorio debe conocer y acatar las normas del mismo, tener organizados unos equipos de seguridad y emergencias, de primeros auxilios, etcétera.

- 3 ¿Qué se hace en los laboratorios con los residuos peligrosos? ¿Se pueden verter en el desagüe si son cantidades pequeñas? ¿Por qué?

Se llevan a contenedores especiales. Nunca se deben verter en el desagüe por muy pequeñas que sean las cantidades porque, entre otras razones, pueden reaccionar con el agua y producir reacciones violentas.

Práctica de laboratorio: EL MECHERO BUNSEN

El objetivo de esta práctica es conocer el fundamento del mechero Bunsen.

Propuesta de investigación

- 4 Busca información sobre los diversos instrumentos y aparatos de laboratorio que aquí se mencionan y elabora un informe, en una presentación de diapositivas, que incluya imágenes de los mismos e información de su utilidad.

RESPUESTA LIBRE.

SOLUCIÓN DE LAS ACTIVIDADES TÉCNICAS DE TRABAJO Y EXPERIMENTACIÓN (página 103)

Cuestiones

- 1 ¿El color de la llama se debe al elemento metálico o al halógeno? ¿Qué ensayo de los realizados te ha conducido a esa conclusión?

El color de la llama se debe al elemento metálico. El ensayo que ha conducido a esta conclusión ha sido al quemar KBr, en él se ha observado el mismo color de llama que al quemar KCl. Si el causante del color fuera el halógeno, debería haber dado diferente color de llama (uno para el Cl y otro para el Br).

- 2 ¿A qué se debe el color de cada llama? ¿Por qué es necesario limpiar el hilo después de cada prueba?

La llama excita los átomos del metal promocionando a los electrones del nivel exterior a niveles superiores (que están vacíos). En seguida el electrón desciende, bien directamente o a través de saltos intermedios, hasta regresar al nivel de partida. En cada salto el átomo emite el fotón correspondiente a la diferencia de niveles de energía. El color en la llama es causada por estas emisiones de radiación, que al ser de baja frecuencia, por corresponder a diferencias de energía entre niveles bastantes alejados del núcleo, se encuentran en la zona del visible o muy próxima a él, de ahí que se «vea» el color.

Hay que limpiar el hilo después de cada prueba para que no contamine el ensayo siguiente.

- 3 Elabora un informe de la práctica.

RESPUESTA LIBRE.

Práctica de laboratorio: EL EXPERIMENTO DE HERSCHEL

Como alternativa a la práctica del libro se puede proponer la del experimento de Herschel.

Práctica de laboratorio: CALENTAMIENTO DE UNA SUSTANCIA

Como alternativa a la práctica del libro se puede proponer la del funcionamiento de un mechero Bunsen.

Enlace web: EMISIÓN EN LLAMA

Página web con diferentes vídeos explicativos de experimentos sobre emisión a la llama.

SOLUCIONES DE ACTIVIDADES Y TAREAS (páginas 106/107)

Modelo de Thomson y Rutherford

- 1 ¿Cómo se descubrieron los electrones? ¿Y los protones?

Se descubrieron en los tubos de descarga: los electrones como rayos negativos que surgían del cátodo, y los protones como rayos positivos que surgían del ánodo cuando el gas existente en el tubo era el hidrógeno.

- 2 ¿Cómo se explica que cuando el tubo de Goldstein contenía un gas distinto al hidrógeno, los rayos canales producidos no eran protones?

Hoy sabemos que los rayos canales se deben a los choques de los rayos catódicos con los átomos del gas del tubo, a los que consiguen arrancar algunos de sus electrones y los convierten en iones positivos: $X \rightarrow X^+ + 1 e^-$, de ahí que cuando el gas es hidrógeno, solo le pueden arrancar un electrón (el único que posee), siendo la especie H^+ un protón.

- 3 ¿Qué significa era nuclear?

La «Era nuclear» o «Era atómica» fue una expresión usada en la década de los años 50 del siglo pasado, en la que se pensaba que las fuentes de energía del futuro serían nucleares; es decir, basadas en la descomposición artificial de determinados núcleos atómicos.

La fecha del comienzo de la tal «Era nuclear» se estableció el 2 de diciembre de 1942, cuando un equipo de físicos dirigidos por el italiano **Enrico Fermi**, con la intención de aplicar por primera vez la energía nuclear a la fabricación de una bomba, ponía en marcha la primera reacción nuclear en cadena.

El 6 y el 9 de agosto de 1945, se lanzaron dos bombas nucleares, sobre Hiroshima y Nagasaki. En 1953, entró en funcionamiento el reactor del primer submarino nuclear, el Nautilus.

Ese mismo año, el presidente norteamericano Eisenhower expuso en las Naciones Unidas su programa «Atoms for Peace», por el que se liberaron una serie de conocimientos científicos y tecnológicos que permitieron la posterior explotación comercial (en forma de centrales nucleares) de la energía nuclear. Los expertos predijeron que gracias a las centrales nucleares del futuro, la electricidad sería tan barata como el agua, o incluso más, y que los contadores de consumo eléctrico serían eliminados. El accidente de Three Mile Island de 1979 y el de Chernóbil de 1986, condujeron al rechazo público de esta fuente de energía.

Hoy, según Greenpeace, la energía nuclear no es una alternativa de producción energética frente al cambio climático; crea residuos nucleares peligrosos para la salud y el medio ambiente que tardan cientos de años en degradarse y los accidentes nucleares arruinan grandes regiones.

- 4 ¿Cómo se llegó a la conclusión de que debían existir los neutrones?

En 1920, Rutherford sugirió la existencia de un tercer tipo de partícula que, sin carga, tendría una masa parecida a la del protón y estabilizaría el núcleo. Propuso llamarle neutrón. Además, en el espectrógrafo de masas se comprobó que la masa de un elemento era superior a la de su carga nuclear.

- 5 ¿Cómo se puede saber si los rayos catódicos viajan del cátodo al ánodo o viceversa? Demuestra que los rayos catódicos tienen masa y carga.

Porque producen luminiscencia en la pantalla de sulfuro de cinc, ZnS, que se encuentra al lado del ánodo.

- 6 Calcula la carga que transporta 1 mol de electrones.

En la UNIDAD 1 se vio que 1 mol de electrones son $6,022 \cdot 10^{23}$ electrones. Como la carga de uno de ellos es $1,602 \cdot 10^{-19}$ C, la de todos será:

$$6,022 \cdot 10^{23} \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} = 96500 \text{ C}$$

- 7 ¿Cuántos electrones son necesarios para llevar una carga de 1 C?

Aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{1 \text{ e}^-}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}} = \frac{x \text{ e}^-}{1 \text{ C}}; x = 6,22 \cdot 10^{18} \text{ electrones}$$

- 8 Si la carga nuclear del cobre es $4,646 \cdot 10^{-18}$ C, calcula el número de cargas nucleares que contiene el núcleo del átomo de cobre.

Aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{4,646 \cdot 10^{18} \text{ C}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C/protón}} = 29 \text{ protones}$$

- 9 Considerando que la masa de un átomo de Li (6,015 u) reside totalmente en su núcleo, que el diámetro del núcleo es 10000 veces menor al del átomo, y sabiendo que el radio del átomo de Li (suponiendo que sea esférico) es 0,15 nm, calcula la densidad del núcleo de dicho átomo. Comenta el resultado.

$$r_{\text{núcleo}} = r_{\text{átomo}}/10000 = 0,15 \cdot 10^{-7} \text{ cm}/10000 = 0,15 \cdot 10^{-11} \text{ cm}$$

Suponiendo que el núcleo es una esfera perfecta:

$$V_{\text{núcleo}} = 4/3 \pi r^3 = 4/3 \pi (0,15 \cdot 10^{-11})^3 = 1,414 \cdot 10^{-35} \text{ cm}^3$$

Entonces, la densidad será:

$$\rho = m/V = 6,015 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} / 1,414 \cdot 10^{-35} \text{ cm}^3 = 7,06 \cdot 10^{11} \text{ g/cm}^3$$

¡Se trata de una densidad altísima!

- 10 Halla la densidad de un átomo de Li y compara el resultado con el del ejercicio anterior.

Suponiendo una esfera perfecta como forma del átomo:

$$V_{\text{átomo}} = 4/3 \pi r^3 = 4/3 \pi (0,15 \cdot 10^{-7})^3 = 1,414 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

La densidad será:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{6,015 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u}}{1,414 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 0,706 \text{ g/cm}^3$$

Se trata de un valor muy inferior a la densidad del núcleo (un billón de veces más pequeño).

Números que identifican a los átomos. Isótopos. Determinación de masas atómicas

- 11 ¿Qué representa el número atómico de un elemento? ¿Y el número másico de un isótopo?

El número atómico de un elemento representa su carga nuclear, es decir, el número de protones que contiene.

- 12 ¿Qué son los isótopos, iones, elementos, moléculas, átomos de distintos elementos o átomos diferentes del mismo elemento?

Los isótopos son átomos diferentes del mismo elemento.

- 13 Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación:

«Todos los átomos con igual número atómico, cualquiera que sea su masa, pertenecen al mismo elemento químico».

Verdadera, todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones.

- 14 Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación:

«Un átomo con 6 protones y 6 neutrones tiene un número atómico 6 y un número másico 6».

Un átomo con 6 protones y 6 neutrones tiene un número atómico de 6 y un número másico de 12, ya que, el número másico es la suma del número de protones y el número de neutrones, por lo tanto, la afirmación es falsa.

- 15 ¿Cuál es la diferencia entre número másico y masa atómica de un isótopo?

El número másico es siempre un número entero (ya que es el resultado de la suma de otros dos números enteros: número de protones más número de neutrones).

La masa atómica del isótopo es un número decimal inferior al anterior, debido a la pérdida de masa (transformada en energía) sufrida al formarse el núcleo.

- 16 ¿Cuál es la diferencia entre masa atómica de un isótopo y masa atómica del elemento que contiene el isótopo?

La masa atómica de un elemento es la media ponderada de las masas atómicas de los isótopos que contiene.

- 17 Como unidad de masa atómica se ha elegido la doceava parte de la masa del isótopo C-12. ¿Por qué la masa atómica del carbono es, entonces, 12,011 u?

Porque el elemento carbono tiene isótopos y la media ponderada de las masas atómicas de los isótopos que contiene resulta un número decimal.

- 18 El Li (masa atómica 6,941 u) tiene dos isótopos de masas atómicas 6,015 y 7,016, respectivamente. Determina la abundancia de cada uno.

El promedio de la masa de 100 átomos es:

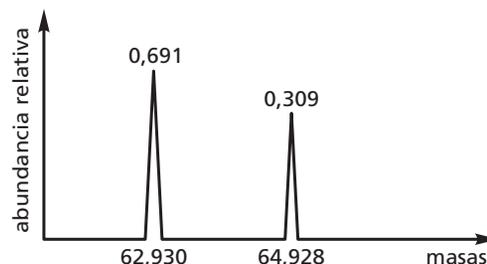
$$6,941 \cdot 100 = x \cdot 6,015 + (100 - x) \cdot 7,016$$

Resolviendo la ecuación anterior, obtenemos:

$$x = 7,5 \%$$

El isótopo de masa 6,015 abunda un 7,5 %, y el isótopo de masa 7,016, un 92,5 %.

- 19 La figura muestra el espectrograma de masas de dos iones divalentes de un determinado elemento. ¿De qué elemento se trata?

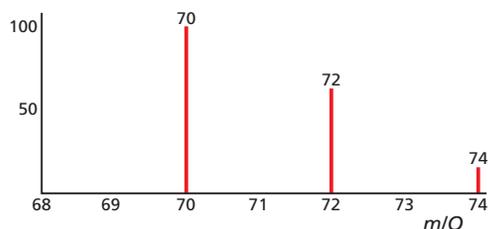


Con los datos de abundancia relativa y masas atómicas, hallamos el promedio:

$$\text{Masa atómica} = 62,930 \cdot 0,691 + 64,928 \cdot 0,309 = 63,548 \text{ u}$$

El valor obtenido corresponde al átomo de cobre (Cu).

- 20 El espectrómetro de masas revela que el Cl tiene dos isótopos, el ^{35}Cl (más abundante) y el ^{37}Cl ; entonces, ¿cómo es posible que el espectrograma de masas del cloro, además de mostrar picos a 35 y 37, muestre estos tres de la figura?



El cloro molecular (Cl_2) es el resultado de la unión covalente entre dos átomos de cloro, y como hay dos tipos de átomos de cloro, el Cl-35 (más abundante) y el Cl-37, existirán tres posibles combinaciones:

- 1.ª) $^{35}\text{Cl} - ^{35}\text{Cl}$ de masa molecular 70, y el más abundante por contener al isótopo de mayor proporción.
- 2.ª) $^{35}\text{Cl} - ^{37}\text{Cl}$ de masa 72 y de abundancia más o menos intermedia.
- 3.ª) $^{37}\text{Cl} - ^{37}\text{Cl}$ de masa 74 y el menos abundante por contener a los dos isótopos menos abundantes.

La abundancia relativa de las tres moléculas se puede explicar teniendo en cuenta la proporción en la que se encuentran los dos isótopos.

- 21 El magnesio tiene tres isótopos naturales. La abundancia y la masa de cada uno se han determinado por espectrometría de masas y es la que aparece en la tabla 4.6. Calcula la masa atómica del magnesio.

Isótopo	Abundancia	Masa (u)
^{24}Mg	78,99	23,98504
^{25}Mg	10,00	24,98584
^{26}Mg	11,01	25,98259

$$\text{Masa atómica Mg} = 0,7899 \cdot 23,98504 \text{ u} + 0,1000 \cdot 24,98584 \text{ u} + 0,1101 \cdot 25,98259 \text{ u} = 18,946 \text{ u} + 2,4986 \text{ u} + 2,8607 \text{ u} = 24,30 \text{ u} \text{ (con cuatro cifras significativas).}$$

Los dos isótopos más pesados contribuyen menos que el otro debido a que la mayor parte de los átomos de magnesio (el 79%) corresponden al isótopo más ligero.

Los espectros. Hipótesis de Planck. Efecto fotoeléctrico. Modelo de Bohr

- 22 Define los conceptos de longitud de onda, número de onda y frecuencia de una radiación.

La **longitud de onda** es la distancia (en m, cm, Å, etc.) entre dos puntos consecutivos de una onda que se hallan en el mismo estado de vibración. El **número de onda** es la inversa de la longitud de onda (se mide en cm^{-1} , m^{-1} , etc.). La **frecuencia** es el número de ondas que pasan por un punto en la unidad de tiempo; se mide en s^{-1} o, lo que es lo mismo, en hertzios, Hz (en honor de Heinrich Rudolf Hertz).

- 23 ¿Qué es el espectro visible? ¿En qué rango de frecuencias se encuentra?

El espectro visible es la región del espectro electromagnético que el ojo humano es capaz de percibir.

No hay límites exactos en el espectro visible, pues unas personas perciben una región más ancha y otras, menos ancha, no obstante se ha establecido entre unas longitudes de onda de 400 a 700 nm.

- 24 ¿Qué diferencia hay entre el espectro de la luz visible y el de la luz que emite una sustancia cuando arde o un gas cuando se le excita?

El espectro de la luz visible es continuo, mientras que el que emite una sustancia cuando arde (o un gas cuando se le excita mediante descargas) es discontinuo o de rayas.

- 25 ¿Qué afirma la hipótesis de Planck?

Véase el epígrafe 4.1 del *Libro del alumno*.

- 26 ¿Cómo explica el modelo atómico de Bohr los espectros atómicos? ¿Por qué hubo que hacer correcciones a este modelo?

Al calentar un elemento gaseoso o cuando se le aplica una descarga eléctrica, los electrones de sus átomos promocionan a niveles superiores, con lo que su situación se torna inestable, ya que existe un alto contenido energético; por ello, cuando se retire la fuente energética, los electrones volverán a su estado fundamental, emitiendo el exceso de energía en forma de radiación que, pasada a través de un polarímetro, dará lugar al espectro.

- 27 Si un gas excitado mediante calor o descargas eléctricas deja una raya roja a 668 nm, ¿por qué cuando, sin estar excitado, se interpone en el camino de un haz de luz blanca, deja una raya negra a 668 nm sobre el fondo de los siete colores?

En el primer caso emite luz roja de $\lambda = 668 \text{ nm}$ (espectro de emisión), mientras que en el segundo absorbe luz roja (de 668 nm) de la blanca que le llega (espectro de absorción).

- 28 ¿Cuáles de las siguientes líneas espectrales se encuentra en la región visible del espectro: 300 nm, 500 nm, 700 nm o 900 nm?

La de 500 nm (verde) y la de 700 nm (rojo).

- 29 ¿Qué son las microondas?

Las microondas son radiaciones electromagnéticas de baja energía, frecuencia y, por tanto, alta longitud de onda.

- 30 Si excitamos todos los electrones de una muestra de átomos de hidrógeno hasta el nivel 4, al volver a estados de energía inferiores, ¿cuántas líneas aparecerán en el espectro de emisión resultante?

Sin tener en cuenta la estructura fina del espectro, serían 6 grandes líneas las que aparecerían en el espectro de emisión, las correspondientes a las transiciones:

$$n = 4 \rightarrow n = 3; n = 4 \rightarrow n = 2; n = 4 \rightarrow n = 1; n = 3 \rightarrow n = 2; n = 3 \rightarrow n = 1; n = 2 \rightarrow n = 1.$$

- 31 Averigua la longitud de onda de la radiación de frecuencia $4,8 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$.

Aplicamos la siguiente relación:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{4,8 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}} = 6,258 \cdot 10^{-8} \text{ m}$$

- 32) Calcula la energía del fotón correspondiente a una radiación de frecuencia $6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$. Determina la longitud de onda de esa radiación.

Aplicamos la ecuación para hallar el cuanto de energía:

$$E = h\nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 3,98 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Calculamos la longitud de onda:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 5 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 500 \text{ nm}$$

- 33) Los rayos X tienen una longitud de onda que oscila entre 10^{-3} nm y 10 nm . Halla la energía correspondiente e intenta averiguar por qué se llama penetrantes a los primeros y blandos a los segundos.

Aplicamos la ecuación que permite calcular el cuanto de energía:

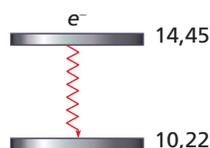
$$E_1 = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{10^{-3} \text{ nm} \cdot 10^{-9} \text{ m/nm}} = 1,99 \cdot 10^{-13} \text{ J}$$

Aplicamos de nuevo la ecuación anterior para el otro valor de la banda:

$$E_2 = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{10 \text{ nm} \cdot 10^{-9} \text{ m/nm}} = 1,99 \cdot 10^{-17} \text{ J}$$

Estos últimos son menos energéticos que los anteriores (se los denomina blandos).

- 34) Calcula la frecuencia de la radiación electromagnética que emite un electrón cuando realiza en un átomo el salto mostrado en la figura. ¿En qué parte del espectro electromagnético dejará marca?



Aplicamos la ecuación que permite hallar la variación de energía correspondiente a un salto electrónico:

$$\Delta E = h\nu$$

Despejando la frecuencia y sustituyendo los datos:

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{(14,45 - 10,22) \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 1,02 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Calculamos la longitud de onda:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{1,02 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}} = 2,94 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 294 \text{ nm}$$

Pertenece a la región del ultravioleta.

- 35) Calcula la frecuencia y longitud de onda del fotón emitido por el tránsito del electrón del átomo de hidrógeno del nivel 3 al nivel 2, sabiendo que entre ellos hay una diferencia de energía de $1,89 \text{ eV}$.

Dato: $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

La diferencia de energía en julios será:

$$1,89 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV} = 3,02 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La energía del fotón emitido coincide con esta diferencia de energía entre niveles. Puesto que $E = h\nu$ y $\lambda\nu = c$:

$$\nu = E/h = 3,02 \cdot 10^{-19} \text{ J} / 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} = 4,56 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$\lambda = c/\nu = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 4,56 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 6,58 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La frecuencia cae dentro del rango del visible, entre el amarillo y el rojo.

- 36) Calcula la longitud de onda (en nm) que debe tener una luz para que, al iluminar con ella una placa de metal, esta emita electrones a una velocidad de $6,83 \cdot 10^5 \text{ m/s}$. Datos: $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $\nu_0 \text{ metal} = 8 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}$.

Aplicamos la ecuación del efecto fotoeléctrico:

$$h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2} m v^2$$

Sustituimos:

$$6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 8 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1} + \frac{1}{2} \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot (6,83 \cdot 10^5 \text{ m/s})^2$$

Despejamos ν : $\nu = 4 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$, que transformada a longitud de onda:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{4 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 7,5 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 750 \text{ nm}$$

- 37) Realiza un resumen de los distintos modelos atómicos (ideas introducidas, hechos que explica y hechos que no explica).

Modelo	Ideas introductorias	Hechos que explican	Hechos que no explican
De Thomson	El átomo contiene electrones.	La naturaleza de los rayos catódicos.	La existencia de otras partículas. Los espectros atómicos.
De Rutherford	Un núcleo en el átomo, donde se encuentran los protones.	La gran fuerza de desviación de una pequeña región del átomo al incidir partículas α .	Que los electrones se puedan mantener girando alrededor del núcleo. Los espectros atómicos.
De Bohr	Los electrones solo pueden encontrarse en determinadas zonas del átomo.	Los espectros atómicos.	La estructura fina del espectro y la naturaleza ondulatoria de los electrones.
De los orbitales	Naturaleza ondulatoria de los electrones. Factores de probabilidad.	El principio de Heisenberg y la naturaleza ondulatoria de los electrones.	¿Por qué hay tantas partículas elementales? ¿Qué partículas son auténticamente elementales?

- 38) ¿Cuál es la diferencia entre órbita y orbital?

La órbita es aquella región circular donde unas partículas, llamadas electrones, giraban a unas ciertas distancias del núcleo. Las distancias de las órbitas al núcleo podían ser medibles con precisión. Sin embargo, la naturaleza ondulatoria del electrón y el principio de incertidumbre de Heisenberg obligan a hablar de densidad de carga negativa en el átomo. Por otro lado, un **orbital** es la región del espacio en la que hay una alta probabilidad (entre el 90 % y el 99 %) de encontrar un electrón de determinada energía.

Técnicas espectroscópicas

39 ¿Cuál es el fundamento de la espectroscopia de absorción atómica?

La espectroscopia de absorción atómica se fundamenta en la propiedad que tienen los átomos de absorber radiación a longitudes de onda muy específicas, esas para las cuales la diferencia de energía entre los niveles electrónicos del átomo coincide con la energía del fotón incidente. La cantidad de absorción va a estar relacionada con la concentración de la especie absorbente y con el espesor de la celda que contiene la muestra.

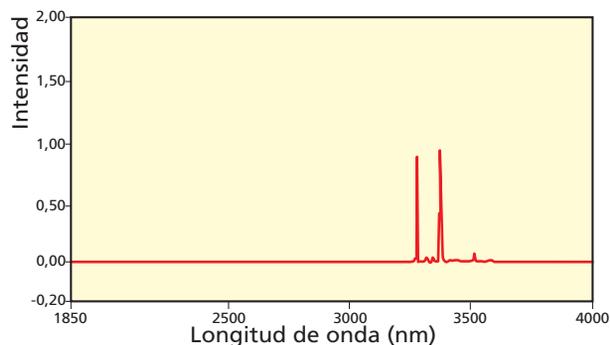
40 En un espectrómetro de absorción atómica, ¿cuál es la función del atomizador? ¿Y la del detector?

El **nebulizador-atomizador** pulveriza la muestra hasta llevarla a su forma atómica. Puede servir la llama originada por un sistema combustible/oxidante (acetileno/aire o acetileno/ N_2O). El **detector** capta la señal lumínica procedente del monocromador y la transforma en señal eléctrica. Se usan mucho los fotomultiplicadores y los detectores de estado sólido CCD (*Charge Coupled Device*, Dispositivo de Carga Acoplada).

41 ¿Se puede usar la espectroscopia de absorción atómica para determinar el tipo de moléculas contenidas en una muestra?

Aunque sí puede utilizarse, la espectroscopia de absorción atómica se usa casi exclusivamente para átomos. Para las moléculas existe la espectroscopia de absorción molecular UV-visible e IR.

42 En un barrido espectral para determinar la longitud de onda máxima a la que absorbe un analito, se obtuvo el espectrograma de la figura.



Indica la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) El analito está formado por dos compuestos distintos, de abundancia similar.

La absorción atómica determina fundamentalmente átomos, por tanto esta afirmación solo podría ser verdadera si los dos compuestos estuvieran formados, entre los dos, por tan solo dos tipos distintos de átomos y que absorberan a la longitud de onda que muestra el espectrograma.

b) El analito está formado por un solo elemento constituido por moléculas diatómicas homonucleares.

Podría ser verdadera solo en el caso de que el único elemento que forma la molécula (homonuclear) contenga dos isótopos de abundancia similar y que absorban a la longitud de onda que muestra el espectrograma. Lo cual restringe mucho las posibilidades de que sea verdadera.

c) El analito contiene, mayoritariamente, dos tipos de átomos de abundancia similar.

Verdadera, y por la cercanía de la absorción, serán isótopos.

43 Explica el fundamento de la espectroscopia IR.

Cuando se hace pasar radiación IR a través de una muestra, la energía absorbida por la muestra está relacionada con la frecuencia de vibración de los enlaces covalentes de las moléculas que la forman. Cuando la frecuencia de vibración de un enlace coincide con alguna de las frecuencias de la radiación incidente, se produce absorción. Como cada molécula tiene modos de vibración específicos, los picos vienen a ser como las «impresiones» que han dejado en el espectro IR los diferentes enlaces de la molécula. De esta forma, analizando las longitudes de onda (o números de onda) a las que absorbe una muestra, podemos obtener información acerca de las moléculas que la componen.

44 ¿Qué se entiende por «modo de vibración» de una molécula? Indica las diferencias existentes entre vibración de tensión y vibración de flexión.

Los modos de vibración de una molécula son los movimientos específicos del conjunto de átomos que conforman la molécula. Se distinguen por las frecuencia (o números de onda) de vibración de los enlaces covalentes que la componen. A pesar de que las vibraciones son colectivas (vibra la molécula entera), es posible distinguir dos formas básicas de vibración: **tensión** (*stretching*) y **flexión** (*bending*).

Las vibraciones de **tensión** o **alargamiento** se deben a cambios en la distancia interatómica a lo largo del eje del enlace entre dos átomos, mientras que las de **flexión** se deben a cambios en el ángulo que forman dos enlaces.

45 Indica el número de modos de vibración de las siguientes moléculas: a) CO b) SH_2 c) O_3 d) NH_3

a) Modos de vibración de CO: uno (de tensión).

b) SH_2 : $3n - 6 = 3 \cdot 3 - 6 = 3$ modos de vibración.

c) O_3 : $3n - 6 = 3 \cdot 3 - 6 = 3$ modos de vibración.

d) NH_3 : $3n - 6 = 3 \cdot 4 - 6 = 6$ modos de vibración.

46 Razona si las siguientes moléculas absorberán luz infrarroja debido a sus movimientos vibracionales internos: a) CCl_4 b) CO c) Cl_2 d) H_2 e) NO f) O_3

Todas absorberán luz infrarroja excepto H_2 y Cl_2 , que al ser diatómicas homonucleares, y por tanto no polares, la tensión del único enlace (única vibración posible) no puede alterar el momento dipolar, que de por sí ya es nulo.

47 Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Un espectro IR es la representación gráfica de la absorción de energía (por parte de una muestra después de incidir sobre ella un haz de luz IR) frente a la frecuencia, longitud de onda o número de onda de dicha luz.

Verdadera.

b) Cuando la frecuencia de la luz incidente es resonante con la frecuencia de la vibración de un enlace, la luz es absorbida.

Verdadera. Aquí *resonante* es sinónimo de *coincidente*.

c) Puede haber dos moléculas distintas cuyos espectros IR sean idénticos.

Falso. Pues cada molécula tiene modos de vibración específicos. Se le puede decir a los alumnos que hay una excepción: dos enantiómeros sí pueden tenerlos, como podrán comprobar en la UNIDAD 8.

SOLUCIONES DE LA EVALUACIÓN (página 109)

1. Describe el modelo atómico de Bohr indicando las características que conserva con respecto al modelo de Rutherford y las aportaciones específicas que realizó Bohr.

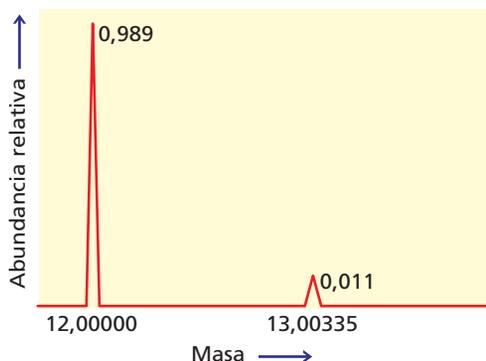
El modelo de Rutherford entraba en contradicción con las ecuaciones de Maxwell que predecían que una carga eléctrica acelerada debía emitir energía en forma de radiación electromagnética, de esta forma el electrón tendría que acabar estrellado contra el núcleo. Tampoco explicaba los espectros atómicos de los gases a baja presión. Bohr solucionó estas cuestiones enunciando tres postulados:

- Los electrones giran en torno al núcleo solo en ciertas órbitas circulares estables donde al moverse no irradian energía (órbitas estacionarias).
- De todas las órbitas que cumplen que $F_{\text{eléctrica}} = F_{\text{centrípeta}}$ solo están permitidas aquellas cuya energía adopte unos valores, y no otros, determinados por un número cuántico n ($n = 1, 2, 3, \dots$).
- Un electrón solo emite radiación cuando salta de una órbita permitida de mayor energía a otra de menor energía, y la absorbe cuando salta de una de menor a otra de mayor energía. En ambos tránsitos emite o absorbe un fotón cuya energía es la diferencia de energía entre ambos niveles ($\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu$).

2. Indica el número de protones, neutrones y electrones existentes en: ${}^{120}_{50}\text{Sn}^{2+}$, ${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$, ${}^{39}_{19}\text{K}$.

- ${}^{120}_{50}\text{Sn}^{2+}$: n.º de protones = 50; n.º de neutrones = 70; n.º de electrones = 48
- ${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$: n.º de protones = 16; n.º de neutrones = 16; n.º de electrones = 18
- ${}^{39}_{19}\text{K}$: n.º de protones = 19; n.º de neutrones = 20; n.º de electrones = 19

3. Calcula la masa atómica del carbono a partir de los datos de la figura.



$$\text{Masa atómica del C} = 0,989 \cdot 12,00000 \text{ u} + 0,011 \cdot 13,00335 \text{ u} = 11,868 + 0,143 = 12,011 \text{ u}$$

4. La masa atómica del oxígeno es 15,99937. Sabiendo que el oxígeno tiene tres isótopos: ${}^{16}_8\text{O}$, con masa atómica 15,99491 u y abundancia 99,75 %, ${}^{17}_8\text{O}$, con masa atómica 16,99914 u y abundancia 0,037 %; y ${}^{18}_8\text{O}$, ¿cuál es la masa atómica del tercer isótopo?

$$\text{Masa atómica del O} = 15,99937 \text{ u} = 0,9975 \cdot 15,99491 \text{ u} + 0,00037 \cdot 16,99914 \text{ u} + 0,00204 \cdot x$$

$$x = \text{masa atómica } {}^{18}_8\text{O} = \frac{[15,99937 \text{ u} - (15,995636 + 0,00629)]}{0,00204} = 18,00000$$

5. Dos propiedades del ${}^{39}\text{K}$ son: reacciona violentamente con el agua desprendiendo hidrógeno y tiene una masa de 38,9637 u. ¿Cuál de esas dos propiedades será válida también para el ${}^{40}\text{K}$?

Solo la primera ya que el ${}^{39}\text{K}$ y el ${}^{40}\text{K}$ son isótopos, por tanto son átomos del mismo elemento y como consecuencia tendrán las mismas propiedades químicas pero diferente masa.

6. Explica la diferencia entre los espectros atómicos de emisión y los de absorción.

El **espectro de emisión** es el conjunto de rayas o líneas coloreadas separadas por espacios oscuros (en la zona del visible), que aparecen cuando una sustancia es calentada hasta la incandescencia y su luz se hace pasar a través de un prisma óptico o rejilla de difracción. Mientras que el **espectro de absorción** es el conjunto de rayas negras que deja una sustancia sobre una banda coloreada (en la zona del visible) después de absorber la radiación proporcionada por una fuente luminosa externa.

7. Calcula la velocidad del electrón emitido por el átomo de Cs al iluminarlo con una radiación de $\lambda = 600 \text{ nm}$. Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$; $m_{e^-} = 9,107 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $W_{\text{extracción del Cs}} = 3,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Transformamos 600 nm a metros: $6 \cdot 10^{-7} \text{ m}$

Calculamos la frecuencia de la luz incidente:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{6 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Aplicamos la ecuación del efecto fotoeléctrico:

$$h\nu = W_{\text{extracción}} + E_c$$

Sustituimos:

$$6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 3,2 \cdot 10^{-19} \text{ J} + E_c$$

$$3,3 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,2 \cdot 10^{-19} \text{ J} + E_c$$

Despejamos:

$$E_c = 0,1 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Como $E_c = \frac{1}{2} mv^2$, entonces:

$$\nu = \sqrt{2 E_c / m} = \sqrt{\frac{2 \cdot 1 \cdot 10^{-20} \text{ J}}{9,107 \cdot 10^{-31} \text{ kg}}} = 1,49 \cdot 10^5 \text{ m/s}$$

8. Calcula la longitud de onda, la frecuencia, el número de onda y la energía de la radiación emitida por un electrón situado en el nivel $n = 2$ al caer al nivel $n = 1$.

Dato: $R = 109677,6 \text{ cm}^{-1}$

Para el cálculo de la longitud de onda, aplicamos la ecuación de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Si sustituimos, $n_2 = 2$ y $n_1 = 1$, obtenemos el número de onda:

$$\nu = 1/\lambda = 82\,258,2 \text{ cm}^{-1}$$

Por tanto:

$$\lambda = 1,22 \cdot 10^{-5} \text{ cm} = 1,22 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Para calcular la frecuencia empleamos esta expresión:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1,22 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 2,46 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Ahora ya es posible calcular la energía de la radiación emitida recurriendo a la ecuación de Planck:

$$E = h\nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 2,46 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 1,63 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

9. ¿Cuál es la diferencia entre la espectroscopia de absorción atómica y la molecular?

La espectroscopia de absorción atómica se fundamenta en la propiedad que tienen los **átomos** de absorber radiación a longitudes de onda muy específicas, esas para las cuales la diferencia de energía entre los niveles electrónicos del átomo coincide con la energía del fotón incidente. La cantidad de absorción va a estar relacionada con la concentración de la especie absorbente y con el espesor de la celda que contiene la muestra.

Cuando se hace pasar radiación IR a través de una muestra, la energía absorbida por la muestra está relacionada con la frecuencia de vibración de los enlaces covalentes de las moléculas que la forman.

La espectroscopia de absorción molecular se fundamenta en la propiedad que tienen las **moléculas** de absorber radiación a longitudes de onda muy específicas, esas para las cuales la frecuencia de vibración de un enlace coincide con alguna de las frecuencias de la radiación incidente. De esta forma, analizando las longitudes de onda (o números de onda) a las que absorbe una muestra, podemos obtener información acerca de las moléculas que la componen.

10. Indica algunas de las aplicaciones que tienen las espectroscopias del ejercicio anterior.

Aplicaciones de la espectroscopia de absorción atómica: determinaciones de metales en muestras de aguas, análisis de suelos, contaminación ambiental, toxicología, bioquímica, farmacia, medicina, control de calidad en la industria, en alimentación, etcétera.

Aplicaciones de la espectroscopia de absorción molecular: en las industrias farmacéutica, alimentaria, construcción, petroquímica, etc., así como en investigación científica, para controlar la calidad de alimentos y bebidas, para medir las sustancias tóxicas existentes en el organismo, para analizar cualitativa y cuantitativamente los contaminantes del aire, del agua y del suelo, para buscar nuevos catalizadores, en síntesis orgánica siguiendo el mecanismo de aquellas reacciones en las que tiene lugar una transformación de grupos funcionales observables en IR, análisis de pigmentos y materiales en obras pictóricas, etcétera.

RÚBRICA DE ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE

Estándar de aprendizaje evaluable	Herramientas de evaluación (actividades del LA)	Excelente 3	Satisfactorio 2	En proceso 1	No logrado 0	Puntos
1.1. Señala los caracteres que un determinado modelo atómico conserva del anterior así como las nuevas aportaciones.	AT: 1-12, 30-31, 42-43	Explica de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
2.1. Calcula el número de electrones, protones y neutrones que tiene un átomo o un ion, a partir del conocimiento de su número atómico y su número másico.	A: 1-2, 5, 7 ER: 1 AT: 13-18	Resuelve correctamente todas las actividades.	Resuelve correctamente la mayoría de las actividades, con fallos en algunas de ellas.	Resuelve las actividades pero tiene fallos en bastantes de ellas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
3.1. Calcula la masa atómica de un elemento a partir de los datos espectrométricos obtenidos para los diferentes isótopos del mismo.	A: 6, 8, 9 ER: 2, 3 AT: 19-25	Resuelve correctamente todas las actividades.	Resuelve correctamente la mayoría de las actividades, con fallos en algunas de ellas.	Resuelve las actividades pero tiene fallos en bastantes de ellas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
4.1. Indica el origen de las rayas espectrales tanto las de los espectros de emisión como las de los espectros de absorción, así como calcula la longitud de onda y/o la frecuencia a la que aparecen determinadas rayas espectrales debidas a transiciones electrónicas entre niveles.	A: 10 ER: 4, 5 AT: 26-28, 32-35, 39, 40	Explica de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones. Resuelve correctamente todas las actividades.	Explica los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones. Resuelve correctamente la mayoría de las actividades, con fallos en algunas de ellas.	Explica los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus actividades pero tiene fallos en bastantes de ellas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
5.1. Realiza cálculos entre longitudes de onda, frecuencias y energías de radiación; así como los que se derivan de la utilización de la expresión matemática del efecto fotoeléctrico.	A: 11-14 ER: 6 AT: 36-38, 41	Resuelve correctamente todas las actividades.	Resuelve correctamente la mayoría de las actividades, con fallos en algunas de ellas.	Resuelve las actividades pero tiene fallos en bastantes de ellas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
6.1. Señala los fundamentos en los que están basadas las técnicas espectrométricas y las espectroscópicas de absorción atómica e IR, así como describe las aplicaciones de las mismas.	A: 3, 4, 15 ER: 7, 8 AT: 44-53	Explica de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	

A: actividades; ER: estrategias de resolución; AT: actividades y tareas.

PRUEBA DE EVALUACIÓN A

1. Razona a cuál de las dos partículas atómicas, protón o electrón, le corresponde una mayor relación carga/masa.

Le corresponde una mayor relación carga/masa al electrón. Como $Q_e = Q_p$, y $m_e \ll m_p$, entonces:

$$Q_e/m_e \gg Q_p/m_p$$

2. El espectrograma de masas del estroncio muestra que está formado por cuatro isótopos:

- ^{84}Sr , de masa atómica 83,913 u y abundancia 0,56 %.
- ^{86}Sr , de masa atómica 85,909 u y abundancia 9,86 %.
- ^{87}Sr , de masa atómica 86,909 u y abundancia 7,02 %.
- ^{88}Sr , de masa atómica 87,906 u y abundancia 82,56 %.

Calcula la masa atómica del Sr.

Hay que averiguar la media ponderada de las masas de los cuatro isótopos, es decir, la media de sus masas teniendo en cuenta, a la vez, la abundancia de cada isótopo. Para ello, multiplicamos la fracción de cada isótopo (porcentaje dividido entre 100) por su masa y sumamos los valores obtenidos:

$$\text{Masa atómica del Sr} = 0,0056 \cdot 83,913 \text{ u} + 0,0986 \cdot 85,909 \text{ u} + 0,0702 \cdot 86,909 \text{ u} + 0,8256 \cdot 87,906 \text{ u} = 0,470 \text{ u} + 8,471 \text{ u} + 6,101 \text{ u} + 72,575 \text{ u} = 87,617 \text{ u}$$

3. ¿Qué son los espectros atómicos? ¿Cómo se explican?

Son una serie de líneas que aparecen, a distintas frecuencias, al descomponer la luz emitida por elementos gaseosos que han sido calentados a altas temperaturas o al aplicar descargas eléctricas en el interior de tubos que contienen esos elementos gaseosos a baja presión.

La explicación es la siguiente: al calentar un elemento gaseoso, o cuando se le aplica una descarga eléctrica, los electrones absorben energía y promocionan a niveles superiores (estado excitado). Cada una de las transiciones electrónicas deja una marca en el espectro a la frecuencia correspondiente.

Puesto que en una muestra de un elemento cualquiera hay billones de átomos, en el espectro estarán representadas todas las posibles transiciones entre niveles y, por consiguiente, aparecerán varias rayas. Dado que algunas de las diferencias de energía entre niveles se corresponden con energías de la luz visible, las transiciones electrónicas correspondientes dejarán rayas coloreadas que pueden ser observadas a simple vista. Las zonas oscuras entre rayas se deben a transiciones prohibidas.

4. ¿En qué consiste el efecto fotoeléctrico? ¿Cómo se explica?

Se denomina efecto fotoeléctrico la emisión de electrones por parte de ciertos metales cuando sobre ellos incide una luz de pequeña longitud de onda (alta frecuencia).

El efecto fotoeléctrico fue interpretado en 1905 por **Albert Einstein**, que se basó para ello en la hipótesis de Planck: cada partícula que compone la luz (fotón) lleva una energía cuantizada ($h\nu$). De este modo, al chocar contra un electrón del metal, consigue arrancarlo. Vence, así, la fuerza de atracción del núcleo, y el exceso de energía se invierte en poner en movimiento al electrón (energía cinética). Es decir:

$$h\nu = h\nu_0 + 1/2 m v^2$$

5. Explica el modelo atómico de Bohr. ¿Cuál es la diferencia entre órbita y orbital?

Los electrones giran en torno al núcleo solo en ciertas órbitas circulares estables (órbitas estacionarias) en las que este movimiento no implica pérdida de energía. No todas las órbitas son posibles; solo lo son aquellas cuya energía adopta unos valores determinados por los de un número cuántico (n). Cuanto más alejada esté la órbita (o nivel) del núcleo, mayor será su energía.

Un electrón puede saltar de una órbita más energética a otra emitiendo el exceso de energía en forma de radiación (o absorbiendo el defecto de energía, si el salto se produce de una órbita menos energética a otra más energética).

Descubrimientos posteriores al modelo atómico de Bohr, como fueron la doble naturaleza de los electrones (partículas y ondas), el principio de Heisenberg (según el cual no es posible localizar con precisión y exactitud a un electrón de determinada energía) o las soluciones de la ecuación de Erwin Schrödinger (los cuatro números cuánticos), entre otros muchos, hicieron que careciera de sentido hablar de órbitas (regiones planas donde la probabilidad de encontrar al electrón era del 100 %) y hubiera que sustituir dicho concepto por el de orbitales, esto es, regiones del espacio (cuya forma puede ser determinada empleando ecuaciones ondulatorias) donde la probabilidad de encontrar el electrón esté comprendida entre un 90 % y un 99 %.

6. Calcula la velocidad a la que salen los electrones arrancados a los átomos de sodio cuando son iluminados con una luz cuya longitud de onda es de 400 nm. Datos: energía de extracción del Na: 2,3 eV; $m_e = 9,11 \cdot 10^{-28}$ kg; $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J s; 1 eV = $1,6 \cdot 10^{-19}$ J

Aplicando la ecuación del efecto fotoeléctrico $h\nu = E_0 + 1/2 m v^2$, y teniendo en cuenta la relación que existe entre frecuencia y longitud de onda, tenemos que:

$$v = \sqrt{\frac{2 \cdot (h\nu - E_0)}{m}} = 16829 \text{ m/s}$$

7. ¿Cuál es la causa de la aparición de los diferentes «picos» en un espectrograma de absorción molecular infrarrojo?

Cada pico corresponde a la fracción de radiación infrarroja que ha sido absorbida por la muestra. Esta fracción de radiación absorbida está relacionada con la frecuencia de vibración de los enlaces covalentes de las moléculas que la forman. Cuando la frecuencia de vibración de un enlace coincide con alguna de las frecuencias de la radiación incidente, se produce absorción.

8. Indica los modos de vibración molecular que tiene:

- a) Una molécula diatómica homonuclear. Ninguno.
- b) Una molécula diatómica heteronuclear. Uno (de tensión).
- c) Una molécula poliatómica angular. $3n - 6$ (donde « n » es el número de átomos que tiene la molécula).
- d) Una molécula poliatómica lineal. $3n - 5$.

PRUEBA DE EVALUACIÓN B

Señala la respuesta correcta en cada uno de los ejercicios:

1. La lámina metálica del experimento dirigido por Rutherford:
 - a) Desviaba fuertemente la mayoría de las partículas.
 - b) Desviaba ligeramente muy pocas partículas.
 - c) Desviaba fuertemente muy pocas partículas.
2. Sabiendo que la masa atómica del N es 14, la masa de su ion N^{3-} es:
 - a) 17
 - b) 11
 - c) 14
3. Los núcleos ${}_{52}^{127}X$ y ${}_{53}^{127}Y$:
 - a) Pertenecen a átomos que son isótopos.
 - b) Pertenecen a elementos que están colocados uno al lado del otro del sistema periódico.
 - c) No existen.
4. Es lo mismo decir masa atómica de un elemento que:
 - a) Masa atómica de uno de sus átomos.
 - b) Masa promedio de las masas atómicas de los isótopos que contiene.
 - c) Masa de todos sus protones, neutrones y electrones.
5. El fotón emitido en una transición electrónica entre dos niveles cuya diferencia de energía es $2,09 \cdot 10^{-18}$ J:
 - a) Deja una marca en el espectro a una frecuencia de $3,16 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1}$.
 - b) Deja una marca coloreada.
 - c) Deja una marca en el espectro a una longitud de onda de $9,5 \cdot 10^{-8} \text{ m}$.
6. El Na se convierte en Na^+ al perder un e^- . En consecuencia, si la masa atómica promedio del Na es 23 u, la de su ion es:
 - a) 22 u
 - b) 23 u
 - c) 24 u
7. Los átomos ${}_{14}^{13}X$ y ${}_{15}^{14}Y$:
 - a) Son isótopos.
 - b) Están colocados uno al lado del otro en el sistema periódico.
 - c) No existen.
8. El fotón emitido en una transición electrónica entre dos niveles cuya diferencia de energía es $4,8 \cdot 10^{-19}$ J:
 - a) Deja una marca en el espectro a una frecuencia de $7,24 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$.
 - b) Deja una marca en el espectro a una longitud de onda de 414 nm.
 - c) Deja una marca coloreada.