|  |  |
| --- | --- |
| Título del guion | El átomo y el sistema periódico |
| Código del guion | CN\_10\_10\_CO |
| Descripción | Los aceleradores de partículas son dispositivos sofisticados que permiten estudiar el mundo subatómico y encontrar nuevas partículas. Descubre la evolución de los modelos atómicos y la forma como se ordenaron los elementos en la tabla periódica. |

[SECCIÓN 1] **1 Los primeros modelos atómicos**

Desde el siglo V antes de Cristo, los filósofos y científicos se preguntaban por la composición fundamental de la materia, es decir, por las partículas mínimas que la constituían. Dentro de ellos sobresalen los aportes de Leucipo y Demócrito.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG01 |
| **Descripción** | Fotografía de un cuchillo que parte un limón |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 31175554  Lime being cut by knife |
| **Pie de imagen** | Alguna vez te has preguntado, ¿qué encontrarías si dividieras hasta el límite un limón? Es importante que sepas que miles de millones de partículas se agrupan para construirlo y formar la materia que integra todo lo que te rodea. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC10 |
| **Título** | Los modelos atómicos iniciales |
| **Descripción** | Interactivo para mostrar la cronología de los primeros modelos atómicos |

[SECCIÓN 2] **1.1 Las concepciones de Leucipo y Demócrito**

Entre los años 460 y 370 antes de Cristo, uno de los primeros en tratar de responder el interrogante sobre la constitución de la materia fue Leucipo de Mileto, filósofo de Grecia, al hablar de un **límite indivisible**. Pero el que realmente desarrolló esta idea fue su estudiante Demócrito de Abdera,quien trabajó la hipótesis que toda sustancia podía dividirse hasta un límite en donde se hacía indivisible. Estaba obsesionado con la idea de que al dividir una gota de agua, encontraría gotas más pequeñas, hasta que una de ellas no se dejaría dividir.De allí el origen de la palabra **átomo**,que en griego traduce “sin partes” o “indivisible”.

Demócrito pensaba que los átomos tenían formas (esféricas, cilíndricas e irregulares) y tamaños distintos, queeran eternos y que no cambiaban. Además, predijo que los distintos átomos, al combinarse de diversas formas, producían las sustancias existentes en la naturaleza. Estas ideas fueron rechazadas por sus contemporáneos, quienes lo consideraban loco. No obstante, 100 años después de su muerte, hubo filósofos como Epicuro, que conservaron su pensamiento a través de la escuela atomistafundada en Atenas.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG02 |
| **Descripción** | Fotografía de los cuatro elementos |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 101482513  The four elements of nature: fire, water, earth, air |
| **Pie de imagen** | Durante 2000 años, gracias a la credibilidad que inspiraba **Aristóteles**, se mantuvo vigente la teoría de **Empédocles** sobre los cuatro elementos (tierra, agua, aire y fuego) como constituyentes de la materia. |

A partir del siglo XVIII, la idea de átomo apareció de nuevo y, para poder explicarla, se construyeron **modelos atómicos**.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **¿Qué es un modelo atómico?** |
| Contenido | En ciencias, un **modelo** esuna representación gráfica que permite comprender o describir de manera sencilla algo abstracto, en este caso, aspectos relacionados con el **átomo**. |

[SECCIÓN 2] **1.2 El modelo atómico de Dalton**

La teoría atómica de Dalton (1808)basada en el pensamiento de Demócrito y en la ley de las proporciones múltiples enuncia que:

* La materia está formada por partículas indivisibles llamadas **átomos**, los cuales se presentan como esferas con masa.
* Hay diferentes átomos, que se clasifican según su masa y sus propiedades. Cuando la masa y las propiedades son idénticas, los átomos pertenecen a un mismo elemento.
* Los átomos de diferentes elementos poseen distinta masa y propiedades.
* Cuando se combinan átomos de dos o más sustancias en proporciones fijas, se forman **compuestos**. Por ejemplo, la sal de cocina (NaCl) contiene un átomo de sodio y uno de cloro.
* En una reacción química los átomos no se transforman ni desaparecen, solo se intercambian entre sustancias.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG03 |
| **Descripción** | Fotografía de John Dalton |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 89798266  John Dalton (1766-1844). Engraved by C.Cook and published in Chemistry, Theoritical, Practical & Analytical, United Kingdom, 1860. |
| **Pie de imagen** | John Dalton (1766-1884) fue un químico y físico británico que formuló la ley de las proporciones múltiples, la cual describe el aporte de los elementos que intervienen en una reacción química y enuncia que dos elementos se pueden combinar entre sí en más de una proporción para generar diferentes compuestos. |

[SECCIÓN 2] **1.3 El modelo atómico de Thomson**

Hasta finales del siglo XIX se mantuvo la **teoría** **de Dalton**, pues los científicos empezaron a notar que el comportamiento de la materia no se podía explicar con el modelo de la esfera indivisible. Experiencias como la de Millikan con la gota de aceite en un campo eléctrico y otras de carácter electromagnético dejaban ver que había alguna partícula cargada que se afectaba al realizar cambios en el campo eléctrico.

Como producto de los experimentos con rayos catódicos, el inglés J. J. Thomsonen 1904 determinó que la partícula presentaba carga negativa, la cual debía provenir de los átomos del elemento que se usaba como cátodo. A esa partícula la denominó **electrón**. Con este hallazgo, la idea de que el átomo era indivisible perdió validez.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG04 |
| **Descripción** | Fotografía de rayos catódicos |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | <http://aulaplaneta.planetasaber.com/encyclopedia/default.asp?idpack=11&idpil=000S7X01&ruta=Buscador>  000S7X01 |
| **Pie de imagen** | Eltubo de rayos catódicosconsta de un tubo de vidrio dentro del cual se encuentran un cañón de electrones y una pantalla fluorescente al vacío. Los electrones producidos por el cañón en el cátodo son desviados por las placas de un campo eléctrico y dejan una traza visible sobre la pantalla. |

Debido a que la masa de los electrones era tan pequeña, **Thomson** supuso que la carga positiva ocupaba la mayor parte del **átomo**, así que su modelo se presenta como una esfera donde la carga positiva se distribuye uniformemente y las cargas negativas aparecen incrustadas en ella, similar a lo que sucede con las uvas pasas en un pudín, por eso también se conoce como el “modelo de pudín de pasas”.

[SECCIÓN 2] **1.4 La radiactividad**

En la naturaleza existen elementos radiactivos, como el radio, el polonio, el francio o el radón, entre otros. Se caracterizan por emitir radiación de forma espontánea. La **radiactividad** es una propiedad de algunos elementos químicos cuyos núcleos atómicos son inestables, se descomponen y emiten radiación (rayos alfa, beta y gamma), transformándose en otros átomos de mayor estabilidad. El proceso de transformación se denomina desintegración radiactiva y transcurre a través de un conjunto de reacciones sucesivas que reciben el nombre de serie radiactiva.

Un **núcleo atómico** inestable puede estabilizarse de dos maneras: la primera, emitiendo partículas (emisiones α y β), con lo cual modifica su composición nuclear y se transforma en otro elemento o en un **isótopo** distinto del mismo elemento. La segunda es emitiendo radiación electromagnética gamma (emisión γ), con lo que el núcleo no se modifica, pero adopta una configuración energética más estable.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG05 |
| **Descripción** | Fotografía de modelos de desintegración radiactiva |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4°ESO/Física y quimica/Los elementos Químicos/la radiactividad  FQ\_10\_11\_img9\_small.jpg  [http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14353/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_11_img9_small.jpg](http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14353/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_11_img9_zoom.jpg) |
| **Pie de imagen** | Modelos de desintegración de un núcleo radiactivo. La emisión de rayos gamma no altera la composición del núcleo y lo hace más estable energéticamente, pero la emisión de radiación alfa o beta sí cambia la composición del núcleo, pues estas radiaciones implican la liberación de partículas subatómicas. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC20 |
| **Título** | Aprende sobre la radiactividad |
| **Descripción** | Actividad para ampliar la información sobre el fenómeno de la radiactividad |

[SECCIÓN 2] **1.5 El modelo atómico de Rutherford**

En un experimento con una lámina de oro, el físico y químico Ernest **Rutherford** determinó en 1911 que:

* Gran parte del átomo era vacío pues la mayoría de las partículas lo atravesaban.
* Las partículas con carga positiva cambiaban de dirección al acercarse al núcleo y rebotaban al chocar contra este, lo que evidenciaba que la **carga positiva** del átomo se encontraba en el **núcleo**.

Este comportamiento no podía explicarse mediante el modelo del pudín de pasas, por ello Rutherford planteó el suyo, basado en el **átomo nuclear**.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG06 |
| **Descripción** | Fotografía del modelo atómico de Rutherford |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | http://aulaplaneta.planetasaber.com/encyclopedia/default.asp?idpack=11&idpil=000S7401&ruta=Buscador |
| **Pie de imagen** | En la representación de la estructura atómica del hidrógeno y del helio, según el modelo de Rutherford, los electrones giran en orbitas alrededor de un núcleo denso, como lo hacen los planetas alrededor del Sol. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Otras partículas subatómicas** |
| Contenido | Eugen Goldstein hizo modificaciones en el ánodo del tubo de rayos catódicos y descubrió en 1886 las **cargas positivas** del átomo, que llamó **protones**. En 1930, James Chadwick, estudiante de Rutherford, descubrió la presencia de una partícula sin carga, de masa similar a la del protón, a la cual llamó **neutrón**. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC30 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/La estructura de la materia/Los modelos del átomo/practica |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Ninguna |
| **Título** | Conoce el experimento de Rutherford |
| **Descripción** | Actividad que permite entender en qué consistió el experimento de Rutherford |

[SECCIÓN 2] **1.6 El número atómico, el número de masa, los isótopos e isóbaros**

Las **magnitudes atómicas** básicas son: el número atómico y el número de masa. La diferencia entre el número de subpartículas atómicas de los elementos puede generar **isótopos** e **isóbaros**.

[SECCIÓN 3] **1.6.1 El número atómico**

El **número atómico** (se expresa a través de la letra**Z**): es el número de **protones** (p+) de un átomo. Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de protones, característica que permite distinguirlo de los demás. Por ejemplo, el hidrógeno, con Z = 1, tiene un protón. En la tabla periódica, los elementos químicos están situados en orden creciente de sus números atómicos. En un átomo eléctricamente neutro, el número de **electrones** (e-) coincide con el de protones, es decir, que el número atómico también representa el número de electrones.

[SECCIÓN 3] **1.6.2 El número de masa**

El **número de masa** (se señala conla letra **A**), corresponde a la suma del número de protones (p+) y neutrones (n0) de un átomo. Se expresa matemáticamente mediante la fórmula A = Z + n0. Los electrones no se tienen en cuenta, ya que su masa es despreciable con respecto a la de las otras dos partículas subatómicas. Estas magnitudes se indican junto al símbolo del elemento (representado en la imagen con la letra **X**):

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Downloads\CN_10_10_fórmula01.gif |
| CN\_10\_10\_formula01 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: Recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC40 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/La estructura de la materia/Las partículas subatómicas/las magnitudes atómicas básicas/Practica |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar número másico por número de masa |
| **Título** | Diferencia entre número de masa y número atómico |
| **Descripción** | Actividad que permite identificar las características del número de masa y del número atómico |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC50 |
| **Título** | Encuentra el número de partículas subatómicas |
| **Descripción** | Actividad para hallar la cantidad de protones, electrones y neutrones |

[SECCIÓN 3] **1.6.3 Los isótopos**

Dos átomos del mismo elemento tienen el mismo número atómico, pero pueden tener diferente número de masa y, por tanto, distinta **masa atómica**. Esto se debe a que poseen distinto número de neutrones. Llamamos **isótopos** a los átomos de un mismo elemento que difieren en el número de **neutrones** y, por tanto, en su número de masa. Por ejemplo, el carbono presenta tres isótopos 126C, 136C y 146C.

La mayoría de los elementos químicos se encuentran en la naturaleza como una mezcla de isótopos. La masa atómica que figura en la tabla periódica se calcula haciendo el promedio de las masas atómicas de todos los isótopos del elemento en relación con su abundancia, por ello generalmente no es un número entero.

Los isótopos pueden ser naturales o artificiales. Estos últimos se obtienen en el laboratorio, suelen ser muy inestables, además de radiactivos, y se desintegran para formar átomos estables del mismo elemento o de otro.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC60 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/Características generales de los elementos químicos/Los isotopos/Practica |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** |  |
| **Título** | Aprende sobre isótopos |
| **Descripción** | Actividad para ampliar información sobre el átomo, sus componentes y los isótopos |

[SECCIÓN 3] **1.6.4 Los isóbaros**

Los átomos que presentan núcleos atómicos con igual número de masa, pero diferente número atómico (número de protones) se conocen como **isóbaros**. Por ejemplo, el 146C y 147N son isóbaros, pues los dos tienen 14 como número de masa, pero números atómicos 6 y 7, respectivamente. Los isóbaros tienen propiedades químicas diferentes y se suelen presentar en los elementos radioactivos.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Gracias a la evolución de los modelos atómicos, ahora sabemos que el átomo está formado por **partículas subatómicas** llamadas protones, electrones y neutrones. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC70 |
| **Título** | Halla el número de protones, electrones y neutrones |
| **Descripción** | Actividad para determinar la cantidad de partículas subatómicas de los elementos |

[SECCIÓN 2] **1.7 Consolidación**

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC80 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Los primeros modelos atómicos |
| **Descripción** | Actividades sobre Los primeros modelos atómicos |

[SECCIÓN 1] **2 Los modelos atómicos modernos**

Durante mucho tiempo se creyó que el átomo era indivisible. Sin embargo, en la actualidad sabemos que consta de dos partes:

* El **núcleo**: es la parte central del átomo. Está formado por protones (partículas con carga positiva) y neutrones (partículas neutras, sin carga). Allí se concentra casi toda la masa del átomo, pues la masa de un protón o un neutrón es 1836 veces mayor que la de un electrón.
* La **corteza**: es la parte externa que rodea al núcleo. En ella se ubican los electrones en orbitales descritos como zonas en las que se mueven los electrones, partículas con carga negativa. Su masa es insignificante, puesto que es 1836 veces inferior a la de un protón.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG07 |
| **Descripción** | Fotografía estructura de átomo |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 143915434 |
| **Pie de imagen** | En la imagen que representa la estructura del **átomo**, se observa que el **núcleo** al concentrar la mayor parte de la masa hace que la **corteza** quede relativamente vacía. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC90 |
| **Título** | El modelo atómico actual |
| **Descripción** | Secuencia de imágenes que permiten explicar el modelo atómico que se maneja en la actualidad |

[SECCIÓN 2] **2.1 La radiación electromagnética**

Usar el control remoto para encender el televisor, comunicarse a través de un radioteléfono, calentar los alimentos en un horno microondas y observar el arcoíris son ejemplos donde la **radiación electromagnética** está presente lo cual implica que la energía viaja en forma de ondas a través del espacio.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG08 |
| **Descripción** | Ilustración de partes de una onda |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Las ondas de radiación electromagnética presentan crestas, es decir, los puntos más altos de la onda. La distancia entre crestas se conoce como longitud de onda (λ) y el número de longitudes de ondas que pasan por un punto determinado en un segundo se conoce como frecuencia (ν). |

Cada tipo de **radiación** tiene diferente **longitud de onda**, por ejemplo, las ondas de radio tienen longitudes más largas y frecuencias menores, en comparación con la luz ultravioleta, cuyas ondas son más cortas y su frecuencia es mayor.

[SECCIÓN 3] **2.1.1 El espectro electromagnético**

El **espectro electromagnético** muestra la distribución de las diversas formas de radiación según las longitudes de onda y las frecuencias.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG09 |
| **Descripción** | Ilustración del espectro electromagnético |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 226514221  http://thumb7.shutterstock.com/display_pic_with_logo/2659924/226514221/stock-vector-electromagnetic-spectrum-226514221.jpg  Reemplazar Gamma rays por Rayos gamma  Reemplazar X-rays por Rayos X  Reemplazar UV-rays por Rayos ultravioleta  Visible light por Luz visible  Infrared por Rayos infrarrojos  Reemplazar Microwave por Microondas  Reemplazar Radio, TV por Ondas de radio y TV  Reemplazar Long radio waves por Ondas de radio largas  Reemplazar Frequency por Frecuencia (Hz)  Reemplazar Wavelength por Longitud de onda (m) |
| **Pie de imagen** | Si las ondas electromagnéticas se organizan de acuerdo con sus longitudes de onda, se obtiene el espectro electromagnético. En este, la ondas más largas (radio-ondas) se encuentran a la derecha y las más cortas y más energéticas (rayos gamma) a la izquierda. |

Las radiaciones electromagnéticas que se presentan en el espectro son:

* **Rayos gamma**:tienen las longitudes más cortas y algunas de las frecuencias más altas del espectro electromagnético. Estos eliminan células del cuerpo, por ello los emplean en tratamiento de tumores y del cáncer.
* **Rayos X**: se emiten al producirse transiciones atómicas de un nivel energético elevado a uno inferior, o al acelerarse bruscamente los electrones. Pueden atravesar sustancias blandas, pero no metales o hueso, por lo que se usan en radiografías y escáneres en los aeropuertos.
* **Rayos ultravioleta** (UV): no pueden ser vistos directamente por el ojo humano, ya que tienen longitudes de onda más cortas y mayores frecuencias que la luz violeta del rango visible, pero sí pueden ser detectados por algunos insectos. La luz UV es emitida, por ejemplo, por el Sol, las lámparas de vapor de mercurio y los tubos de descarga.
* **Luz visible**:se presenta en longitudes de onda de 700 a 400 nanómetros (nm). La luz roja tiene la longitud de onda más larga, con 700 nm; la anaranjada tiene aproximadamente 600 nm, la verde 500 nm y la violeta 400 nm, la más corta de la luz visible. Cabe resaltar que el color que observamos en los objetos se debe al reflejo de determinadas longitudes de onda y luego a la absorción de las mismas por el ojo.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **La luz blanca** |
| Contenido | Cuando todas las longitudes de onda de la luz visible se mezclan, se percibe la luz blanca. |

* **Radiación infrarroja**: con una longitud de onda de aproximadamente 10-5 m, se percibe en el calor emitido por la luz solar y en el funcionamiento de los controles remotos.
* **Microondas**: se usan en los radares tienen longitudes más cortas y frecuencias más altas.
* **Ondas de radio**:poseen longitudes de onda largas que se usan en las bandas de radio AM y FM.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC100 |
| **Título** | Aprende sobre el espectro electromagnético |
| **Descripción** | Actividad que permite ampliar la información sobre las ondas y el espectro electromagnético |

[SECCIÓN 2]**2.2 La constante de Planck**

La energía *(E)* de un cuanto se relaciona con la frecuencia (ν) de la luz emitida, mediante la constante de Planck *(h)*,así: *E* = *h* × ν.

Se puede decir que la radiación de alta energía *(E)* presenta frecuencias elevadas y longitudes de onda cortas, mientras que la radiación de baja energía *(E)* tiene frecuencias mínimas y longitudes de onda largas. El valor que el físico alemán Max Planck le dio a su constante es de 6,6 × 10-34 Joule por segundo.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Cuantos de energía** |
| Contenido | El término **cuanto** proviene de latín “*quantum*”, que traduce paquete. Al relacionarlo con la energía, **Max Planck** predijo que la energía se absorbe o se libera en pequeños paquetes, llamados **cuantos**. |

[SECCIÓN 2] ***2.3 El efecto fotoeléctrico***

El **efecto fotoeléctrico** se presenta al hacer incidir radiación electromagnética sobre un material metálico y este emite electrones. El fenómeno ocurre porque los electrones, al recibir radiación, adquieren energía y aumentan su movimiento, y cuando esta energía es alta, vencen las fuerzas de atracción que los retienen y escapan del metal.

[SECCIÓN 2] **2.4 Los espectros de emisión**

El **espectro de emisión atómica** de un elemento corresponde a las frecuencias de las ondas electromagnéticas emitidas por los átomos en estado gaseoso, después de haber recibido energía y luego de retornar a su estado fundamental. Algunos espectros de emisión se observan a simple vista al calentar los elementos. Por ejemplo, cuando se introduce cobre en una llama, esta emite luz verde. Cada elemento presenta un espectro de emisión que permite identificarlo y diferenciarlo de los demás, comportándose como si fuera una huella dactilar.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG10 |
| **Descripción** | Ilustración del Espectro de emisión |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Cuando la luz blanca del Sol pasa a través de un prisma se produce un espectro continuo, como un arco íris. Cuando la luz emitida por elementos calentados pasa a través de un prisma se produce un espectro de emisión atómico, el cual se manifiesta en líneas de diferentes colores separadas por áreas oscuras, lo que indica que solo se producen radiaciones de ciertas longitudes de onda. |

[SECCIÓN 2] **2.5 *El modelo de Bohr***

El modelo planteado por [Rutherford](http://es-puraquimica.weebly.com/rutherford.html) tenía ciertas falencias que hacían dudar de su veracidad, por ejemplo, según la física clásica, un cuerpo con carga en movimiento como el **electrón** pierde energía conllevándolo a caer sobre el núcleo hasta destruir el átomo. Para solucionar esta apreciación el físico danés Niels **Bohr**, admirador del modelo planetario, aplicó la teoría cuántica de Max **Planck**.

Bohr propuso que los electrones giraban a grandes velocidades alrededor del núcleo atómico, donde se disponían en orbitas circulares, cada una de ellas determinada por diferentes **niveles de energía** cuantizada. Mientras el electrón permanece en una órbita, no cede ni absorbe energía, pues está en fase estacionaria; solo lo hace al saltar de un nivel a otro. Si el nivel es mayor el electrón debe absorber energía y si el nivel es menor debe emitirla.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG11 |
| **Descripción** | Ilustración del modelo atómico de Bohr |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Bohr definió las órbitas con letras que empezaban desde la K en adelante, siendo K la órbita de menor energía. Actualmente, las letras han sido cambiadas por números del 1 al 7, los cuales, a través de la fórmula 2n2,permiten determinar la cantidad máxima de electrones que se encuentran en cada nivel. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Un electrón absorbe energía para pasar a un nivel energético mayor y emite energía cuando regresa a su estado basal (de base), donde el contenido de energía es mínimo. |

[SECCIÓN 2] **2.6 La dualidad onda-partícula del electrón**

Según la física clásica, una partícula presenta masa y, por ende, ocupa un espacio; caso contrario ocurre con una onda, que no tiene masa y se desplaza por el espacio con velocidad definida. Actualmente, gracias a la mecánica cuántica, se reconoce que una partícula puede actuar como onda y una onda como partícula, comportamiento conocido como **dualidad onda-partícula**.

Este reconocimiento ha permitido demostrar que la luz y la materia pueden poseer propiedades de partícula y ondulatorias. Por ello, a principios del siglo XX, el físico francés Louis Victor **de Broglie** aplicó esta teoría a los electrones y corpúsculos similares, estableciendo que un electrón en movimiento exhibe **propiedades ondulatorias** que no se pueden irradiar a través de una antena.

[SECCIÓN 2] **2.7 El modelo atómico mecánico-cuántico**

El **modelo atómico mecánico**-**cuántico** fue desarrollado durante la década de 1920 a partir del principio de incertidumbre de Heisemberg, el cual postuló que, debido a que el electrón se comporta alrededor del núcleo como una onda estacionaria de materia, es imposible especificar con precisión la posición y la velocidad de esta partícula simultáneamente, lo cual hace ver que el modelo previsto por Bohr no proporcionaba una descripción adecuada del comportamiento de los electrones.

En 1926, el físico austriacoErwin **Schrödinger**,con el objetivo de encontrar una ecuación que permitiera describir el comportamiento de los electrones y su energía, propuso sustituir la noción de “trayectoria definida del electrón” por la posibilidad de hallarlo en una zona o **nube electrónica**, cerca del núcleo.

Para relacionar los comportamientos de partícula y ondulatorios, vinculó una función de onda (Ψ), dependiente de la posición en el espacio. **Schrödinger**, después de realizar complejos cálculos matemáticos, modificó el concepto de órbita de Bohr por el de **orbital**, el cual se define como una región del espacio donde hay mayor probabilidad de hallar un electrón.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG12 | |
| **Descripción** | Orbitales atómicos | |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  | |
| **Pie de imagen** | Representación de los orbitales atómicos de tipo ***s***, ***p*** y ***d***. Existen distintos tipos de orbitales atómicos con formas diferentes, algunos de los cuales se dividen en subtipos, según su orientación en el espacio. Estos subtipos se designan con unos subíndices formados por una combinación de las letras *x*, *y*, *z*, que indican el eje, los ejes o planos en los que se sitúan sus lóbulos. |

El modelo mecánico cuántico propone cuatro números cuánticos para describir la distribución de los electrones en el átomo.

* Número cuántico principal (**n**).
* Número cuántico azimutal (**l**).
* Número cuántico magnético (**ml**).
* Número cuántico de espín electrónico (**ms**).

[SECCIÓN 2] **2.8 La configuración electrónica**

La **configuración electrónica** es la representación simplificada del modelo atómico actual, en la que se indica en qué niveles y subniveles se encuentran los electrones de un átomo determinado. Conocer esta distribución es fundamental para comprender y deducir las propiedades de cualquier elemento químico.

Para representar la configuración electrónica de un átomo, debemos conocer el número total de electrones que posee, dado por su número atómico (**Z**), y seguir unas reglas básicas.

|  |  |
| --- | --- |
| **Reglas básicas para representar la configuración electrónica** | |
| No. | REGLA |
| 1 | El estado fundamental, de mínima energía, es el más estable. Los electrones se ubican comenzando por el nivel más cercano al núcleo (nivel 1) y continuando en orden creciente de energía. |
| 2 | Cada nivel de energía se divide en uno o más subniveles *(****s***, ***p***, ***d*** y ***f****)*. Se debe tener en cuenta el **número máximo de electrones** que puede contener cada nivel y subnivel. |
| 3 | Cada subnivel contiene un número determinado de orbitales donde pueden ubicarse uno o dos electrones como máximo, o ninguno (el orbital queda vacío). |
| 4 | En los orbitales de un mismo subnivel, se coloca primero un electrón en cada uno y solo entonces se pueden completar añadiendo el segundo electrón, si es necesario. |

|  |  |
| --- | --- |
| ***Destacado*** | |
| **Título** | **Capacidad de electrones en los orbitales** |
| Contenido | Cada nivel de energía tiene uno o más subniveles y cada subnivel presenta un número determinado de orbitales: 1 tipo***s***, 3 tipo ***p***, 5 tipo ***d*** y 7 tipo ***f***. Cada orbital puede albergar dos electrones. |

Para recordar el orden correcto de llenado de los diferentes niveles y subniveles de energía, se emplea la regla de las diagonales, también conocida como **diagrama de Moeller**. Para escribir la configuración electrónica de cualquier átomo, solo hay que hacer el recorrido en diagonal desde abajo hacia arriba y de derecha a izquierda, tal como marcan las flechas. Los orbitales se van llenando en el orden en que aparecen, hasta completar el número total de electrones del átomo.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG13 | |
| **Descripción** | Fotografía del diagrama de Moeller | |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4°ESO/Fisica-quimica/La estructura de la materia/La configuración electrónica  FQ\_10\_10\_img1\_small.jpg  http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14355/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_10_img1_zoom.jpg | |
| **Pie de imagen** | **Diagrama de Moeller**. Los electrones se ubican siguiendo el orden de las flechas. |

Escribir la configuración electrónica de un elemento consiste en representar cada nivel y subnivel con el número de electrones correspondiente. Para abreviar la configuración de los niveles interiores, se puede anteponer el símbolo del gas noble que se encuentra en el período anterior de la tabla periódica y representar únicamente los electrones del último nivel. Por ejemplo, la configuración electrónica del sodio (Na, Z=11) se puede escribir así:

* **Desarrollada**: 1*s*2 2*s*2 2*p*6 3*s*1
* **Condensada:** [Ne] 3*s*1

Las dos representaciones son equivalentes. La primera indica que el átomo de sodio tiene 3 niveles de energía, los dos interiores están completos (ya que el nivel 1 admite dos electrones como máximo y el nivel 2 admite ocho) y en el último nivel tiene solo un electrón. En la escritura condensada, los niveles interiores completos (el 1 y el 2) se sustituyen por el símbolo del gas noble neón (Ne) y se añade el electrón del último nivel.

|  |  |
| --- | --- |
| ***Destacado*** | |
| **Título** | **Limitaciones de la configuración electrónica** |
| Contenido | Algunos elementos cuya configuración electrónica incluye orbitales *d* presentan configuraciones irregulares, pues no siguen el diagrama de Moeller para el llenado de orbitales. Por ejemplo, la distribución del Cr es [Ar] 4*s*1 3*d*5 y no [Ar] 4*s*2 3*d*4,como se esperaría. Esto se debe a que los átomos presentan mayor estabilidad al tener los subniveles *d* semillenos. Esto también sucede con los elementos que tienen los subniveles 4*f* parcialmente llenos, lo cual facilita la formación de cationes. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: Recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC110 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/La estructura de la materia/La configuración electrónica/Profundiza |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar título “El modelo atómico” por “La configuración electrónica de los elementos químicos”. Cambiar descripción “Interactivo que permite entender la estructura atómica de los diversos elementos y comprender su posición en la tabla periódica” por “Interactivo que permite conocer la distribución electrónica de algunos elementos y su relación con la ubicación en la tabla periódica”. |
| **Título** | La configuración electrónica de los elementos químicos |
| **Descripción** | Interactivo que permite conocer la distribución electrónica de algunos elementos y su relación con la ubicación en la tabla periódica |
| **Fichas** | **Ficha del profesor**:  **Objetivo**  El estudio de la tabla periódica de los elementos ha sido durante demasiado tiempo algo que se memorizaba, cuando en realidad lo que interesa es que los estudiantes entiendan por qué cada elemento ocupa su lugar. Este interactivo pretende facilitar la comprensión del criterio de ordenación de dichos elementos, de manera que la labor estudiantil pase de la memorización a la comprensión. Para ello, la interactividad aporta un abanico de posibilidades para explorar los diferentes elementos y compararlos entre sí, con lo que se permite al estudiante comprobar las normas de ordenación estudiadas.  **Propuesta**  **Durante la presentación**  El simulador ofrece dos modalidades interactivas diferenciadas que permiten desarrollar dos tipos de actividades en clase:  - Primera modalidad: se pueden trabajar aquí los elementos hasta el cuarto período, hasta el kriptón. Se ofrece la posibilidad de interactuar construyendo átomos mediante la adición de protones, electrones y neutrones, de manera que se finalice con algún elemento de la tabla periódica. Cuando esto sucede, se visualiza el átomo del elemento correspondiente y su posición en la tabla. Asimismo, existe la posibilidad de construir elementos situados en el mismo período o bien en el mismo grupo, con lo que se trabajan mucho mejor las similitudes entre elementos.  Si se utiliza la herramienta de esta manera, proponemos que se haga a modo de exposición, para que todos los estudiantes puedan ver qué resultado se produce al añadir cualquier tipo de partícula y, luego, descubrir el lugar de la tabla periódica que le corresponde. En este punto, sugerimos que se pregunte de forma aleatoria a distintos estudiantes cuántas partículas quieren añadir, una cada vez, y cuando se haya dado con un elemento de la tabla periódica, pedir que algún estudiante voluntariamente comente sus propiedades. La idea es que todos se animen a participar y que nos alejemos de una exposición docente clásica.  Es importante que los estudiantes conozcan la carga de cada una de las partículas que se muestran en el simulador y que comprendan el motivo por el cual algunos elementos son inestables, según la proporción de protones y neutrones añadida.  - Segunda modalidad: la interactividad cambia cuando se trata de un número atómico superior al del kriptón. Al pulsar sobre los elementos de la tabla periódica, aparece el átomo de cada elemento con su configuración electrónica completa, y se muestran los niveles y subniveles atómicos. La explicación debería continuar en la línea de la anterior; es decir, ir mostrando elementos de un grupo, por ejemplo, los halógenos, e ir comparando qué tienen en común y qué varía de uno a otro, deduciendo el criterio de ordenación de la tabla, así como las diferentes zonas de la tabla según sea su última capa electrónica ocupada, etc.  También se puede animar a los estudiantes a escribir la configuración electrónica de algunas especies neutras, aniónicas y catiónicas, y pedir que comprueben si está correcta mediante el uso del simulador. Es fundamental que sepan reconocer cuáles son los electrones de valencia y cuál es su distribución en los niveles y subniveles atómicos en cada caso.  **Después de la presentación**  Si se ha optado por la segunda modalidad o, simplemente, si se han utilizado ambas, vale la pena organizar tras esta segunda modalidad algún tipo de trabajo individual. Una opción es pedir a cada estudiante que elija dos elementos de la tabla periódica, los que quiera, que describa por escrito cuáles son sus principales características y que explique por qué se encuentran en ese lugar concreto de la tabla periódica. De este modo, podremos valorar la comprensión del tema expuesto.  Además de la lógica competencia en el conocimiento y la interacción con el mundo físico, el hecho de que organicemos una actividad que se va a realizar por escrito y en la que pedimos una descripción implica también el trabajo de la competencia en comunicación lingüística.  Para practicar con configuraciones electrónicas diversas, recomendamos entrar en el enlace del Instituto Nacional de Tecnologías Educativas y de Formación del Profesorado (INTEF) [VER]. Así mismo, otra página que vale la pena visitar para trabajar este tema es la de Educa Madrid [VER]. Si se va a trabajar en clase el tema en inglés o si se pretende simplemente potenciar la competencia en lengua extranjera en este idioma, resultará muy útil utilizar una tabla periódica en inglés, como la de la Universidad de Akron [VER].  **Ficha del estudiante**:  **La ordenación de los elementos en la tabla periódica**  La ordenación de los elementos en la tabla periódica no es aleatoria. Así mismo, los átomos, al contrario de lo que se creía en la Antigüedad, no son indivisibles, sino que constan de diferentes partículas subatómicas.  **Las partículas subatómicas**  Ahora sabemos que un átomo puede subdividirse en tres tipos de partículas atómicas y que dichas partículas tienen un tipo de carga eléctrica determinada:  - Protones: partículas de carga positiva, ubicadas en el núcleo atómico.  - Neutrones: partículas sin carga, ubicadas en el núcleo atómico.  - Electrones: partículas de masa despreciable en comparación con la de los protones y neutrones, y de carga negativa. Los electrones giran alrededor del núcleo del átomo y constituyen su corteza.  **El equilibrio y desequilibrio de cargas**  En un átomo eléctricamente neutro, la cantidad de protones y de electrones es la misma. Cuando el número de electrones es mayor que el número de protones, se tiene un ion negativo o anión, mientras que, por el contrario, si el número de electrones es inferior al de protones, se tiene un ion positivo o catión.  Los neutrones tienen la importante función de atenuar las repulsiones entre las cargas positivas de los protones del núcleo atómico. Por esta razón, si la proporción entre el número de protones y neutrones no es la correcta se tendrá un núcleo atómico inestable. Los núcleos atómicos inestables tienden a desintegrarse.  **El número atómico y el número de masa**  El número de protones o número atómico es el que define a los átomos de cada elemento. En función de dicho número, es el ordenamiento creciente de los elementos en la tabla periódica. El número de masa corresponde a la suma de protones y neutrones. Como sabemos, la masa de los electrones es despreciable.  **La configuración electrónica de un átomo**  Los electrones están dispuestos en niveles electrónicos definidos, de forma que los más próximos al núcleo son los que poseen una energía inferior. La disposición u organización de los electrones de un átomo en capas o niveles recibe el nombre de configuración electrónica.  Actualmente se trabaja con siete niveles de energía o capas donde pueden estar los electrones, numerados del 1 al 7. El nivel uno es el que está más cerca del núcleo y el siete el que se encuentra más alejado.  Además, cada nivel tiene subniveles que pueden ser de cuatro tipos: *s*, *p*, *d* y *f*. En cada subnivel hay un número fijo de orbitales que pueden contener un máximo de dos electrones cada uno.  En total hay:  - Un orbital del tipo *s*: con 2 electrones como máximo.  - Tres orbitales del tipo *p*: con 6 electrones como máximo, ya que cada uno de los tres orbitales puede contener dos electrones.  - Cinco orbitales del tipo *d*: con 10 electrones como máximo, ya que cada uno de los cinco orbitales puede contener dos electrones.  - Siete orbitales del tipo *f*: con 14 electrones como máximo, ya que cada uno de los siete orbitales puede contener dos electrones.  Si quieres practicar con las diversas configuraciones electrónicas, te recomendamos que consultes el enlace del Instituto Nacional de Tecnologías Educativas y de Formación del Profesorado (INTEF), en el que encontrarás un generador de configuraciones electrónicas [VER]. La página de Educa Madrid [VER] te ofrece una herramienta similar. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: Recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC120 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/La estructura de la materia/La configuración electrónica/Practica |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** |  |
| **Título** | Practica la configuración electrónica de los átomos |
| **Descripción** | Actividad para practicar diversas configuraciones electrónicas |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC130 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/La estructura de la materia/La configuración electrónica/Practica |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** |  |
| **Título** | Identifica las configuraciones electrónicas |
| **Descripción** | Actividad para relacionar las configuraciones electrónicas con algunas especies químicas |

[SECCIÓN 2] **2.9 Consolidación**

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC140 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Los modelos atómicos modernos |
| **Descripción** | Actividades sobre Los modelos atómicos modernos |

[SECCIÓN 1] **3 La tabla periódica**

La **tabla periódica** organiza los elementos químicos, los cuales forman parte de todos los compuestos que nos rodean, desde las rocas de la superficie terrestre y la materia del Sol y las estrellas hasta los organismos.

Un **elemento químico** es una sustancia formada por átomos con el mismo número atómico, es decir, átomos que tienen el mismo número de protones. En la actualidad se conocen118 elementos diferentes, 92 de los cuales se hallan presentes en la naturaleza, mientras que el resto (del 93 en adelante) son sintéticos, es decir, fueron obtenidos en el laboratorio.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG14 |
| **Descripción** | Fotografía del Sol |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4° ESO/Física y química/Los elementos químicos/Características generales de los elementos químicos  FQ\_10\_11\_img0\_small.jpg  http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14353/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_11_img0_small.jpg |
| **Pie de imagen** | El helio es el elemento más abundante en el universo, pues forma parte de la materia de las estrellas, como el Sol. En la imagen tomada por el telescopio solar del Skylab se puede observar una protuberancia eruptiva en la superficie solar, constituida por helio ionizado. |

La mayor parte de los elementos son **sólidos** a temperatura ambiente, excepto el mercurio y el bromo, que son **líquidos**, y el resto son **gaseosos**.

En la naturaleza, excepto los **gases nobles** (helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón), la mayoría de los elementos se hallan formando compuestos. El oro, el azufre y el carbono (tanto en forma de grafito como de diamante) también se pueden encontrar en estado nativo, es decir, aislados. De la totalidad de elementos conocidos, aproximadamente tres cuartas partes son **metales** y el resto son **no metales**. El silicio es uno de los elementos más abundantes en la Tierra, junto con el oxígeno, el magnesio, el calcio, el aluminio y el hierro. El hidrógeno y el helio son los principales componentes de las estrellas.

[SECCIÓN 2] ***3.1 Las primeras organizaciones de los elementos químicos***

Algunos metales como el hierro y el cobre eran conocidos desde la Antigüedad, pero a partir del siglo XIX, cuando ya se conocían algo más de 50 elementos, se tuvo la necesidad de agruparlos según sus propiedades, pues resultaba imposible acordarse de las características de cada uno de ellos por separado.

El químico alemán Johann **Döbereiner** (1780-1849) fue el primero en intentar una clasificación formando grupos de tres elementos que presentaban propiedades similares y la masa del elemento intermedio era el promedio de los otros dos, estos grupos los llamó **tríadas**.

En 1862, el geólogo francés Alexandre-Émile **Béguyer de Chancourtois** (1820-1886) ideó una clasificación conocida como **tornillo telúrico**. Dispuso los elementos en orden creciente de sus masas atómicas sobre una curva helicoidal y observó que aquellos con propiedades similares quedaban alineados sobre la misma vertical en las sucesivas vueltas de la hélice.

En 1864, el químico inglés John Alexander R. **Newlands** (1838-1898) estableció la **ley de las octavas**: situó los elementos conocidos en orden creciente de sus masas atómicas y encontró que agrupándolos de ocho en ocho, el octavo presentaba propiedades químicas muy similares al primero.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG15 |
| **Descripción** | Fotografía de Mendeléiev |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/El sistema periódico  FQ\_10\_11\_img8\_small.jpg  [http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14353/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_11_img8_small.jpg](http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14353/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_11_img8_zoom.jpg) |
| **Pie de imagen** | En 1869, el químico ruso **Dmitri Ivánovich Mendeléiev** (1834-1907) publicó la primera tabla periódica ordenando los elementos según sus masas atómicas y observó que las propiedades se repetían de forma periódica. Esta tabla, modificada, permanece aún vigente. |

**Mendeléiev** sin embargo, tuvo que ubicar algunos elementos en un orden diferente a sus masas atómicas para que sus propiedades se asemejaran a las de sus vecinos. Además, dejó huecos, que según él, correspondían a elementos aún no descubiertos, de los que predijo las propiedades. Cuando años más tarde se descubrieron el escandio, el galio y el germanio y sus propiedades correspondían con las previstas, se puso de manifiesto la aplicabilidad de la **ley periódica** y la importancia y utilidad de la tabla periódica.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Reagrupación de los elementos** |
| Contenido | En 1913, el físico inglés Henry **Moseley** (1887-1915) reagrupó los elementos en orden creciente del número atómico y puso de manifiesto que la masa atómica no era el criterio que marcaba la **ley periódica**, sino el **número atómico**. |

A medida que se fueron descubriendo los demás elementos químicos, la tabla periódica se desarrolló y adaptó hasta llegar a la que conocemos en la actualidad. Por ejemplo, el físico y químico estadounidense Glenn Seaborg (1912-1999), descubridor del plutonio y algunos elementos transuránicos, introdujo las series de los **actínidos** y **lantánidos**.

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC150 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/El sistema periódico/Profundiza |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar descripción “Secuencia de imágenes que describe la evolución que ha sufrido la tabla periódica desde su creación hasta la actualidad” por “Secuencia de imágenes que describe la evolución de la tabla periódica” |
| **Título** | El sistema periódico: historia |
| **Descripción** | Secuencia de imágenes que describe la evolución de la tabla periódica |
| **Fichas** | **Ficha del profesor**:  Objetivo  Esta secuencia de imágenes permite mostrar cómo se generó la tabla periódica que conocemos en la actualidad.  **Propuesta**  **Antes de la presentación**  Se sugiere que los estudiantes se planteen algunas cuestiones relacionadas con la tabla periódica:  - ¿Para qué sirve?  - ¿La posición que ocupa cada elemento es arbitraria?  - ¿Qué se indica de cada elemento químico?  De esta manera es posible conocer el nivel que presenta la clase sobre el tema y, además, los estudiantes se situarán en el mismo.  **Durante la presentación**  El interactivo consta de una serie de imágenes que describen la evolución de la tabla periódica, desde su origen hasta la actualidad. Al inicio del interactivo se introduce el concepto de tríada. Es importante que los estudiantes comprendan su significado o, de lo contrario, no seguirán la explicación. Un segundo concepto que es necesario aclarar es el de promedio de la tríada: qué es y qué indica.  A continuación se muestra el tornillo telúrico, descubierto en 1862. Es fundamental describir en detalle en qué consiste el esquema representado en la quinta pantalla. Cabe destacar que los elementos se encuentran ordenados según su peso atómico y están distribuidos en una hélice. Mediante su análisis y estudio, es posible relacionar las propiedades de diferentes elementos químicos.  La explicación continúa con la descripción de la ley de las octavas, a partir de la cual surgieron las familias y los grupos. Los estudiantes deben reconocer la diferencia entre ambos conceptos. También deben asimilar los diferentes grupos que forman parte de la tabla periódica. En 1869 se agruparon los elementos en filas y columnas. En este punto, se puede dedicar un tiempo a describir la relación entre los elementos de una misma fila o de una misma columna.  Las últimas pantallas muestran las modificaciones recientes que ha tenido la tabla periódica, así como la empleada actualmente.  **Después de la presentación**  Se propone que cada estudiante, individualmente, busque información sobre las propiedades de un determinado elemento químico. El trabajo deberá entregarse por escrito en el plazo previsto.  Para ampliar la información sobre el tema, se propone acceder a la página Web de la Junta de Extremadura de España [[VER](http://contenidos.educarex.es/mci/2010/06/historia.html)].  **Ficha del estudiante**  **La tabla periódica**  La tabla periódica es una herramienta fundamental para los químicos y físicos. En ella se recogen todos los elementos químicos que se conocen hasta ahora. La posición de cada uno de ellos no es arbitraria, ya que se encuentran ordenados según su número atómico. Además, en una misma columna o grupo, todos los elementos químicos presentan propiedades similares.  Se distinguen diferentes grupos en la tabla periódica:  - Alcalinos: se encuentran en la primera columna (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr).  - Alcalinotérreos: se encuentran en la segunda columna (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra).  - Halógenos: se encuentran en la penúltima columna (F, Cl, Br y I).  - Gases nobles: ocupan la última columna (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn).  - Metales de transición: se encuentran en el centro de la tabla periódica.  - Lantánidos: constituidos por los elementos de número atómico entre 58 y 71.  - Actínidos: formados por los elementos de número atómico entre 90 y 103.  ¿Cómo se creó?  La historia de la tabla periódica se inicia a mediados del siglo XX. A continuación se describen los aspectos más relevantes de su creación:  - En 1850 se introdujo el concepto de tríada, el cual hace referencia a tres elementos químicos que se encuentran relacionados entre sí. En esta época ya se definieron veinte tríadas.  - En 1862, Alexandre E. Béguyer de Chancourtois construyó una hélice de papel que llamó tornillo telúrico e introdujo los elementos químicos que se conocían, ordenados según su masa atómica. A partir de su análisis, se descubrió que los elementos que presentaban alguna relación se encontraban en la misma dirección. Chancourtois demostró así que los elementos químicos presentan propiedades que se repiten periódicamente.  - Dos años después, John Alexander R. Newlands formuló la ley de las octavas a partir de la cual demostró la periodicidad que presentan las propiedades de los elementos químicos. Para ello, ordenó los elementos según su peso atómico. El octavo elemento presentaba propiedades muy similares al primero. El inconveniente de esta ley es que a partir del calcio, la regla no se cumplía.  - En 1869, Dmitri Ivánovich Mendeléiev publicó su primera tabla periódica, basándose en el orden creciente de los elementos según su masa atómica. Además, introdujo el concepto de valencia y agrupó los elementos según este criterio.  A medida que se descubrieron los demás elementos químicos, la tabla periódica se fue desarrollando y adaptando, hasta crear la que conocemos en la actualidad.  Si quieres saber más sobre los diferentes grupos que constituyen la tabla periódica, no dudes en hacer clic sobre el enlace de Educastur [[VER](http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/Mendeleiev/TablaBasica.htm)]. |

[SECCIÓN 2] **3.2 La tabla periódica moderna**

La tabla periódica que utilizamos en la actualidad contiene 118 elementos, ordenados en función del número atómico creciente y su comportamiento químico, lo que permite obtener con rapidez información sobre sus propiedades.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG16 |
| **Descripción** | Ilustración de los grupos, períodos y clave de la tabla periódica |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Los elementos están dispuestos en siete filas horizontales o **períodos** y en 18 columnas o **grupos**. A lo largo de un período, las propiedades varían de forma gradual. Los elementos que quedan en un mismo grupo presentan propiedades similares. |

Cada **elemento** ocupa un cuadro y está representado por su **símbolo** y **número atómico**. En la mayoría de las tablas se indican además otras propiedades, que presentan una variación periódica, como estado de oxidación, punto de fusión, punto de ebullición, potencial de ionización, electronegatividad, etc.

El **símbolo** de un elemento es una forma simplificada de escribir su nombre y permite reconocerlo fácilmente en la fórmula de un compuesto. Se establece mediante acuerdos internacionales y consta de una o dos letras, por lo general, las primeras de su nombre en latín. La primera letra siempre es mayúscula y la segunda en minúscula.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG17 |
| **Descripción** | Fotografía de la tabla periódica metales y no metales |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/Las familias o grupos de elementos  [http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14353/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_11_img3_small.jpg](http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14353/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_11_img3_zoom.jpg) |
| **Pie de imagen** | En la tabla periódica podemos distinguir dos grandes grupos: **metales** y **no metales**. Estos últimos ocupan la parte derecha de la tabla y los metales, el resto. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Las propiedades de los metales y los no metales** | |
| METALES | NO METALES |
| Brillantes, la mayoría son de color plateado. | Opacos, de diversos colores. |
| Buenos conductores del calor y la electricidad. | Malos conductores del calor y la electricidad. |
| Maleables y dúctiles. | Quebradizos. |
| Forman compuestos iónicos. | Forman compuestos moleculares. |
| Tienen pocos electrones (de 1 a 3) en el último nivel. | Tienen 4 o más electrones en el último nivel. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC160 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/La tabla periódica actual/Profundiza |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Eliminar lo de propiedades periódicas |
| **Título** | La tabla periódica moderna |
| **Descripción** | Interactivo que permite reconocer las características de la tabla periódica actual |
| **Fichas** | **Ficha del profesor**:  **Objetivo**  Este interactivo pretende facilitar la comprensión de la ordenación de los elementos en la tabla periódica actual y permite relacionar las propiedades físico-químicas de cada elemento, según sean sus características atómicas.  **Propuesta**  **Antes de la presentación**  Conviene insistir en clase acerca de los tres bloques en que el interactivo presenta los elementos, a saber: grupos, períodos y bloques o regiones. Es importante que los estudiantes tengan claros estos conceptos antes de trabajar con el interactivo, pues de lo contrario, buena parte de lo que se explica no tendría sentido.  **Durante la presentación**  Se recomienda ir seleccionando cada una de las secciones del interactivo (grupos, períodos y bloques o regiones), al tiempo que se hace referencia a la explicación que ha precedido a la presentación.  Al seleccionar cada una de las opciones, se empieza con la explicación. Los conceptos que se van a trabajar son:  - El grupo o columna, la nomenclatura y el número de grupos.  - Las propiedades comunes de los elementos de un mismo grupo, así como el concepto de valencia atómica.  - El período o fila y la nomenclatura, así como el número de períodos.  - La división de la tabla en cuatro regiones, según sea el orbital más externo ocupado por los electrones del átomo de un elemento.  Es importante practicar la deducción de la posición de un elemento en la tabla periódica a partir del conocimiento de su estructura atómica, así como predecir sus propiedades y comportamiento químico sabiendo cuál es su posición en la tabla periódica.  **Después de la presentación**  Se puede hacer una revisión histórica de los elementos, comentando cuáles se descubrieron primero y cuáles han sido hallados después o bien recordar a quién deben su nombre.  Si se trabaja la tabla periódica desde un punto de vista histórico, se recomienda hacer clic en este enlace de Theodore Gray [[VER](http://www.theodoregray.com/PeriodicTable/Posters/Poster2.2000.low.JPG)], que presenta una tabla periódica con fotografías de algunos de los científicos a los que deben su nombre ciertos elementos. Así mismo, la tabla periódica de Educaplus ofrece todavía más información al respecto [[VER](http://tablaperiodica.educaplus.org/)]. Si, al tiempo que se trabaja la competencia en el conocimiento y la interacción con el mundo físico, se quiere tocar también la competencia lingüística en lengua extranjera (inglés), recomendamos entonces consultar el enlace de Universe Review [[VER](http://universe-review.ca/R13-01-periodictable2.htm)] y trabajar con su tabla periódica ilustrada.  **Ficha del estudiante**  **¿Para qué sirve una tabla periódica?**  La tabla periódica de los elementos es una ordenación informativa de los elementos según sus propiedades y su comportamiento químico. En otras palabras, es un sistema que nos permite ordenar los elementos y entender cuáles son sus propiedades y características en función de dicha ordenación.  La tabla periódica actual es el resultado de diversas propuestas científicas sucesivas: primero la de Mendeléiev (1869), luego la de von Meyer (1870) y después de la de Moseley (1913), entre muchas otras.  **Las filas y las columnas**  La tabla periódica dispone los elementos en:  - Siete (7) filas o períodos en los que los elementos se ordenan según el último nivel de la configuración electrónica, que coincide con el número de período. Los elementos se ordenan de forma creciente según su número atómico.  - Diez y ocho (18) columnas o grupos en los que se ubican los elementos según igual capa de valencia o número de electrones en el último nivel ocupado.  **Vocabulario adicional**  - Número atómico: número de protones de un átomo. Es específico de cada elemento. En un elemento neutro, el número de protones y el de electrones es el mismo.  - Configuración electrónica: número de electrones de cada nivel energético ocupado total o parcialmente.  - Valencia atómica: descripción del número de enlaces químicos que puede tener el átomo. Depende del número de electrones que ocupen la capa electrónica más externa del átomo.  - Electronegatividad: magnitud que mide la capacidad de atracción de los electrones compartidos en un enlace covalente por uno de los átomos.  - Afinidad electrónica: magnitud que mide la avidez o capacidad de un átomo de captar electrones.  Si quieres ampliar la información sobre el tema y conocer a fondo las características e historia de cada elemento, no dejes de entrar en este enlace de Educaplus [[VER](http://tablaperiodica.educaplus.org/)]. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC170 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/Cuaderno del profesor |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar descripción “Interactivo para mostrar qué son los elementos químicos, cuáles son sus propiedades y cómo se clasifican” por “Interactivo que muestra la forma de interpretar la información de los elementos en la tabla periódica”  Cambiar título “Los elementos químicos” por “La información que suministra la tabla periódica” |
| **Título** | La información que suministra la tabla periódica |
| **Descripción** | Interactivo que muestra la forma de interpretar la información de los elementos en la tabla periódica |
| **Fichas** | **Ficha del profesor**  **Objetivo**  Este interactivo pretende capacitar al estudiante para extraer y comprender la información dada en cada una de las casillas de la tabla periódica para cada elemento. Se explica qué es cada uno de los datos visibles y qué propiedades del elemento se definen tomando como ejemplo el átomo de cloro.  **Propuesta**  **Antes de la presentación**  Conviene presentar la tabla periódica en su totalidad y luego localizar la ubicación del cloro, que será el elemento que servirá de ejemplo en el interactivo.  **Durante la presentación**  Al seleccionar los diferentes datos alfanuméricos mostrados en la casilla que corresponde al cloro, se abre una ficha que explica lo que significa cada uno de ellos. Antes de hacer clic en cada elemento, recomendamos que se haga una presentación general de la casilla del cloro en la que se explique los aspectos que se van a trabajar, que son los siguientes:  - El número atómico.  - El número de masa y la masa atómica.  - La valencia.  - La configuración electrónica.  - Los puntos de fusión y ebullición.  - El nombre y símbolo del elemento.  Es importante dejar claro que la característica específica que define a un elemento es el número atómico y que, al determinar el número de electrones, también condiciona el comportamiento químico de ese elemento. Otro aspecto que se debe comentar es el de los decimales en el número de masa. Los estudiantes ya han estudiado en cursos anteriores que el número de masa es la suma del número de protones y de neutrones, por lo que no entenderán la presencia de decimales. Este momento se puede aprovechar para retomar el concepto de isótopo y mencionar que la media del número de masa no es la media aritmética entre las masas de los isótopos existentes de un elemento, sino que el cálculo tiene en cuenta la abundancia relativa de cada isótopo en la naturaleza.  Al trabajar la configuración electrónica, se debe relacionar con su comportamiento químico, según los electrones de valencia, mencionando los niveles de energía y la regla del octeto. En este punto, se introduce el caso especial de los gases nobles.  **Después de la presentación**  Se puede organizar una actividad en grupos, cada uno de los cuales deberá elegir un elemento de la tabla periódica. Luego, cada grupo tendrá que exponer las características de dicho elemento, demostrando así que la explicación se ha entendido.  Para finalizar, conviene aportar ejemplos acerca del origen del nombre de algunos elementos, lo que da pie a hablar un poco acerca de científicos importantes y de la historia de la ciencia.  Para ampliar la información acerca de la tabla periódica, se recomienda la consulta de la página del Centro Nacional de Información y Comunicación Educativa (CNICE) [[VER](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/tabla_period/tabla.htm)]. Si en la clase se plantea abordar la competencia en lengua extranjera (inglés), en ese caso vale la pena hacer clic en el enlace de la Universidad de Nottingham [[VER](http://www.periodicvideos.com/)].  **Ficha del estudiante**  **¿Qué es un elemento químico?**  El uso de la palabra elemento es tan habitual que cuesta verla como algo muy concreto en química. No obstante, es así: un elemento es una sustancia que está formada por átomos que tienen el mismo número atómico, es decir, por átomos que tienen el mismo número de protones.  **La formación de los isótopos**  Al variar el número de neutrones del núcleo de un elemento, se forma un isótopo. Los isótopos de un mismo elemento son distintas formas atómicas de ese mismo elemento. Tienen igual número atómico, pero distinto número de masa.  **La configuración electrónica de los elementos**  Según sea el número de electrones que haya en cada nivel energético, un átomo tendrá una configuración electrónica determinada. Si hay más electrones que protones, obtendremos un ion negativo o anión, mientras que si hay más protones que electrones tendremos un ion positivo o catión.  **Vocabulario adicional**  - Número atómico: indica el número de protones de un átomo. Es específico de cada elemento. En un elemento neutro, el número de protones y el de electrones es igual.  - Peso atómico: indica la masa del átomo. Dado que la masa del electrón es unas 1.800 veces menor que la masa de un protón o un neutrón, el número de masa es la suma de la masa de los protones y los neutrones. Al existir isótopos, el número de masa se calcula como la media ponderada de estos, según su abundancia en la naturaleza.  - Valencia: medida del número de enlaces químicos que puede tener el átomo. Depende del número de electrones que ocupen la capa electrónica externa del átomo.  - Punto de fusión: temperatura a la cual la materia pasa de estado sólido a líquido estableciéndose un equilibrio.  - Punto de ebullición: temperatura a la cual el vapor de líquido ejerce una presión igual a la atmosférica.  - Densidad: relación entre la masa de un material y el volumen que ocupa.  Para ampliar la información sobre el tema, no dejes de consultar la tabla periódica del Centro Nacional de Información y Comunicación Educativa (CNICE) [[VER](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/tabla_period/tabla.htm)]. |

[SECCIÓN 2] ***3.3* *Los elementos metálicos***

Dentro del grupo de los metales se distinguen: metales alcalinos, metales alcalinotérreos y metales de transición.

[SECCIÓN 3] **3.3.1 Los metales alcalinos**

Los **metales alcalinos** son los elementos del grupo 1. El sodio y el potasio son los más abundantes en la naturaleza. Son sólidos blandos, de baja densidad y gran reactividad química, por lo cual no se encuentran en estado nativo, sino formando compuestos en muchos minerales. Reaccionan enérgicamente con el agua formando **hidróxidos**. Como el resto de los metales, son maleables y buenos conductores del calor y la electricidad.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG18 |
| **Descripción** | Fotografía de cristales de cloruro de sodio |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/Las familias o grupos de elementos  FQ\_10\_11\_img4\_small.jpg  [http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14353/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_11_img4_small.jpg](http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14353/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_11_img4_zoom.jpg) |
| **Pie de imagen** | El **sodio** es muy reactivo y solo se encuentra en la naturaleza combinado con otros elementos. Con los no metales forma compuestos iónicos, como el **cloruro de sodio** (en la imagen, cristales de esta sustancia). |

[SECCIÓN 3] **3.3.2 Los metales alcalinotérreos**

Los **metales alcalinotérreos** (grupo 2) se hallan en la naturaleza formando compuestos en los que intervienen con el estado de oxidación +2. Tienen brillo plateado y son blandos. El magnesio es gris, porque en contacto con el aire se recubre de una fina capa de óxido. Son menos reactivos que los metales alcalinos y forman compuestos de carácter iónico.

[SECCIÓN 3] **3.3.3 Los metales de transición**

Los **metales de transición** comprenden los elementos de los grupos 3 a 12*.* Tienen uno o más electrones en el subnivel ***d*** parcialmente lleno y tienen al menos un estado de oxidación bien conocido. Se caracterizan por tener puntos de fusión y densidades elevados.

Presentan tendencia a formar **enlaces metálicos**, lo que se demuestra por la gran variedad de aleaciones en las que intervienen. Generalmente forman compuestos coloreados. Dentro de esta agrupación se encuentran metales de interés económico, como el zinc, el níquel, el platino, el cobre, el hierro, la plata o el oro.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG19 |
| **Descripción** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/Las familias o grupos de elementos  FQ\_10\_11\_img5\_small.jpg |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14353/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_11_img5_zoom.jpg |
| **Pie de imagen** | El **sulfato de cobre** es uno de los compuestos más comunes en que se encuentra el cobre en la naturaleza. |

Dentro de los elementos de transición interna se incluyen los **lantánidos** y los **actínidos**.

* Los **lantánidos** comienzan en el elemento 57 (lantano) y terminan en el 71. Sus propiedades son semejantes a las del elemento lantano, por eso reciben este nombre. El estado de oxidación más frecuente en sus compuestos es +3. No son abundantes en la naturaleza y se hallan formando óxidos, pero también hidróxidos y sales con los halógenos. Tienen múltiples usos en telefonía móvil, radares y tecnología láser, entre otros.
* Los **actínidos** comienzan con el actinio (número atómico 89) e incluyen el torio, el protactinio, el uranio y los elementos transuránicos hasta el laurencio (número atómico 103). Tienen un gran parecido en cuanto a su comportamiento químico con los lantánidos. A excepción del torio y el uranio, fueron sintetizados a partir de reacciones nucleares. Todos son radiactivos. La mayor parte de sus compuestos (como sulfatos, nitratos, halogenuros, percloratos y sulfuros) son solubles, mientras que fluoruros y oxalatos son insolubles en ácidos.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Los supermateriales** |
| Contenido | La industria utiliza los elementos de transición en la construcción de sistemas inteligentes y en la síntesis de materiales más flexibles, resistentes y fuertes, llamados **supermateriales**. |

[SECCIÓN 3] **3.3.4 Los boroideos**

Otros elementos, como los **boroideos**, que son los elementos de la familia del boro, pertenecen al grupo 13. Exceptuando al boro, los demás son metales blandos, buenos conductores del calor y la electricidad. El aluminio es el más abundante y es muy usado en la construcción debido a su gran resistencia a la corrosión.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC180 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/Las familias o grupos de elementos |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar “Descubre las propiedades de los metales” por “Conoce las propiedades de los metales”. Cambiar descripción “Actividad para comprender las relaciones y propiedades de los elementos metálicos” por “Actividad para identificar propiedades de los elementos metálicos” |
| **Título** | Conoce las propiedades de los metales |
| **Descripción** | Actividad para identificar las propiedades de los elementos metálicos |

[SECCIÓN 2] ***3.4 Los elementos no metálicos***

Dentro de los elementos no metálicos encontramos el hidrógeno y grupos como los del carbono, nitrógeno, oxígeno, halógenos y los gases nobles.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG20 |
| **Descripción** | Fotografía aplicación del hidrógeno |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 43478881  The space ship on a background of a planet |
| **Pie de imagen** | El hidrógeno es el único elemento no metálico ubicado por excepción en el grupo 1. Lo usa la NASA como combustible en la propulsión de cohetes. |

* El grupo del **carbono**: se ubican en el grupo 14 de la tabla. El carbono y el silicio constituyen casi el 27% de la corteza terrestre; el primero es el constituyente fundamental de los seres vivos y el silicio, el de las rocas. Sus estados de oxidación más frecuentes son +4 y +2.
* El grupo del **nitrógeno**: se ubican en el grupo 15. Las sales con nitrógeno y fósforo son esenciales para el desarrollo de las plantas. El nitrógeno es uno de los componentes mayoritarios del aire (78 %).
* El grupo del **oxígeno**: se ubican en el grupo 16. El oxígeno es el más abundante y el resto son menos frecuentes. El oxígeno y el azufre son no metales pero el polonio es un metal pesado de poca utilidad. El selenio y el teluro se emplean en la fabricación de semiconductores.
* El grupo de los **halógenos**: son los elementos del grupo 17. No se encuentran libres en la naturaleza pero sí formando sales iónicas con los elementos de los grupos 1 y 2. A temperatura ambiente, el yodo y el ástato son sólidos, el bromo es líquido y el cloro y el flúor son gaseosos; en sus compuestos, presentan los estados de oxidación +1, +3, +5 y +7 excepto el flúor (-1). El flúor es el más reactivo y el más electronegativo de todos los elementos de la tabla.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG21 |
| **Descripción** | Fotografía de sublimación del yodo |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/Las familias o grupos de elementos  FQ\_10\_11\_img7\_small.jpg  http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14353/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_11_img7_zoom.jpg |
| **Pie de imagen** | **Al calentar yodo sólido se obtiene directamente sus vapores** (sublimación). |

* El grupo de los **gases nobles**: son los elementos del grupo 18. Tienen 8 electrones en el último nivel y una elevada energía de ionización, por lo que son muy estables. Todos son gaseosos, incoloros, inodoros e insípidos.

El helio es el elemento más abundante en el universo. Se usan para fabricar tubos para carteles luminosos (el neón da color rojo; el argón, azul; el kriptón, azul verdoso; y el xenón, violeta), rellenar globos aerostáticos y como refrigerantes.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC190 |
| **Título** | Conoce las características de los no metales |
| **Descripción** | Actividad que permite identificar las propiedades de los no metales |

[SECCIÓN 2] **3.5 *Los metaloides***

Los **metaloides** también se conocen como semimetales debido a que presentan un comportamiento intermedio, es decir, algunas propiedades son similares a los metales aunque menos eficientes y otras son idénticas a los no metales. Pueden ser tanto brillantes como opacos y su forma cambia fácilmente. En su mayoría son conductores térmicos y eléctricos. Son metaloides el boro, silicio, arsénico, telurio, ástato, germanio, antimonio y polonio.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Los elementos químicos se organizan en la tabla periódica de acuerdo con sus propiedades en grupos y períodos. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC200 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/Las familias o grupos de elementos |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** |  |
| **Título** | Conoce las valencias de los elementos |
| **Descripción** | Actividad para practicar las valencias de los elementos |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC210 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/Las familias o grupos de elementos |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** |  |
| **Título** | Reconoce las propiedades de los elemento químicos |
| **Descripción** | Actividad que permite relacionar las propiedades de los elementos |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC220 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/La tabla periódica actual/Practica |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** |  |
| **Título** | Sitúa los elementos en la tabla |
| **Descripción** | Actividad para ubicar distintos elementos en la tabla periódica |

[SECCIÓN 2] **3.6 *Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC230 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: La tabla periódica |
| **Descripción** | Actividades sobre La tabla periódica |

[SECCIÓN 1] **4 Las propiedades periódicas**

Las propiedades de los elementos varían a lo largo de los períodos y de los grupos de la tabla periódica. Gracias a ello, conociendo la posición del elemento en la tabla, podemos predecir la tendencia de los valores que tendrán dichas propiedades.

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC240 |
| **Título** | Las propiedades periódicas de los elementos |
| **Descripción** | Interactivo que muestra las propiedades periódicas y cómo varían en la tabla periódica |

[SECCIÓN 2] **4.1 *El potencial de ionización***

El **potencial de ionización** es la energía necesaria para remover un electrón a un átomo que cumpla con las siguientes condiciones: se encuentre en su estado fundamental, este aislado y en fase gaseosa.

En los elementos de un mismo grupo, el potencial de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico, es decir, de arriba abajo. Por ejemplo, en el grupo 1, el litio presenta el mayor potencial de ionización y el francio el menor. Esto se debe a que el último electrón se sitúa en orbitales cada vez más alejados del núcleo y, por tanto, es menos retenido y más fácil de remover.

Dentro de un mismo período, dicho potencial crece a medida que aumenta el número atómico, es decir, de izquierda a derecha. Por ejemplo en el período 2 el litio presenta el menor potencial de ionización y el neón el mayor. Este último elemento al igual que todos los gases nobles tienen los más altos potenciales de ionización debido a que tienen la capa electrónica completa y difícilmente se puede retirar un electrón de esta.

[SECCIÓN 2] **4.2 *El radio atómico***

El **radio atómico** proporciona información sobre el tamaño del átomo. Para determinarlo es necesario reconocer la distancia que hay entre el núcleo y la capa de valencia donde se encuentran los electrones más externos.

En los grupos aumenta de arriba hacia abajo y en los períodos disminuye de izquierda a derecha, esto sucede por el aumento en la carga nuclear.

En la actualidad se emplean técnicas de difracción de neutrones, de electrones o de rayos X, donde se determina la distancia media entre los núcleos de dos átomos y así poder cuantificar el radio atómico.

[SECCIÓN 2] **4.3 *El radio iónico***

La distancia entre el centro del núcleo y el electrón más estable y alejado del ion se conoce como **radio iónico**.Su variación en la tabla periódicano presenta una tendencia clara, debido a que depende de la carga de ion (positiva o negativa), pues muchos elementos pueden formar más de un ion y sus cargas pueden variar. El radio iónico de los cationes es menor que el radio atómico, y el de los aniones es mayor, debido a la pérdida y ganancia de electrones respectivamente.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Los iones** |
| **Contenido** | Los **iones** son átomos o moléculas con carga eléctrica. Así, las partículas con carga positiva se denominan **cationes** y las partículas con carga negativa se conocen como **aniones**. |

[SECCIÓN 2] **4.4 *La afinidad electrónica***

La **afinidad electrónica** o electroafinidad se define como la de energía involucrada cuando un átomo neutro, en estado fundamental y en fase gaseosa, captura un electrón para formar el ion negativo o anión correspondiente.

En los grupos de la tabla periódica la afinidad electrónica aumenta de abajo hacia arriba y en los períodos de izquierda a derecha.

[SECCIÓN 2] **4.5 La electronegatividad**

La **electronegatividad** mide la tendencia de un átomo a atraer electrones cuando está enlazado con otro. Cuanto mayor es este valor, mayor es también su capacidad para atraerlos. Linus Pauling estableció una escala en la que el flúor presenta el valor máximo (4) y el cesio el menor valor de electronegatividad (0,7).

En la tabla periódica, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha a lo largo de los períodos y disminuye de arriba hacia abajo en cada grupo.

La electronegatividad es útil para conocer el tipo de enlace que forman dos átomos: si su electronegatividad es similar, el enlace será de baja polaridad o no polar. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad, mayor será también la polaridad del enlace.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_IMG22 |
| **Descripción** | Fotografía de las electronegatividades de los elementos |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/La tabla periódica actual  FQ\_10\_11\_img1\_small.jpg  http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14353/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_11_img1_zoom.jpg |
| **Pie de imagen** | Representación de los valores de electronegatividad de Pauling en la tabla periódica. Dentro de un período, la electronegatividad aumenta hacia la derecha y en un grupo hacia arriba. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC250 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/Ejercitación y competencias/Practica |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** |  |
| **Título** | Resuelve un crucigrama sobre los elementos químicos |
| **Descripción** | Actividad que permite reforzar conceptos asociados a los elementos químicos |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC260 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/Las familias o grupos de elementos |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** |  |
| **Título** | ¿Qué sabes sobre los elementos de la tabla periódica? |
| **Descripción** | Actividad que permite afianzar las propiedades de los elementos de algunos grupos de la tabla periódica |

[SECCIÓN 2] **4.6 *Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC270 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Las propiedades periódicas |
| **Descripción** | Actividades sobre Las propiedades periódicas |

[SECCIÓN 1] **5 Competencias**

Pon a prueba tus capacidades y aplica lo aprendido con estos recursos.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC280 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los elementos químicos/Ejercitación y competencias/Practica |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** |  |
| **Título** | Competencias: estudio de las propiedades de los metales |
| **Descripción** | Actividad que propone realizar una práctica de laboratorio comparar las propiedades de algunos metales |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC290 |
| **Título** | Competencias: reconocimiento de espectros de emisión de metales |
| **Descripción** | Actividad que propone una práctica de laboratorio para reconocer metales en sales a través de sus espectros de emisión |

SECCIÓN 1] **Fin de unidad**

|  |  |
| --- | --- |
| **Mapa conceptual** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC300 |
| **Título** | Mapa conceptual |
| **Descripción** | Mapa conceptual del tema El átomo y el sistema periódico |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC310 |
| **Título** | Evaluación |
| **Descripción** | Evalúa tus conocimientos sobre el tema El átomo y el sistema periódico |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Webs de referencia** | | |
| **Código** | CN\_10\_10\_REC330 | |
| **Web 01** | Historia de los modelos atómicos. | <http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/modelos.htm> |
| **Web 02** | Configuración electrónica. | <http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/celectron.htm> |
| **Web 03** | Tabla periódica. | <http://www.educaplus.org/play-188-Tabla-peri%C3%B3dica.html> |
| **Web04** | Etimología de los elementos químicos. | <http://www.pliegosdeyuste.eu/n4pliegos/juanhernandez.pdf> |
| **Web**  **05** | Propiedades periódicas. | <http://contenidos.educarex.es/mci/2010/06/propiedades.html> |