|  |  |
| --- | --- |
| Título del guion | Las reacciones químicas |
| Código del guion | CN\_10\_13\_CO |
| Descripción | Cuando se enciende un vehículo se genera una reacción de combustión que produce dióxido de carbono, uno de los causantes de la contaminación atmosférica. Descubre cómo se representan las reacciones químicas y aprende a realizar cálculos estequiométricos. |

[SECCIÓN 1] **1 La ecuación química**

Una **reacción química** es el proceso por el cual dos o más sustancias llamadas **reactantes** se transforman en otras distintas, denominadas **productos**. Esta transformación se lleva a cabo mediante una reorganización de los átomos, que consiste en la destrucción de los enlaces existentes entre los átomos de los reactantes y la formación de otros nuevos que dan lugar a los productos. La ruptura y formación de enlaces está asociada a la absorción y liberación de energía. Por ello, en toda reacción química hay un **intercambio de energía** con el medio.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Diferencia entre reactivo y reactante** |
| Contenido | Aunque en la mayoría de ocasiones suelen verse como sinónimos, los conceptos **reactivo** y **reactante** difieren: el primero hace alusión a una sustancia potencialmente reactiva que se encuentra almacenada en un recipiente, mientras el segundo indica la sustancia presente en el proceso de interactuar con otra en una reacción química. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG01 |
| **Descripción** | Ilustración de reacción de oxidación |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | |  |  | | --- | --- | | 267940160  Steel pipe pile up together | 12914245  http://thumb7.shutterstock.com/display_pic_with_logo/340453/129142451/stock-photo-cross-section-of-decaying-apple-isolated-on-white-129142451.jpg | |
| **Pie de imagen** | Cuando un metal o algunos alimentos se dejan al aire libre experimentan un proceso de oxidación. Esto sucede debido a la **reacción** de los elementos que los constituyen con el oxígeno, de la cual se forma un nuevo compuesto. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC10 |
| **Título** | La representación de las ecuaciones químicas |
| **Descripción** | Secuencia de imágenes que permite mostrar los términos y símbolos que se utilizan en la escritura de las ecuaciones químicas |

[SECCIÓN 2] ***1.1 La escritura de una ecuación química***

Las **reacciones químicas** se representan mediante símbolos en **ecuaciones químicas** donde los **reactantes** se escriben a la izquierda y los **productos** a la derecha, separados por una flecha que indica la dirección en que avanza la reacción. A la izquierda de cada compuesto se ubican los coeficientes estequiométricos, que dan cuenta de la cantidad de sustancia en los reactantes y en los productos.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG02 |
| **Descripción** | Ilustración de reacción de descomposición de agua |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4°ESO/Física y química/Las reacciones químicas/¿Qué es una reacción química?  **Cambiar en la original “reactivos” por “reactantes”** |
| **Pie de imagen** | En la imagen se muestra la ecuación que representa la descomposición de la molécula de agua. Observa que no se escribe el coeficiente a la izquierda del oxígeno (1), porque se entiende que la fórmula del elemento o compuesto ya representa una unidad del mismo. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | La flecha en una ecuación química indica hacia dónde se desplaza la reacción. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC20 |
| **Título** | ¿Qué significa el símbolo? |
| **Descripción** | Actividad que permite identificar los diferentes símbolos en una ecuación química |

[SECCIÓN 2] ***1.2 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC30 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: La ecuación química |
| **Descripción** | Actividades sobre La ecuación química |

[SECCIÓN 1] **2 Los tipos de reacciones químicas**

Existen numerosas y distintas reacciones químicas. Para estudiarlas mejor, se clasifican en función de diversos criterios, por ejemplo, según cómo se reorganizan los átomos tras la reacción, según la forma en que transcurre la reacción o según el intercambio de energía que tiene lugar.

Teniendo en cuenta el modo en que se reorganizan los átomos, las reacciones químicas pueden ser: de síntesis, de descomposición, de desplazamiento simple o doble, y de oxidación-reducción. Según el intercambio de energía, las reacciones se clasifican en exotérmicas y en endotérmicas, y según la forma en que transcurre la reacción, se agrupan en reversibles e irreversibles.

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC40 |
| **Título** | Las clases de reacciones químicas |
| **Descripción** | Interactivo que permite explicar los diferentes tipos de reacciones químicas |

[SECCIÓN 2] ***2.1 Reacciones de combinación***

**En las reacciones de combinación** (síntesis) dos o más sustancias sencillas (A y B) se unen para formar una más compleja (AB), lo cual ocurre en procesos como la polimerización de plásticos y la síntesis de medicamentos y productos industriales.

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (48).gif |
| CN\_10\_13\_formula01 |

Por ejemplo, la reacción de síntesis entre el óxido sulfúrico (SO3) y el agua (H2O) da como producto el ácido sulfúrico (H2SO4).

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (51).gif** |
| CN\_10\_13\_formula02 |

[SECCIÓN 2] ***2.2 Reacciones de desplazamiento simple***

Cuando en una reacción un elemento (A) cambia su lugar con un elemento (B) de otro compuesto,se dice que la reacción esde **desplazamiento simple**.

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (52).gif** |
| CN\_10\_13\_formula03 |

Esto ocurre por ejemplo, en el funcionamiento de algunas pilas, donde se intercambian el magnesio (Mg) y el cobre (Cu) que se encuentra en el sulfato de cobre (CuSO4), para producir sulfato de magnesio (MgSO4) y cobre.

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_13\_formula04 |

[SECCIÓN 2] ***2.3 Reacciones de doble desplazamiento***

En las **reacciones de doble** **desplazamiento** dos átomos o grupos de átomos (A y C) que forman parte de dos compuestos distintos intercambian sus posiciones y forman dos nuevos compuestos.

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (54).gif** |
| CN\_10\_13\_formula05 |

Por ejemplo, el nitrato de plata (AgNO3) y el cloruro de sodio (NaCl) intercambian los átomos de plata (Ag) y de sodio (Na), para formar cloruro de plata (AgCl) y nitrato de sodio (NaNO3).

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (56).gif** |
| CN\_10\_13\_formula06 |

Dentro de este grupo se encuentran las reacciones ácido-base y las reacciones de precipitación.

* Las **reacciones ácido-base** son las que ocurren entre un ácido y una base, y sus productos son: una sal formada por el catión de la base y el anión del ácido, y agua, por ello también se conocen como **reacciones de neutralización**. Por ejemplo, en la formación de sulfato de sodio (Na2SO4) reacciona el ácido sulfúrico (H2SO4) con el hidróxido de sodio (NaOH) y como producto secundario se obtiene agua (H2O).

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (57).gif** |
| CN\_10\_13\_formula07 |

* Las **reacciones de precipitación** son aquellas en las que se obtiene un producto sólido no soluble en el medio de reacción (por lo general, una disolución acuosa). Este tipo de reacción ocurre por ejemplo en la fabricación de queso por precipitación de las proteínas de la leche y en la formación de yoduro de plomo (PbI2).

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG03 |
| **Descripción** | Ilustración de la reacción de formación del yoduro de plomo |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14770/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_12_img2_zoom.jpg http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14770/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_12_formula19_resized.gif  Hispánica 001AQU01.jpg |
| **Pie de imagen** | De la reaccion entre el nitrato de plomo (Pb(NO3)2) y el yoduro de sodio (NaI) se obtiene yoduro de plomo (PbI2), que es un precipitado amarillo, y nitrato de sodio (NaNO3). |

[SECCIÓN 2] ***2.4 Reacciones de descomposición***

Las **reacciones de descomposición** se dan cuando una sustancia (AB) se transforma en otras más sencillas (A y B).

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (58).gif** |
| CN\_10\_13\_formula08 |

Por ejemplo, la descomposición del carbonato de calcio (CaCO3) por la acción de calor produce óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO2).

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (59).gif** |
| CN\_10\_13\_formula09 |

[SECCIÓN 2] ***2.5 Reacciones de oxidación-reducción***

En las **reacciones de oxidación-reducción** o **redox** se efectúa una transferencia de electrones entre unas sustancias que los pierden (se oxidan A0 a A+2) y otras que los ganan (se reducen B0 a B-2).

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (61).gif** |
| CN\_10\_13\_formula10 |

Por ejemplo, la reacción de metales como el cobre (Cu) con disolución de nitrato de plata (AgNO3) produce plata (Ag) y nitrato de cobre (CuNO3).

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (62).gif** |
| CN\_10\_13\_formula11 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG04 |
| **Descripción** | Ilustración de combustión de vela |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 105989798  Close up of Candle light  Parafina + O2 → CO2 + H2O + energía |
| **Pie de imagen** | Las **reacciones de combustión** son un tipo de reacciones redox que producen agua (H2O) y dióxido de carbono (CO2) y liberan energía en forma de luz y calor. |

Si deseas practicar sobre las reacciones redox, puedes ingresar a la página educativa del Gobierno de Aragón [VER]. (http://e-ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1169/html/21\_reacciones\_de\_oxidacinreduccin.html)

[SECCIÓN 2] ***2.6 Reacciones endotérmicas y exotérmicas***

En toda reacción química se produce un intercambio de energía con el medio, por tanto, según este criterio, las reacciones se pueden clasificar en endotérmicas y exotérmicas.

* Las **reacciones exotérmicas o exoenergéticas** desprenden energía en forma de calor. Por ejemplo, la reacción de la cal viva (CaO) con el agua (H2O) produce hidróxido de calcio (Ca(OH)2) y calor.

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_13\CN_11_13_correcc Vivi\Formulas\CN_10_13_formula12 .gif** |
| CN\_10\_13\_formula12 |

* Las **reacciones endotérmicas o endoenergéticas** absorben energía del medio para efectuarse, lo cual se evidencia en la cotidianidad cuando cocinamos los alimentos o recargamos la batería del celular.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG05 |
| **Descripción** | Ilustración de formación de ozono |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 171095117 |
| **Pie de imagen** | La formación del ozono por absorción de energía solar es una **reacción endotérmica**. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Las reacciones endotérmicas requieren suministro de energía para realizarse, mientras que las exotérmicas liberan energía cuando se efectúan. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC50 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4°ESO/Física y Química/Las reacciones químicas/Los tipos de reacciones químicas |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar descripción “Actividad diseñada para entender que hay reacciones que emiten energía y otras que la absorben” por “Actividad que explica la diferencia entre las reacciones que emiten energía y las que la absorben” |
| **Título** | Descubre las reacciones exoenergéticas y endoenergéticas |
| **Descripción** | Actividad que explica la diferencia entre las reacciones que emiten energía y las que la absorben |

[SECCIÓN 2] ***2.7 Reacciones reversibles e irreversibles***

Existen reacciones en las que casi todos los reactantes se transforman en productos. Estas se conocen como **reacciones directas** o **irreversibles**,pues se dan en un solo sentido.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG06 |
| **Descripción** | Ilustración de una reacción irreversible |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | Reactantes  Productos  **NaOH + HCl NaCl + H2O** |
| **Pie de imagen** | Las **reacciones irreversibles** se representan a través de una flecha que indica la dirección de la reacción. Por ejemplo, la producción de cloruro de sodio (NaCl) y agua (H2O) a partir de hidróxido de sodio (NaOH) y ácido clorhídrico (HCl). |

Hay otras reacciones en las que los productos reaccionan entre sí para volver a dar los reactantes, de modo que estos nunca se consumen del todo y lo que se obtiene al final de la reacción es una mezcla de reactantes y productos. Estas reacciones se denominan **reversibles**.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG07 |
| **Descripción** | Ilustración de reacción irreversible |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | **3** |
| **Pie de imagen** | Las reacciones **reversibles** se suelen indicar con una doble flecha, pues representan la **reacción directa** (de reactantes a productos) y la reacción inversa (de productos a reactantes). Esto ocurre, por ejemplo, en la formación del amoniaco. |

Una gran parte de los procesos químicos industriales son reversibles, es decir, se desarrollan a la vez y en direcciones opuestas, como, por ejemplo, la síntesis del amoniaco y del ácido sulfúrico.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Longitud de la flecha** |
| Contenido | Si una ecuación química presenta dos flechas y una de ellas es más larga, indica que la reacción se favorece hacia esa dirección. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC60 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4°ESO/Física y Química/Las reacciones químicas/Los tipos de reacciones químicas |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar descripción “Actividad que permite entender los distintos tipos de reacciones químicas” por “Actividad que permite identificar los distintos tipos de reacciones químicas” |
| **Título** | Reconoce los tipos de reacciones químicas |
| **Descripción** | Actividad que permite identificar los distintos tipos de reacciones químicas |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC70 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | ¿Qué tipo de reacción es? |
| **Descripción** | Actividad que permite clasificar las reacciones químicas de acuerdo con la transformación presentada |

[SECCIÓN 2] ***2.8 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC80 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Los tipos de reacciones químicas |
| **Descripción** | Actividades sobre Los tipos de reacciones químicas |

[SECCIÓN 1] **3 Las leyes ponderales**

Las **leyes ponderales** manifiestan las relaciones cuantitativas entre las sustancias que participan en una reacción química en función de las masas. Dentro de estas se encuentran: la **ley de la conservación de la materia**, la **ley de las proporciones definidas** y la **ley de las proporciones múltiples**.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **¿Qué significa ponderal?** |
| Contenido | La palabra **ponderal** proviene del latín ***ponderāle***, que significa “peso”.Antiguamente se usaba un juego de pesas llamadas ponderales que servía en las balanzas para determinar el peso de los objetos. Actualmente permiten la calibración de las mismas. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC90 |
| **Título** | Las leyes ponderales de las reacciones químicas |
| **Descripción** | Interactivo que muestra las diferentes leyes que rigen las reacciones químicas en función de la masa |

[SECCIÓN 2] ***3.1 La ley de la conservación de la materia***

Debidoa los trabajos desarrollados sobre reacciones químicas, Antoine Lavoisier dedujo que en una reacción la materia permanece constante, aunque experimenta cambios; es decir, que no se crea ni se destruye, solo se transforma. Esta aseveración se conoce como**ley de la conservación de la materia**.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG08 |
| **Descripción** | ilustración de la ley de la conservación de la materia |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | **2Ag + S Ag2S**  (2 x107,9 uma) + 32,1 uma  **Masa de reactantes = Masa de productos**  **=**  247,9 uma |
| **Pie de imagen** | Cuando la plata al reaccionar con el azufre para formar sulfuro de plata, la cantidad total de **materia** en los **reactantes** es igual a la cantidad total de materia en los **productos**, lo cual se puede comprobar si se determinan las masas de las sustancias participantes. Esta reacción se evidencia en la pérdida de lustre de la plata expuesta a medios que contengan azufre. |

[SECCIÓN 2] ***3.2 La ley de las proporciones definidas***

La **ley de las proporciones definidas** fue propuesta por el químico Joseph Proust, quien estableció que los elementos se unen en proporciones de masa definida y constante cuando forman un compuesto, por ejemplo, en la formación del sulfuro de plata (Ag2S) siempre reaccionan en una relación de 107,9 uma de plata por 32,1 uma de azufre. De ello se puede deducir que, si la masa de los diferentes elementos se encuentra en proporciones fijas, también lo estará la cantidad de átomos, que en este caso sería: 2 átomos de plata y 1 de azufre.

[SECCIÓN 2] ***3.3 La ley de las proporciones múltiples***

Después de un arduo trabajo, John Dalton enunció la **ley de las proporciones múltiples**, según la cual dos elementos pueden combinarse para más de un compuesto, de forma que la masa variable de uno de ellos que se combina con una fija del otro está en relación de números enteros sencillos.

Por ejemplo, en los compuestos CO y CO2 se encuentra como masa fija 12,0 g de carbono, y como masas variables 16,0 g y 32,0 g de oxígeno respectivamente, lo cual al dividirse por la masa atómica del elemento (16,0 g) genera una relación 1:2 del oxígeno en los dos compuestos.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Las **leyes ponderales** permiten establecer las relaciones de masa entre las sustancias que participan en una **reacción química**. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC100 |
| **Título** | Identifica la ley ponderal |
| **Descripción** | Actividad que permite reconocer las diferentes leyes ponderales |

[SECCIÓN 2] ***3.4 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC110 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Las leyes ponderales |
| **Descripción** | Actividades sobre Las leyes ponderales |

[SECCIÓN 1] **4 El balanceo de ecuaciones químicas**

Toda ecuación química debe estar **balanceada**, es decir, debe haber el mismo número de átomos de cada elemento tanto en los reactantes como en los productos. Para ajustar una ecuación química, se ubican coeficientes estequiométricos en la parte izquierda de las fórmulas de las sustancias.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG09 |
| **Descripción** | Ilustración de ecuación balanceada |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | Código shutterstock 100605043    Ubicar los reactantes y productos en los brazos de una figura de una balanza. |
| **Pie de imagen** | La ecuación que representa la formación del óxido de sodio (Na2O) se encuentra balanceada, pues el número de átomos de cada uno de los elementos es igual en los reactantes y en el producto. Para obtener el número de átomos de cada elemento se multiplica el subíndice por el coeficiente. |

Para balancear las ecuaciones existen varios métodos, los más usados son: **tanteo**, **oxidación-reducción** e **ion-electrón**.

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC120 |
| **Título** | Los métodos de balanceo de ecuaciones |
| **Descripción** | Interactivo que explica las diferentes maneras de balancear las ecuaciones químicas |

[SECCIÓN 2] ***4.1 El método de tanteo***

El **método de tanteo** consiste en ubicar coeficientes que permitan igualar el número de átomos a lado y lado de la ecuación química.

Por ejemplo, para balancear la ecuación que representa la formación de cloruro de aluminio:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (64).gif** |
| CN\_10\_13\_formula13 |

1. Contabilizamos los átomos de los metales, en este caso, del aluminio, que presenta 1 átomo en los reactantes y 1 átomo en los productos, lo que indica que están balanceados.
2. Revisamos el número de átomos de los elementos no metálicos diferentes al hidrógeno y al oxígeno, es decir, el cloro que presenta 1 átomo en los reactantes y 3 átomos en los productos. Por ello ubicamos el coeficiente 3 en el HCl, para equilibrar el número de átomos del cloro:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (66).gif** |
| CN\_10\_13\_formula14 |

1. Contabilizamos el número de átomos del hidrógeno.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG10 |
| **Descripción** | Ilustración de balanceo de ecuación |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 3HCl + Al(OH)3 AlCl3 + 3H2O  3 x 2 = 6  3  +  3  6 |
| **Pie de imagen** | En los **reactantes** encontramos en total 6 átomos de H, por ello, el **coeficiente** que ubicamos en el agua es 3, para que, al multiplicarse con el subíndice 2, iguale el número de átomos de hidrógeno. |

1. Revisamos el número de átomos de oxígeno, que presenta 3 átomos en los reactantes y 3 en los productos.
2. Verificamos que la ecuación haya quedado completamente balanceada, repitiendo el conteo de átomos de todos los elementos.
3. Obtenemos la ecuación balanceada:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (67).gif |
| CN\_10\_13\_formula15 |

[SECCIÓN 2] ***4.2 El método oxidación-reducción***

Para balancear una ecuación por el **método de oxidación-reducción** o **redox**,es necesario que haya transferencia de electrones, es decir, que por lo menos un elemento ceda electrones (se oxide) y otro gane electrones (se reduzca).

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG11 |
| **Descripción** | Ilustración de términos redox en un plano cartesiano |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Cuando un elemento pierde electrones, se dice que se **oxida** y por tanto, actúa como **agente reductor**, por el contrario, si gana electrones, se **reduce** y actúa como **agente oxidante**. |

Por ejemplo, para balancear la ecuación que representa la formación de nitrato de cobre a partir de cobre puro y ácido nítrico:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (68).gif |
| CN\_10\_13\_formula16 |

1. Ubicamos los números de oxidación de todos los elementos:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_formula17 |
| **Descripción** | Ilustración de estados de oxidación |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** |  |

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Cuando un elemento se encuentra puro, su **estado de oxidación** es cero (0). |

1. Identificamos los elementos que cambian su número de oxidación.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_imágen12 |
| **Descripción** | Ilustración de elementos que cambian número de oxidación |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Los elementos que cambian su número de oxidación son: el cobre, de 0 a +2, es decir pierde dos electrones y el nitrógeno, de +5 a +2, gana tres electrones. |

1. Escribimos las ecuaciones parciales con los elementos que se oxidan (pierden electrones) y se reducen (ganan electrones):

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (70).gif |
| CN\_10\_13\_formula18 |

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (72).gif |
| CN\_10\_13\_formula19 |

1. Balanceamos las ecuaciones igualando la pérdida a la ganancia de electrones:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG13 |
| **Descripción** | ilustración de balanceo de ecuaciones |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Para balancear las **ecuaciones parciales** es necesario igualar el número de electrones, por ello la ecuación del cobre se multiplica por 3 y la del nitrógeno por 2. Luego se realiza la respectiva suma de ecuaciones parciales, para determinar los coeficientes que se usarán en la reacción general. |

1. Ubicamos los coeficientes obtenidos en la ecuación inicial:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (73).gif |
| CN\_10\_13\_formula20 |

1. Terminamos de balancear la ecuación por el método de tanteo:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (74).gif |
| CN\_10\_13\_formula21 |

[SECCIÓN 2] ***4.3 El método ion-electrón***

Las ecuaciones que se balancean por el métododel **ion-electrón** debenrepresentar **reacciones redox**,además,es necesario conocer si el medio en el que se efectúo la reacción es neutro, ácido o básico.

Por ejemplo, balancear la ecuación que representa la reacción entre el yodo (I2) y el ion nitrato (NO3)-1 en medio ácido:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif |
| CN\_10\_13\_formula22 |

1. Identificamos las especies químicas donde hay elementos que cambian su número de oxidación:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG14 |
| **Descripción** | ilustración de reacción iónica |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | En el yodo molecular (I2) y en los iones se observa el cambio en los **números de oxidación**. Los números escritos con rojo indican la carga del ion y con azul el estado de oxidación de cada elemento. |

1. Escribimos las ecuaciones parciales iónicas de oxidación y reducción.

Para oxidación:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (76).gif |
| CN\_10\_13\_formula23 |

Para reducción:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (77).gif |
| CN\_10\_13\_formula24 |

1. Balanceamos por tanteo los átomos diferentes al hidrógeno y al oxígeno:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (78).gif |
| CN\_10\_13\_formula25 |

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (80).gif |
| CN\_10\_13\_formula26 |

1. Balanceamos los átomos de oxígeno adicionando moléculas de agua:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (81).gif |
| CN\_10\_13\_formula27 |

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (82).gif |
| CN\_10\_13\_formula28 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Balanceo ion-electrón de acuerdo con el medio** |
| Contenido | Si el medio en el que se desarrolla la reacción es neutro o ácido, se adicionan moléculas de agua en el lado contrario, para nivelar los átomos de oxígeno, e iones hidronio (H+1) para balancear los átomos de hidrógeno donde se requiera. Si está en medio básico, se adicionan moléculas de agua en el mismo lado donde estén los oxígenos y el doble de iones hidroxilo (OH) en el lado opuesto. |

1. Balanceamos los átomos de hidrógeno con iones hidronio (H+1), porque la reacción se encuentra en medio ácido:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (83).gif |
| CN\_10\_13\_formula29 |

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (84).gif |
| CN\_10\_13\_formula30 |

1. Contabilizamos la carga total en cada lado de las ecuaciones parciales y equilibramos con electrones:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (85).gif |
| CN\_10\_13\_formula31 |

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (86).gif |
| CN\_10\_13\_formula32 |

1. Igualamos el número de electrones y sumamos las ecuaciones parciales:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_IMG15 |
| **Descripción** | ilustración suma de ecuaciones parciales |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Para igualar el número de electrones es necesario multiplicar la primera ecuación por 3 y la segunda por 10. Cuando se suman las ecuaciones parciales hay que cancelar H+1 y H2O, que aparecen en los lados de la ecuación. |

1. Tenemos la ecuación balanceada:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif |
| CN\_10\_13\_formula33 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Una ecuación está balanceada cuando el número total de átomos de cada elemento de los reactantes es igual al de los productos. |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC130 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4°ESO/Física y Química/Las reacciones químicas/Los cálculos estequiométricos |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar título “Iguala las ecuaciones químicas” por “Balancea las ecuaciones químicas”. Cambiar descripción “Actividad para practicar el equilibrio de las ecuaciones químicas” por “Actividad para practicar el balanceo de ecuaciones químicas” |
| **Título** | Balancea las ecuaciones químicas |
| **Descripción** | Actividad para practicar el balanceo de ecuaciones químicas |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC140 |
| **Título** | Practica los métodos de balanceo (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Descripción** | Actividad que permite balancear ecuaciones químicas aplicando alguno de los métodos |

[SECCIÓN 2] ***4.4 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC150 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: El balanceo de ecuaciones químicas |
| **Descripción** | Actividades sobre El balanceo de ecuaciones químicas |

[SECCIÓN 1] **5 Los cálculos estequiométricos**

La **estequiometría** nos permite calcular las cantidades de sustancias que reaccionan o se producen, a partir de unos datos iniciales y de los expresados en la ecuación química que representa la reacción.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Toda reacción química se rige por dos leyes fundamentales: la de Lavoisier o ley de conservación de la masa, y la de Proust o ley de las proporciones definidas. |

Antes de realizar cualquier cálculo estequiométrico, debemos escribir la ecuación química completa y balanceada. Este paso es muy importante, porque un error en la fórmula de las sustancias o en los coeficientes estequiométricos de la ecuación hará que todos los cálculos posteriores resulten incorrectos.

Al balancear la ecuación, sabemos la proporción en la que reaccionan los reactantes y se forman los productos. La ecuación se lee en términos de moles o de moléculas. Por ejemplo, la ecuación:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif |
| CN\_10\_13\_formula34 |

En moles se lee: **dos moles** de aluminio (Al) se combinan con **seis moles** de ácido clorhídrico (HCl) para producir **dos moles** de cloruro de aluminio (AlCl3) y **tres moles** de hidrógeno (H2). En moléculas se lee: **dos moléculas** de aluminio (Al) se combinan con **seis moléculas** de ácido clorhídrico (HCl) para producir **dos moléculas** de cloruro de aluminio (AlCl3) y **tres moléculas** de hidrógeno (H2).

Según los datos de los ejercicios y el resultado solicitado, se establecen relaciones de cálculos **masa-masa**, **mol-mol** y **mol-masa**.

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC160 |
| **Título** | La estequiometría de las reacciones químicas |
| **Descripción** | Interactivo que permite mostrar varios ejemplos de los diferentes cálculos estequiométricos |

[SECCIÓN 2] ***5.1 Cálculos masa-masa***

Para realizar **cálculos** **masa-masa** espertinente determinar las masas molares de las sustancias que participen en la reacción química.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | La **masa de un mol** de sustancia coincide numéricamente con la masa molecular relativa de dicha sustancia, pero la masa molecular relativa se expresa en unidades de masa atómica (uma), mientras que la masa del mol se expresa en unidades de masa, es decir, en gramos (g). |

Por ejemplo, ¿cuántos g de CaCO3 se requieren para producir 3 g de CaO?

1. Escribimos la ecuación química balanceada:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (89).gif |
| CN\_10\_13\_formula35 |

1. Determinamos las masas molares de los compuestos relacionados en el ejercicio, es decir, la del CaCO3  y CaO:

CaCO3 = [(40,1 × 1) + (12,0 × 1) + (16,0 × 3)] = 100,1 g/mol de CaCO3

CaO = [(40,1 × 1) + (16,0 ×1)] = 56,1 g/mol de CaO

1. Tratamos los datos mediante un factor de conversión simple, donde ubicamos las masas molares:

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_13\CN_11_13_correcc Vivi\Formulas\CN_10_13_fórmula36.gif** |
| CN\_10\_13\_formula36 |

Para obtener 3 g de CaO es necesario que reaccionen 5,35 g de CaCO3.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC170 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | Determina la masa en gramos |
| **Descripción** | Actividad que permite ejercitar los cálculos estequiométricos masa a masa |

[SECCIÓN 2] ***5.2 Cálculos mol-mol***

Para medir la cantidad de sustancia en una reacción química, se utiliza el **mol**, el cual contiene 6,02 × 1023 partículas, cifra que se conoce como número de Avogadro (NA). En la ecuación química los coeficientes estequiométricos dan cuenta del número de moles.

Por ejemplo, ¿cuántos moles de hidróxido de sodio se obtienen a partir de 7 moles de sodio?

1. Escribimos la ecuación balanceada:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (91).gif |
| CN\_10\_13\_formula37 |

1. Analizamos la relación de los coeficientes estequiométricos de la ecuación, según la cual, a partir de 2 moles de sodio se obtiene la misma cantidad de moles de hidróxido de sodio, es decir, 2.
2. Planteamos el factor de conversión:

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_13\CN_11_13_correcc Vivi\Formulas\CN_10_13_fórmula38.gif** |
| CN\_10\_13\_formula38 |

Por tanto, a partir de 7 moles de sodio se obtendrán 7 moles de hidróxido de sodio.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC180 |
| **Título** | Halla la cantidad de moles (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Descripción** | Actividad para practicar los cálculos estequiométricos que involucran moles de sustancias |

[SECCIÓN 2] ***5.3 Cálculos masa-mol y mol-masa***

Los **cálculos masa-mol** y **mol-masa** relacionan las masas molares y el número de moles de las sustancias que intervienen en una reacción química.

Por ejemplo, ¿cuántos g de N2 se requieren para obtener 2,5 moles de NO en la formación de *smog*?

1. Escribimos la ecuación balanceada:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (94).gif** |
| CN\_10\_13\_formula39 |

1. Determinamos la masa molar y el número de moles de las sustancias que menciona el ejercicio:

Masa molar del N2 = 14,0 g × 2 = 28,0 g de N2

Moles producidos de NO = 2

1. Planteamos el factor de conversión usando los datos del problema y los hallados anteriormente:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_formula40 |
| **Descripción** | Ilustración de factor de conversión |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** |  |

Para obtener 2,5 moles de NO deben reaccionar 35 g de N2.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC190 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | Calcula las masas y las moles |
| **Descripción** | Actividad para ejercitar los cálculos estequiométricos de sustancias en masa y moles |

[SECCIÓN 2] ***5.4 Cálculo del reactante límite***

En la mayoría de las reacciones los reactantes no se consumen al mismo tiempo. Aquel que se acaba por completo se conoce como **límite** o **limitante** y el que sobra se conoce como **reactante** en **exceso.** Para reconocer cómo actúan los reactantes es necesario calcular el número de moles de producto que genera cada uno y el que obtenga el menor valor es el limitante.

Por ejemplo, ¿cuál es el reactante límite en la formación de HCl, si se tienen 3 moles de H2 y 5 moles de Cl2?

1. Escribimos la ecuación balanceada:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (96).gif** |
| CN\_10\_13\_formula41 |

1. Determinamos el número de moles que produce cada reactante por separado. Para ello usamos los coeficientes de la ecuación química y los datos entregados en el ejercicio.

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_13\CN_11_13_correcc Vivi\Formulas\CN_10_13_fórmula42  .gif** |
| CN\_10\_13\_formula42 |

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (98).gif** |
| CN\_10\_13\_formula43 |

El reactante que primero se consume y actúa como **limitante** de la reacción es el H2, pues solamente alcanza a producir 6 moles de HCl, mientras que el Cl2 podría obtener hasta 10 moles del producto, pero se ve limitado por la ausencia del H2, es decir, que el Cl2 se encuentra en **exceso**.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC200 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | Determina el reactante límite |
| **Descripción** | Actividad para hallar el reactante límite en una reacción química |

[SECCIÓN 2] ***5.5 Cálculo del porcentaje de pureza***

El **porcentaje de pureza** indica la cantidad de masa real que presentan los reactantes, pues, por lo general, traen consigo trazas o impurezas de otras sustancias. Para calcularlo es necesario aplicar la siguiente ecuación:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_formula44 |
| **Descripción** | Ilustración de ecuación de porcentaje de pureza |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** |  |

Por ejemplo, ¿cuál es la pureza del cobre, si se hace reaccionar una muestra de 50 g con un exceso de HNO3 y se obtienen 15 g de agua? De acuerdo con la ecuación:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_13\_formula 45 |

1. Determinamos el número de moles de agua formados experimentalmente:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\2.gif** |
| CN\_10\_13\_formula46 |

1. Calculamos el número de moles de cobre que reaccionan, a nivel experimental:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_13\_formula47 |

1. Determinamos la masa molar experimental del cobre:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\1.gif** |
| CN\_10\_13\_formula48 |

1. Aplicamos la ecuación para determinar la pureza del cobre:

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_13\CN_11_13_correcc Vivi\Formulas\CN_10_13_fórmula49.gif** |
| CN\_10\_13\_formula49 |

El porcentaje de pureza del cobre es de aproximadamente 79 %.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC210 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | ¿Qué tan puro es? |
| **Descripción** | Actividad que permite determinar la pureza de un reactante |

[SECCIÓN 2] ***5.6 Cálculo del rendimiento de la reacción***

Para realizar el **cálculo del rendimiento de la reacción** es necesario conocer la **producción real** o **experimental** de la sustancia en laboratorio y determinar la **producción teórica.** El rendimiento de una reacción se expresa en porcentaje:

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_13\CN_11_13_correcc Vivi\Formulas\CN_10_13_fórmula50.gif** |
| CN\_10\_13\_formula50 |

Por ejemplo, ¿cuál es el rendimiento de la reacción de formación de HCl, si al reaccionar 5 g de H2 se obtuvo en el laboratorio 168 g del compuesto?

1. Escribimos la ecuación química balanceada:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\6.gif** |
| CN\_10\_13\_formula51 |

1. Hallamos las masas molares de los compuestos que intervienen en el ejercicio:

H = 1,0 g × 2 = 2,0 g

HCl = (1,0 g × 1) + (35,5 g × 1) = 36,5 g

1. Determinamos la producción teórica haciendo uso del factor de conversión y de los datos del ejercicio:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_formula52 |
| **Descripción** | Ilustración de factor de conversión |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** |  |

La producción teórica del ácido clorhídrico (HCl) es de 182,5 g.

1. Reemplazamos los datos obtenidos en la ecuación establecida, para determinar el rendimiento de la reacción:

|  |
| --- |
| **C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_13\CN_11_13_correcc Vivi\Formulas\CN_10_13_fórmula53.gif** |
| CN\_10\_13\_formula53 |

El rendimiento de la reacción es de 92 %.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Para resolver un problema de estequiometría, utilizamos factores de conversión. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC220 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | Calcula el rendimiento de la reacción |
| **Descripción** | Actividad para determinar el porcentaje de eficiencia de reacciones químicas |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC230 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Las reacciones químicas/Los cálculos estequiométricos/Calcula el número de moles/Profundiza |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar título “Cálculos básicos de estequiometría de la reacción química” por “Cálculos estequiométricos de reacciones químicas”. Cambiar descripción “Interactivo que pretende mostrar cómo se desarrolla una reacción química en un laboratorio desde el punto de vista de la estequiometría” por “Interactivo con simulador que muestra cómo se desarrolla una reacción química desde el punto de vista de la estequiometría” |
| **Título** | Cálculos estequiométricos de reacciones químicas |
| **Descripción** | Interactivo con simulador que muestra cómo se desarrolla una reacción química desde el punto de vista de la estequiometría |
| **Fichas** | Ficha del profesor:  Objetivo  Este interactivo pretende enseñar qué pasos hay que seguir para calcular los moles y los gramos de producto obtenidos a partir del ajuste de la ecuación correspondiente a una reacción de combustión de un hidrocarburo. Gracias a la simulación gráfica animada e interactiva, se puede seguir todo el proceso de trabajo.  Propuesta  Durante la presentación  Seguiremos los siguientes pasos, para que se entienda, por un lado, cómo funciona la herramienta y, por otro, los conceptos que deseamos que el alumno interiorice:  1. Selección del gas combustible que se va a quemar. Se puede elegir entre metano, etano o propano.  2. Ajustar la ecuación de la reacción química: el número de átomos de cada tipo debe ser igual en ambos lados de la ecuación, por ley de conservación de la masa. En caso de no acertar, aparecerá un mensaje que insta a volver a intentarlo y recuerda que se debe simplificar la ecuación.  3. Seleccionar la cantidad de gas: se muestran los valores en gramos y en moles de forma automática.  4. Se da inicio a la reacción. Se visualiza un proceso simulado de ignición de los reactivos, inducida por una resistencia eléctrica.  5. Se muestran los gramos o moles de los productos de la reacción, pero solo cuando se selecciona el campo Gramos o Moles, para permitir que se realicen cálculos en clase y, al final, se visualice el resultado para corregirlos.  Se pueden trabajar los tres ejemplos posibles de combustión de hidrocarburos y ampliar los cálculos determinando cantidades en gramos de reactivos a partir de una cantidad en moles dada para los productos.  El simulador es muy útil para exponer la materia en clase, aunque también puede servir de recurso de ejercitación individual para los estudiantes  Con este recurso se trabaja, como en todo el tema, la competencia en el conocimiento e interacción con el mundo físico, puesto que se simula el trabajo con reacciones químicas en un tanque de reacción, pero también la competencia matemática, ya que se deben realizar ajustes proporcionales de la ecuación química, así como cálculos de gramos utilizando la masa molecular.  Ficha del estudiante:  ¿Cómo se calculan los gramos de producto resultantes tras una reacción?  Para calcular la cantidad de gramos de producto que se han obtenido tras una reacción química a partir de una cantidad de moles de reactivo conocida, se deben seguir los siguientes pasos:  1. Ajustar la ecuación de la reacción química.  2. Calcular los gramos de producto.  Ajuste de ecuaciones químicas  El número de átomos de cada tipo ha de ser igual en ambos lados de la ecuación, por conservación de la masa. Recuerda que la química no es magia, por lo que no se puede hacer desaparecer o aparecer sustancias a voluntad.  Para ajustar la ecuación, empieza ajustando los elementos cuyos átomos estén presentes solo en una de las moléculas de reactivo y en uno de los productos. En la combustión de un hidrocarburo, esto se puede hacer con el carbono y el hidrógeno, pero no con el oxígeno, dado que está presente en los dos productos de la reacción (agua y dióxido de carbono). Una vez efectuado este primer balance, se prosigue con los átomos de los elementos que se dan en más de un compuesto de reactivos o de productos (el oxígeno, en la combustión de un hidrocarburo).  Ten en cuenta que, para calcular el número de átomos de una sustancia, se multiplica el coeficiente estequiométrico situado delante de cada compuesto (indica el número de moles que intervienen de cada compuesto) por el subíndice que tienen los elementos en la fórmula química (indica la cantidad de átomos de un elemento que forman un compuesto determinado).  Cálculo de la masa  Al igualar o ajustar la reacción, se sabe la proporción con la que reaccionan los reactivos y la de formación de productos. En el caso de la combustión del eteno (C2H4), se tiene:  C2H4 + 3O2 → 2 CO2 + 2 H2O  Es decir, sabemos que por cada mol de eteno se forman 2 de dióxido de carbono y 2 de agua o, lo que es lo mismo, por cada 28 g de eteno se obtienen 88 g de dióxido de carbono y 36 g de agua.  De este modo, para calcular los moles de agua y de dióxido de carbono que se forman al final de la reacción, solo se deben multiplicar los moles de eteno que reaccionan, por 2 en el caso del dióxido de carbono y por 2 en el caso del agua.  Finalmente, para conocer cuántos gramos hay, solo se deben multiplicar los moles así obtenidos por el peso o la masa molecular de cada compuesto de los productos. La masa molecular se obtiene sumando los pesos atómicos de los átomos que componen la molécula de un determinado compuesto.  En el caso del agua (H2O), se multiplican los moles de agua obtenidos por 18:  2 H → 2 x 1 = 2  1 O → 1 x 16 = 16  Total: 2 + 16 = 18    Se obtiene así la masa molecular relativa del agua.  En el caso del dióxido de carbono (CO2):  1 C → 1 x 12 = 12  2 O → 2 x 16 = 32  Total: 12 + 32 = 44  Se multiplican los moles por 44. Esto es así porque el peso o masa molecular coincide con la masa de un mol de moléculas. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC230 |
| **Título** | Realiza cálculos estequiométricos |
| **Descripción** | Actividad para practicar cálculos estequiométricos |

[SECCIÓN 2] ***5.7 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC250 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Los cálculos estequiométricos |
| **Descripción** | Actividades sobre Los cálculos estequiométricos |

[SECCIÓN 1] **6 Competencias**

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC260 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4°ESO/Física y Química/Las reacciones químicas/Ejercitación y competencias |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar en Tarea, numeral 5, la palabra “ajusta“ por “balancea”  ” |
| **Título** | Competencia: estudio de una reacción endotérmica |
| **Descripción** | Actividad que propone realizar un experimento para reconocer una reacción endotérmica |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC270 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4°ESO/Física y Química/Las reacciones químicas/ Ejercitación y competencias |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar en Tarea, la palabra “material”por “materiales y reactivos” en el númeral 5 la palabra “cañita de refresco“ por “pitillo”    Cambiar en Tarea, apartado de procedimiento la palabra “ajustala” por “Balanceala”  ” |
| **Título** | Competencia: fabricación de un extintor casero |
| **Descripción** | Actividad que propone realizar un experimento para identificar una reacción química y sus productos |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC280 (NO VA ESTE RECURSO) |
| **Título** | Competencia: reacciones en un tubo |
| **Descripción** | Actividad que propone realizar un experimento para observar reacciones químicas al transcurrir el tiempo |

[SECCIÓN 1] **Fin de unidad**

|  |  |
| --- | --- |
| **Mapa conceptual** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC290 |
| **Título** | Mapa conceptual |
| **Descripción** | Mapa conceptual del tema Las reacciones químicas |

|  |  |
| --- | --- |
| **Evaluación: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC300 |
| **Título** | Evaluación |
| **Descripción** | Evalúa tus conocimientos sobre el tema Las reacciones químicas |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Webs de referencia** | | |
| **Código** | CN\_10\_13\_REC310 | |
| **Web 01** | Puedes ampliar la información y practicar actividades sobre reacciones químicas en la página Químicaweb. | http://www.quimicaweb.net/grupo\_trabajo\_fyq3/tema6/index6.htm |
| **Web 02** | Puedes practicar el balanceo de ecuaciones químicas en la página matematicasfisica.com. | http://www.matematicasfisicaquimica.com/images/stories/PDF/FICHTRAB/FYQ1BAC/AJUSTREACC.pdf |
| **Web 03** | Puedes practicar la resolución de ejercicios de estequiometría en la página de INTEF, del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte de España. | <http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35_las_reacciones_quimicas/curso/lrq_est_01.html> |
| **Web 04** | Puedes practicar el porcentaje de rendimiento de una reacción en la página de la Escuela de Ingenierías Industriales de España. | http://www.eis.uva.es/~qgintro/genera.php?tema=4&ejer=4 |