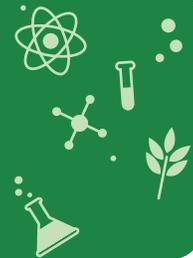


¿Cuál es el significado de los coeficientes estequiométricos en las ecuaciones químicas?



Recursos de aprendizaje relacionados (Pre clase)

Subject: Matemáticas

Grade: 5°

UoL: Proporciones e inecuaciones, analizando relaciones.

LO: Aplicación de la regla de tres para solucionar problemas de proporcionalidad directa.

Recurso:

Subject: Matemáticas

Grade: 7°

UoL: Las situaciones variables en nuestro mundo, ecuaciones y la regla de tres.

LO: Interpretar las propiedades de la proporcionalidad y las correlaciones entre magnitudes para plantear y aplicar la regla de tres.

Recurso:

Grade: 8°

UoL: 2

LO: ¿Por qué no ocurre una reacción química si se ponen en contacto dos sólidos?

Recurso:

Grade: 9°

UoL: ¿Cómo cambian los componentes del mundo?

LO: ¿Cuándo se acaba una reacción química?

Recurso:

Grade: 9°

UoL: ¿Cómo cambian los componentes del mundo?

LO: ¿Cómo transforma el agua los minerales de las rocas?

Recurso:

Es de resaltar que para lograr las habilidades propuestas el estudiante debe tener conocimientos claros en proporcionalidad de directa, cambios de unidades, ecuaciones y algoritmos y contar con un razonamiento lógico acorde a su edad y grado. Igualmente es necesario que el estudiante haya realizado una práctica de conservación de la materia y cambio químico y físico para que exista una interacción directa con los fenómenos planteados.



| | |
|--------------------------------|--|
| Objetivos de aprendizaje | Aplicar la ley de conservación de la materia para calcular cantidades de productos y reactivos en reacciones químicas unidireccionales. |
| Habilidad / Conocimiento (H/C) | <ol style="list-style-type: none"> 1. Aplica reglas para determinar el número de oxidación de un elemento en una molécula o ion. 2. Utiliza varios métodos para balancear ecuaciones químicas. 3. Calcula la masa y el número de moles de reactivos y productos antes y después de una reacción química unidireccional. 4. Calcula el rendimiento y la pureza de reactivos y productos. |
| Flujo de aprendizaje | <ol style="list-style-type: none"> 1. Introducción: Transformaciones Químicas (html) 2. Objetivos: Aplicar la ley de conservación de la materia para calcular cantidades de productos y reactivos en reacciones químicas unidireccionales. 3. Contenido: <ol style="list-style-type: none"> 3.1. Actividad 1: Combustión del Etanol. 3.2. Actividad 2: Balanceo por tanteo y Animación. 3.3. Actividad 3: Recurso Interactivo Juego. Reglas para la asignación de los números o estados de oxidación. 3.4. Actividad 5: Método de balanceo por oxido reducción. 3.5. Actividad 6: Calculo de moles y gramos de un compuesto. 3.6. Actividad 7: Reactivo Limite (video). 3.7. Actividad 8: Pureza de los reactivos Anillo de bodas. 4. Resumen: Texto con ideas principales. 5. Tarea: (Post clase): Problema de análisis. |
| Guía de valoración | El estudiante podrá diseñará una práctica de laboratorio cuyo desarrollo le permitiría extender los siguientes tópicos: ley de la conservación de la materia; balanceo por tanteo y oxido-reducción; cálculos estequiométricos; rendimiento y pureza. Adicionalmente, continuarán desarrollando el esquema de la proporcionalidad directa y la diferenciación e integración de los tres niveles de representación. |

| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendados |
|---|----------------------|---|---|
| Introducción  | Introducción | Introducción: Transformaciones químicas (HTML) Con esta actividad experimental se tiene como propósito que los estudiantes continúen extendiendo su comprensión conceptual e integrada del tópico de la reacción química a nivel macroscópico y submicroscópico. Adicionalmente, dicha actividad brinda la oportunidad para que ellos comiencen a representar la reacción química de manera simbólica a través de la ecuación química. | Práctica de laboratorio: <ul style="list-style-type: none"> - Bata de laboratorio. - Gafas de laboratorio. - Una balanza. - Dos vidrio reloj. - Dos espátulas. - 5 gramos de cobre en polvo y 5 gramos de azufre en polvo. |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|---|--|
| | | <p>Realiza las siguientes actividades:</p> <p>El profesor da la orientación de observar un HTML (secuencia de imágenes) diseñado para abordar la temática al estudiante, la cual muestra el paso a paso de la actividad experimental como se describe a continuación: dos cantidades de azufre y cobre en polvo y les pide a los estudiantes que escriban las características perceptibles, posteriormente que mezclen el azufre y el cobre en un mismo tubo de ensayo, luego lo tapan con un tapón de corcho. Después, de haber hecho las descripciones correspondientes, calienta la mezcla suavemente al principio, y posteriormente aumenta la intensidad del calentamiento. Finalmente, describe el producto que se obtiene en el tubo de ensayo luego de haberlo calentado.</p> <p>Seguidamente les pide a los estudiantes que respondan los siguientes interrogantes de manera escrita, donde utilicen mínimo un párrafo por pregunta con coherencia y cohesión, en el cual se vea la idea principal y las secundarias o comentarios del tópico principal en el material del estudiante.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. ¿Crees que sería fácil obtener el cobre y el azufre a partir del sulfuro de cobre? 2. ¿Qué le sucede a las partículas de cobre y azufre en la reacción (átomos)? 3. ¿Este será el mismo proceso que se da cuando se funde el polvo de azufre? Explique su respuesta a nivel de átomos y moléculas (nivel submicroscópico). 4. ¿Quedó restos de uno de los dos elementos sin reaccionar? Explica tu respuesta. | <ul style="list-style-type: none"> - Un mechero bunsen. - Encendedor. - Libreta de apuntes. <p>Metodología:</p> <p>Utilizando la espátula, el vidrio reloj y la balanza, pesa 5 gramos de cobre y 5 gramos de azufre.</p> <p>Toma apunte de las propiedades de estos dos elementos (Color, textura, etc).</p> <p>Representa gráficamente las partículas que constituyen cada una de las muestras de los reactivos</p> <p>Mezcla en un tubo de ensayo los dos componentes, y caliéntala hasta que observes cambios.</p> <p>Deja enfriar la muestra y describe de nuevo el compuesto formado.</p> <p>Video parecido: https://www.youtube.com/watch?v=uQnxIfEd4G8</p> |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|---|----------------------|--|----------------------|
| Objetivos  | | | |
| Contenido  | Contenido | <p>Actividad 1: (H/C 1,2,3) Combustión del Etanol.</p> <p>Combustión abierta del etanol.</p> <p>Con la actividad 1 y 2 el profesor pretende que los estudiantes amplíen sus conocimientos sobre reacción y ecuación química; balanceo por tanteo, conservación de la materia a nivel macroscópico y submicroscópico; esquema de la proporción directa; diferenciación e integración de los tres niveles de representación de la química y cálculos estequiométricos.</p> <p>Para ello, el profesor debería organizar los estudiantes en pequeños grupos de discusión, se les entrega un mechero con etanol (alcohol), enfatizándoles que observen las características a nivel macroscópico de dicha sustancia. A continuación ellos deben de encender el mechero y comenzar a registrar sus observaciones durante la combustión. Luego, deben de darles respuesta por escrito a los siguientes interrogantes utilizando párrafos con coherencia y cohesión en el material del estudiante.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Cuando el mechero está encendido, ¿qué le sucede al etanol? 2. ¿Por qué se consume el etanol del mechero? 3. Piensen en el aire alrededor de la mecha del mechero. ¿Qué sucede cuando se produce una combustión? 4. ¿Qué sustancias se logran percibir durante el proceso de la combustión del etanol? | Texto HTML |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|---|----------------------|
| | Contenido | <p>5. ¿Será posible recuperar el etanol después del proceso de la combustión?</p> <p>6. Compara el proceso de la combustión del etanol con el de la disolución de la sal en agua.</p> <p>Práctica de laboratorio Combustión cerrada</p> <p>Enciende un mechero con alcohol (etanol) y observa detalladamente los cambios que se dan alrededor de la mecha. Después de tres minutos cubre al mechero encendido con un recipiente (beacker) y, responde por escrito los siguientes interrogantes en el material del estudiante.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. ¿Qué le sucede al mechero encendido después de ser cubierto? Explica. 2. ¿Por qué se apaga el mechero de etanol? 3. ¿Qué podemos observar en las paredes del vaso precipitado después de haber sido cubierto el mechero encendido? 4. ¿De dónde proviene el agua que humedece las paredes del vaso precipitado? Argumenta tu respuesta. 5. ¿Cuáles son las sustancias que se forman durante la combustión abierta y cerrada? 6. Representa el fenómeno de la combustión a través de una ecuación química. Luego, observa detalladamente cada una de las fórmulas químicas que constituyen ésta y responde: ¿en este fenómeno químico se mantiene la identidad de la molécula? Explica. <p>Finalmente, para cerrar esta actividad de aprendizaje el profesor recoge las principales ideas que se han generado durante la discusión áulica. Para ello, utiliza un recurso digital que muestra las moléculas de reactivo ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ y O_2) interaccionando en un recipiente, y a medida que éstas desaparecen a causa de la reacción química, comienzan a observarse en dicho recipiente las moléculas de producto formándose (CO_2 y H_2O).</p> | |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|---|
| | | <p>Esta situación le ayuda al estudiante a superar la concepción alternativa que la reacción química se da en dos recipientes donde se ubican los reactivos y productos.</p> <p>Las siguientes preguntas se presentan en un recurso HTML donde se pueda completar la respuesta.</p> <p>Estas preguntas se responden en el material del estudiante:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. ¿Cuál es la proporción en la que deben interaccionar las moléculas de etanol con las de oxígeno, para que produzcan moléculas de dióxido de carbono y agua? 2. Si se tienen 8 moléculas de etanol (C₂H₅OH) interaccionando con 3 moléculas de oxígeno (O₂), cuántas moléculas de dióxido de carbono (CO₂) y de agua (H₂O) se producen. 3. Para producir 12 moléculas de dióxido de carbono (CO₂) y 24 moléculas de agua (H₂O), cuántas moléculas de etanol (C₂H₅OH) interaccionando y de oxígeno (O₂) deberían de interactuar. 4. En un recipiente se tienen interactuando 4 moléculas de etanol (C₂H₅OH) con 5 moléculas de oxígeno (O₂), cuál de estos recipientes se agota primero. Argumenta tu respuesta. | <p>Animación: Representación donde se muestren las moléculas de reactivo interaccionando entre sí, y que al mismo tiempo éstas comiencen a desaparecer, en tanto que las moléculas del producto inician su aparición dentro del mismo recipiente. Hay que tener en cuenta que el número de moléculas representadas deben de estar en la proporción estequiometría.</p> <p>Por ejemplo, la ecuación química del fenómeno de la combustión del etanol es:</p> $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>En este sentido de se puede poner 1 molécula de C₂H₅OH por tres de O₂ para formar dos moléculas de CO₂ y tres de H₂O. También se puede aumentar el número de moléculas, pero manteniendo la proporción.</p> |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|--|
| | | <p>Actividad 2: (C 2) Balaceo por tanteo.</p> <p>Después de esta actividad de aprendizaje el profesor le pide a los estudiantes que resuelvan los siguientes problemas:</p> <p>Balacear por tanteo las siguientes ecuaciones químicas, además expresar por escrito la interpretación a nivel submicroscópico de éstas, para ello debe utilizar un texto que tenga coherencia y cohesión.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ 2. $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ 3. $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ 4. $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ 5. $S + Cu \rightarrow Cu_2S$ <p>Respuestas</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ 2. $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ 3. $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$ 4. $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ 5. $S + 2Cu \rightarrow Cu_2S$ <p>Animación: a nivel de átomos y moléculas del proceso de Oxido-reducción</p> <p>Ejemplo de oxidación.</p> <p>La oxidación es un proceso muy común, miremos un ejemplo:</p> <p>Si se deja un clavo de acero a la intemperie, este se OXIDA.</p> <p>Se muestra una animación de un clavo a la intemperie al cual se le va acumulando el óxido en su superficie. El proceso se puede representar a nivel simbólico a través de la siguiente ecuación química:</p> $4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$ | <p>Actividad 2. Balaceo de ecuaciones.</p> <p>Ejercicios interactivos en el SB</p> <p>Recurso interactivo: Parecido a este juego pero aplicado al balaceo de ecuaciones y a la asignación de números de oxidación.</p> <p>https://www.google.com/url?sa=t&rct=j&q=&esrc=s&source=web&cd=1&cad=rja&uact=8&ved=0CCI-QFjAA&url=http%3A%2F%2Fes.slideshare.net%2Fbryanwb%2Fhtml5-js-the-future-of-open-education&ei=Ys8uVO-PDM-GPNrqtgfgH&usg=AFQjCNFo4ckx5FP1AcvW-NaoOxx9-YdbVdg&sig2=7GUmcOQ-i-64RZ_yE-XLpw&bvm=bv.76802529,d.eXY</p> <p>Animación: Clavo al aire .</p> <p>Ilustración: Se ilustra la ecuación química.</p> |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|---|--|
| | | <p>La misma ecuación química se puede representar con una animación en la cual se vean cuatro átomos de hierro interaccionando en el espacio con seis moléculas de oxígeno (O_2). Así pues, dicha interacción comienza a generar un debilitamiento de las fuerzas inter e intramoleculares del oxígeno y, al mismo tiempo un fortalecimiento de esta misma clase de fuerzas, pero ya dadas entre átomos de hierro (Fe) y átomos de oxígenos(O), para formar unas nuevas moléculas de óxido férrico (Fe_2O_3).</p> <p>Este fenómeno químico se debe a que los 4 átomos de hierro pierden cada uno de a 3 electrones, en tanto los seis átomos de oxígeno ganan de a 2 electrones, por tanto, los 12 electrones que pierden los átomos de hierro son ganados por los átomos de oxígenos, hecho que genera 2 moléculas de óxido férrico (Fe_2O_3). En este sentido, los átomos que pierden electrones están aumentado el valor de su carga eléctrica o estado de oxidación (proceso de oxidación), en tanto los átomos que ganan electrones reducen su valor de carga eléctrica (proceso de reducción). Por tanto, los átomos que pierden electrones le causan la reducción a los que ganan electrones y éstos a su vez le generan la oxidación a los primeros al aceptarles los electrones, por ello, a los primero se les denomina agente reductor y a los últimos agente oxidante.</p> <p>El anterior fenómeno de intercambio de electrones de un átomo a otros, determina la proporción en que se combinan los átomos de hierro (Fe) con los de oxígeno (O) para la formar la molécula de óxido férrico (Fe_2O_3). Adicionalmente, resulta importante para determinar la proporción en la que interaccionan los átomos de Fe con las moléculas de O_2, es decir, juega un papel clave en el balanceo por oxidación-reducción.</p> | <p>Animación: Cuatro átomos de hierro y tres moléculas de oxígeno (seis átomos de oxígenos) formando dos moléculas de óxido férrico. Adicionalmente, en esta animación se representa el proceso de oxidación-reducción, para ello, se utilizan modelos atómicos para el hierro y el oxígeno donde se muestre los electrones de valencia. Esto tiene como fin que cuando se represente la interacción entre los 4 átomos de hierro con los seis átomos de oxígenos se pueda observar que cada uno de los primeros está perdiendo 3 electrones, en tanto los átomos de oxígeno están ganando de a 2 electrones. De esta forma podemos comunicar que los átomos de hierro se están oxidando por la pérdida de electrones, y los de oxígeno se reducen por la ganancia de electrones.</p> <p>Adicionalmente, se representa que la cantidad de electrones perdidos es igual al número de electrones ganados.</p> |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|---|
| | | <p>Finalmente, en la animación se muestran dos representaciones simbólicas que le permiten ver al estudiante, la variación en los estados de oxidación de los cada uno de los átomos que intervienen en la reacción química, con el fin de que ellos comiencen a conceptualizar el proceso de oxidación-reducción.</p> <p>Por ejemplo:</p> $ \begin{array}{ccccccc} & & & & +6 & -6 & \\ & & & & +3 & -2 & \\ 0 & 0 & & & & & \\ \text{Fe} & + & \text{O}_2 & \rightarrow & \text{Fe}_2\text{O}_3 & & \end{array} $ <p>A un lado de la animación de los electrones hay una barra angosta y vertical que indica el nivel del número de oxidación, el cual, a medida que el átomo gana electrones va disminuyendo y, cuando éste pierde va aumentado. Los números de esta barra equivalen al número de electrones que se transfieren de un átomo a otro.</p> <p>Ahora, encima del átomo que dice que se oxida, aparece un texto que dice agente reductor y encima del átomo que dice se reduce aparece un texto que dice agente oxidante.</p> <p>Lo anterior se mostraría en la animación a través de los tres niveles de representación de la química (macroscópico, submicroscópico y simbólico).</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. El clavo a la intemperie oxidándose. 2. Los cuatro átomos de hierro (Fe) interaccionando con las tres moléculas de oxígeno (O₂), y debilitando y fortaleciendo las fuerzas inter e intramoleculares, para producir las dos moléculas de óxido férrico (Fe₂O₃). Adicionalmente, se representa como los 4 átomos de hierro pierden cada uno 3 electrones (12 electrones perdidos) y los seis átomos de oxígeno ganan cada uno de a 2 electrones (12 electrones ganados) 3. La parte simbólica representada en la fórmula química anterior. | <p>Se destaca que en esta animación los modelos de los átomos (esferas con puntos) deben simular un movimiento constante, además de choques entre sí.</p> <p>Ejemplo de la anterior animación. https://www.youtube.com/watch?v=a6RR4kPsnIE</p> |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|---|----------------------|
| | | $ \begin{array}{c} 4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \\ \begin{array}{ccc} \downarrow 3e^- & & \uparrow 2e^- \\ \downarrow 3e^- & & \uparrow 4e^- \end{array} \end{array} $ <p>Oxida Reduce Agente Agente Reductor Oxidante</p> <p>El mismo fenómeno químico sucede cuando muerdes una manzana y la dejas al aire libre, ella empieza a tornarse de un color rojizo debido a una oxidación de sus componentes, fenómeno que se le conoce con el nombre de pardeamiento o tornarse de color pardo.</p> <p>Aunque parezca algo “simple” es un proceso en que interviene gran cantidad de energía representada en liberación o absorción de electrones o de ganancia y pérdida de electrones.</p> <p>En la oxido reducción siempre hay átomos que gana electrones y otros que pierde electrones.</p> <p>Después de haber discutido con los estudiantes los anteriores modelos teóricos, se les pide a los estudiantes que resuelvan los siguientes interrogantes como lluvia de ideas en el interactivo, en el cual se pueda escribir.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Escribe varios ejemplos cotidianos de reacciones químicas de óxido reducción 2. ¿Qué ejemplos de reacciones cotidianas no serían ejemplos de óxido reducción? <p>Poner la siguiente información como un ejercicio en HTML para que los estudiantes lo resuelvan</p> <ol style="list-style-type: none"> 3. Reacciones de combustión. | |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|----------------------|
| | | <p>Las reacciones de combustión.</p> <p>Una reacción de combustión es un tipo de reacción redox en la que un material combustible se combina con el oxígeno del aire para formar, entre otros productos, dióxido de carbono con desprendimiento de energía (reacción exotérmica).</p> <p>Un ejemplo típico es la reacción del carbono con el oxígeno:</p> $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ <p>En esta reacción, el carbono cede electrones y el oxígeno los gana. El carbono se oxida y su número de oxidación pasa de 0 a +4 cediendo cuatro electrones, mientras que el oxígeno se reduce y su número de oxidación pasa de 0 a -2 ganando dos electrones.</p> <p>Normalmente, en una reacción de combustión se combina el oxígeno con un hidrocarburo para formar dióxido de carbono y agua.</p> <p>Las siguientes preguntas se presentan como un recurso HTML donde se complete la respuesta</p> <p>Escribe la ecuación química que representa la combustión del butano:</p> <p>Respuesta:</p> $2\text{C}_4\text{H}_{10} + 13\text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$ <p>Otro ejemplo es la respiración de los seres vivos,</p> <p>Escribe la ecuación química que representa la respiración.</p> <p>Respuesta:</p> $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ | |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|--|
| | | <p>Actividad 3: (H/C 1). Recurso Interactivo. Juego. Reglas para la asignación de los números o estados de oxidación.</p> <p>El docente explica a partir de un HTML las reglas para la asignación de números de oxidación, estas también se encuentran en el material del estudiante y que luego de eso, se explica la actividad propuesta para desarrollar la habilidad por medio del juego.</p> <p>En el juego se ven bajando por la pantalla elementos, compuestos o iones con el número de oxidación en blanco y, que el estudiante asigne ese número mediante un comando ubicado a un lado o abajo de la pantalla, si el compuesto o el elemento pasa la pantalla el jugador ira perdiendo vidas hasta que al final pierda o pase a otro nivel.</p> <p>Después de que el jugador gane o pierda el docente puede hacer pausas en el juego para sacar conclusiones o explicar cómo funciona.</p> <p>Estas son las reglas del juego (Garritz & Rincón, 1996).</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. En las sustancias simples, es decir las formadas por un solo elemento, el número de oxidación es 0. Por ejemplo: Au, Cl₂, S. 2. El oxígeno, cuando está combinado, actúa frecuentemente con -2, a excepción de los peróxidos, en cuyo caso actúa con número de oxidación -1. 3. El Hidrógeno actúa con número de oxidación +1 cuando está combinado con un no metal, por ser éstos más electronegativos; y con -1 cuando está combinado con un metal, por ser éstos más electropositivos. 4. En los iones monoatómicos, el número de oxidación coincide con la carga del ion. 5. La suma de todos los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto es cero. | <p>Recurso interactivo: Juego.</p> <p>Se propone crear un juego en donde se vean bajando por la pantalla elementos, compuestos o iones, con el número de oxidación en blanco y que el estudiante asigne ese número mediante un comando ubicado a un lado o abajo de la pantalla, si el compuesto o el elemento pasa cierto punto de la pantalla el jugador ira perdiendo vidas hasta que al final pierda o pase a otro nivel.</p> <p>Las reglas del juego serán las establecidas para asignar los números de oxidación.</p> <p>Cuando el estudiante avance a otro nivel la velocidad aumentara igual que la complejidad de la asignación de los estados de oxidación en los compuestos que van bajando.</p> <p>Después de que pasa el punto en el que el estudiante pierde una vida, aparecerá automáticamente el estado de oxidación correcto.</p> |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|----------------------|
| | | <p>Garritz, A., & Rincón, C. (1996). Valencia y números de oxidación. Corolario para docentes. <i>Educación Química</i>, 8, 3.</p> <p>Ejemplos para el juego</p> <ol style="list-style-type: none"> AgNO_3 $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ AgNO_3 MnSO_4 K_2SO_4 KMnO_4 H_2SO_4 K_2CrO_4 KCl $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ H_2O O Cl C Mg Cr <p>Después de que los estudiantes discuten con su profesor los elementos teóricos que proporcionan la animación y el juego interactivo, se les pide que lean los siguientes conceptos en el material del estudiante y que propongan un ejemplo que explique cada uno.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Oxidación • Reducción • Agente oxidante • Agente reductor <p>Adicionalmente, se le pide al estudiante que plantee algunos de las situaciones o ejercicios observados en el juego como ejemplos para reforzar la utilización de los estados de oxidación.</p> <p>Esta actividad de aprendizaje tiene como fin que los estudiantes continúen extendiendo su comprensión del fenómeno de oxidación reducción. Es decir, que apoyaría la construcción del conocimiento procedimental del balanceo por oxidación-reducción.</p> | |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|---|----------------------|
| | | <p>Actividad 5: (H/C 2). Método de balanceo por oxido reducción.</p> <p>Con el propósito de que los estudiantes comiencen a desarrollar el método de balanceo por oxidación reducción, el profesor retoma la animación del clavo a la intemperie, ya que ésta les brinda la oportunidad a los estudiantes de observar como la interacción sistémica entre los átomos de los reactivos genera una transferencia de energía.</p> <p>Desde luego, que esta interacción se manifiesta en ciertas ocasiones en un flujo de electrones de una serie de átomos a otros. En ese sentido, los átomos que pierden electrones sufren un proceso de oxidación causándole la reducción a los átomos que ganan electrones (agente reductor), en tanto estos últimos le causan la oxidación a los primeros, dado que le reciben los electrones de éstos (agente oxidante).</p> <p>A dicho proceso se lo denomina oxidación-reducción o reacciones químicas REDOX.</p> <p>Ahora bien, la animación en cuestión estaría mediando el aprendizaje del balanceo por REDOX, dado que suministra los elementos teóricos y metodológicos para dicha tareas.</p> <p>Con el propósito de seguir extendiendo la comprensión de este tópico el profesor muestre el siguiente ejercicio el cual va en el cuerpo de conocimientos del material del estudiante, además fórmula una serie de tareas que éstos las desarrollen.</p> <p>La siguiente reacción química es un ejemplo del procedimiento generalmente utilizado para encontrar cual es el agente oxidante y el agente reductor en una reacción química.</p> <p>Hallar el agente oxidante y el agente reductor en la siguiente ecuación química:</p> $K + Br_2 \rightarrow KBr$ | |

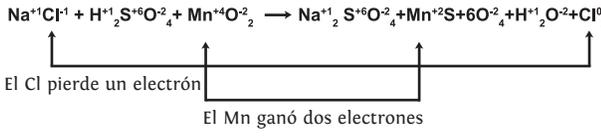


| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|--|
| | | <p>Pasos:</p> <p>1. Ubicar los estados de oxidación.</p> $\begin{array}{ccccccc} 0 & & 0 & & & +1 & -1 \\ \text{K} & + & \text{Br} & \rightarrow & & \text{KBr} & \end{array}$ <p>2. Con base en la información del aumento o disminución del estado de oxidación se determina cuál es el agente oxidante y el agente reductor.</p> $\begin{array}{ccccccc} & & \text{K} & + & \text{Br}_2 & \rightarrow & 2\text{KBr} \\ & & \text{Agente reductor} & & \text{Agente oxidante} & & \swarrow \quad \downarrow \\ & & & & & & \text{Se oxidó} \quad \text{Se redujo} \end{array}$ <p>En este caso uno se oxida y otro se reduce.</p> <p>El docente muestra otro ejemplo de mayor grado de complejidad.</p> <p>Determinar cuál es el agente oxidante y el agente reductor de la siguiente ecuación balanceada.</p> $\text{KMnO}_4 + \text{KAsO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Pasos:</p> <p>1. Ubicar los estados de oxidación.</p> <p>El número de oxidación de cada elemento que interviene en la reacción, es el siguientes:</p> <p>K = +1. Este valor de su número de oxidación se mantiene igual en reactivos y productos. O = -2. Este valor de su número se mantiene igual en reactivos y productos. H = +1. Este valor de su número se mantiene igual en reactivos y productos.</p> <p>Mn pasó de +7 a + 4, disminuye su número de oxidación ya que ganó electrones y por lo tanto se reduce.</p> <p>As pasó de +3 a + 5, aumento su número de oxidación ya que perdió electrones y por lo tanto se oxida.</p> | <p>Imagen de una manzana mordida dentro de la animación.</p> |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|---|
| | | <p>2. Con base en la información del aumento o disminución del estado de oxidación se determina cuál es el agente oxidante y el agente reductor.</p> <p>Por lo tanto el KMnO_2 es el agente oxidante y el KAsO_2 el agente reductor.</p> <p>Los anteriores ejercicios muestran la manera de encontrar el agente reductor y el agente oxidante en una reacción química antes de balancearla, con el siguiente ejercicio se muestra como balancear una ecuación utilizando los principios de la oxidación-reducción.</p> <p>Al balancear una ecuación química, se deben de igualar el número de átomos o iones en ambos lados de la ecuación. Esto se logra siguiendo los siguientes pasos. (Martínez Delgado, 2013)</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Escribir la ecuación de la reacción. 2. Asignar el número de oxidación a los átomos en ambos lados de la ecuación (aplicar la reglas de asignación del número de oxidación). 3. Identificar los átomos que se oxidan y los que se reducen. 4. Intercambiar los números de electrones (los electrones ganados deben ser igual a los electrones perdidos). El número de electrones ganados se coloca como coeficiente del elemento que pierde electrones. <p>Paso 1. Escribir la ecuación de la reacción.</p> $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{NaSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$ <p>Paso 2. Asignar el número de oxidación a los átomos en ambos lados de la ecuación (aplicar la reglas de asignación del número de oxidación).</p> | <p>Texto HTML: Que recoge la explicación acerca del balanceo de reacciones de oxidación-reducción.</p> |

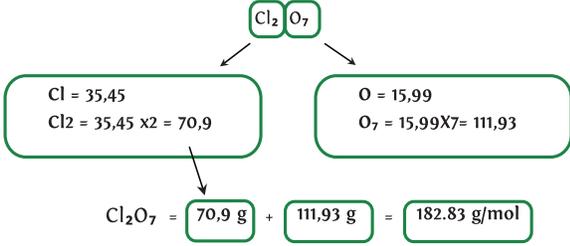


| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|----------------------|
| | | <p>$\text{Na}^+\text{Cl}^- + \text{H}^+\text{S}^6\text{O}_4^{2-} + \text{Mn}^{4+}\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}^+\text{S}^6\text{O}_4^{2-} + \text{Mn}^{2+}\text{S}^6\text{O}_4^{2-} + \text{H}^+\text{O} + \text{Cl}_2$</p> <p>Paso 3. Identificar los átomos que se oxidan y los que se reducen.</p> <p>$\text{Na}^+\text{Cl}^- + \text{H}^+\text{S}^6\text{O}_4^{2-} + \text{Mn}^{4+}\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}^+\text{S}^6\text{O}_4^{2-} + \text{Mn}^{2+}\text{S}^6\text{O}_4^{2-} + \text{H}^+\text{O} + \text{Cl}_2$</p>  <p>Paso 4. Intercambiar los números de electrones (los electrones ganados deben ser igual a los electrones perdidos). El número de electrones ganados se coloca como coeficiente del elemento que pierde electrones.</p> <p>$2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 + 1\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$</p> <p>Por último se balancea por tanteo simple.</p> <p>$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$</p> <p>Para poner en práctica el método de balanceo por oxidación-reducción el profesor muestra a sus estudiantes los siguientes problemas:</p> <p>Balacear las siguientes reacciones químicas:</p> <ol style="list-style-type: none"> $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$ $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$ <p>Luego con ayuda de un recurso HTML los estudiantes junto a su profesor resuelven los ejercicios.</p> <p>Martínez Delgado, J. E. (2013). <i>Propuesta metodológica para mejorar el aprendizaje del tema de electroquímica en estudiantes de 10 grado de la Institución Educativa Cañaveral a través del estudio de sus ideas previas. Universidad Nacional de Colombia.</i></p> | |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|---|----------------------|
| | | <p>Actividad 6: (H/C 3 y 4). Cálculo de moles y gramos de un compuesto.</p> <p>Las relaciones matemáticas que se obtiene de las anteriores ecuaciones balanceadas, pueden usarse para calcular cantidades esperadas de reactivos y productos.</p> <p>Ejemplo Balancear esta ecuación</p> $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} + \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{KOH} + \text{Cr}_2\text{O}_3$ <p>Ecuación balanceada:</p> $2\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{S} \rightarrow 3\text{SO}_2 + 4\text{KOH} + 2\text{Cr}_2\text{O}_3$ <p>Tomando como referente la ecuación anterior se obtienen relaciones como las siguientes.</p> <p>2 moléculas de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ producen 2 moléculas de Cr_2O_3, pero también podría expresarse así: 2 moléculas de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ producen 4 moléculas de KOH etc.</p> <p>Los coeficientes sirven para hacer cálculos de las cantidades esperadas.</p> <p>Para esto, se debe saber la cantidad de gramos de reactivos y productos que intervienen, lo cual se logra sumando las masa de los átomos de cada molécula.</p> <p>Cálculo de moles y gramos de un compuesto.</p> <p>Para el cálculo de moles y gramos de un compuesto se toman como referencia los valores suministrados en la tabla periódica para la masa atómica de cada elemento, luego este peso se multiplica por los coeficientes y subíndices presentes en cada molécula.</p> | |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--------------|----------------------|--|----------------------|-----------|---------|-------|---|---|-------|-------|----|---|-------|--------|---|---|-------|-------|-------|--|--|--------|---------|--|--|--|--|
| | | <p>Ejemplo:</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p>Para el caso del $K_2Cr_2O_7$, su masa estaría dada por la siguiente suma:</p> <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <thead> <tr> <th>$K_2Cr_2O_7$</th> <th>Subíndice</th> <th>Masa(g)</th> <th>Total</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>K</td> <td>2</td> <td>39,09</td> <td>78,18</td> </tr> <tr> <td>Cr</td> <td>2</td> <td>51,99</td> <td>103,98</td> </tr> <tr> <td>O</td> <td>7</td> <td>15,99</td> <td>31,98</td> </tr> <tr> <td colspan="3" style="text-align: right;">Total</td> <td>214,14</td> </tr> <tr> <td colspan="3" style="text-align: right;">(g/mol)</td> <td></td> </tr> </tbody> </table> <p>Si se aplica el anterior procedimiento a KOH y se establece la relación, se puede expresar de la siguiente manera.</p> $2K_2Cr_2O_7 \rightarrow 4KOH$ $2(214,14g \text{ de } K_2Cr_2O_7) \rightarrow 4(56,08g \text{ de } KOH)$ $428,28 K_2Cr_2O_7 \rightarrow 112,6 g \text{ de } KOH$ <p>Teniendo la información anterior, se pueden extrapolar valores con cantidades mayores o menores de los reactivos involucrados en la reacción.</p> <p>Por ejemplo:</p> <p>Dada la ecuación balanceada, establece cuantos gramos de KOH se pueden producir a partir de 0,5 kilogramos de $K_2Cr_2O_7$.</p> <p>Sabiendo que 428,28 de $K_2Cr_2O_7$ producen 112,6g de KOH, se establece la relación matemática utilizando los factores de conversión.</p> | $K_2Cr_2O_7$ | Subíndice | Masa(g) | Total | K | 2 | 39,09 | 78,18 | Cr | 2 | 51,99 | 103,98 | O | 7 | 15,99 | 31,98 | Total | | | 214,14 | (g/mol) | | | | |
| $K_2Cr_2O_7$ | Subíndice | Masa(g) | Total | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| K | 2 | 39,09 | 78,18 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Cr | 2 | 51,99 | 103,98 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| O | 7 | 15,99 | 31,98 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Total | | | 214,14 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| (g/mol) | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|---|---|
| | | $500\text{g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \quad X \quad \frac{112,6 \text{ g de KOH}}{428,28 \text{ K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$ $500\text{g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \quad X \quad \frac{112,6 \text{ g de KOH}}{428,28 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$ Respuesta: 131,45 g de KOH <p>Para expresar ese valor en moles se divide entre el peso molecular del KOH.</p> $\frac{131,45 \text{ g de KOH}}{56,08\text{g de KOH}} = X \text{ moles de KOH}$ $\frac{131,45 \text{ g de KOH}}{56,08\text{g de KOH}} = X \text{ moles de KOH}$ 2,34 moles de KOH <p>Ahora, el profesor utiliza el mismo fenómeno de la combustión del etanol para introducir la interpretación de una ecuación química a nivel macroscópico. Para ello, les relata a los estudiantes que los coeficientes estequiométricos tienen un doble significado, macroscópico (moles y gramos) y submicroscópico (moléculas y átomos). Así pues, usa la ecuación balanceada del fenómeno en cuestión para que los estudiantes vean que la masa de los reactivos es igual a la de los productos. Por ejemplo, le muestra una tabla donde a parecen las masas moleculares de los reactivos y productos:</p> | <p>Video: Parecido a éste. https://www.youtube.com/</p> |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado | | | | | | | | | | |
|----------------------------------|----------------------|--|----------------------|--------------|----------------------------------|--|----------------|--|-----------------|--|------------------|--|--|
| | | <table border="1" data-bbox="586 226 1154 516"> <thead> <tr> <th data-bbox="586 226 873 281">Sustancia</th> <th data-bbox="873 226 1154 281">Masa (g/mol)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td data-bbox="586 281 873 342">C₂H₅OH</td> <td data-bbox="873 281 1154 342"></td> </tr> <tr> <td data-bbox="586 342 873 403">O₂</td> <td data-bbox="873 342 1154 403"></td> </tr> <tr> <td data-bbox="586 403 873 464">CO₂</td> <td data-bbox="873 403 1154 464"></td> </tr> <tr> <td data-bbox="586 464 873 516">H₂O</td> <td data-bbox="873 464 1154 516"></td> </tr> </tbody> </table> <p data-bbox="630 573 1084 604" style="text-align: center;"> $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ </p> <p data-bbox="570 642 1175 1157"> Tomando en consideración la ecuación y los anteriores datos, los estudiantes con la asesoría del profesor llegarán a la conclusión que 1 mol de C₂H₅OH equivalen a 46 gramos; 3 moles de O₂ equivalen a 96 gramos; 2 moles de CO₂ equivalen a 88 gramos y 3 moles de H₂O equivalen a 54 gramos. En este sentido, la suma de la masa de los reactivos (142) es igual a la de los productos (142), esta situación le permite al estudiante evidenciar la conservación de masa en un nivel macroscópico, lo cual puede ser articulado con la conservación de los átomos en una reacción química en un nivel submicroscópico. </p> <p data-bbox="570 1192 1175 1398"> Seguidamente, se le pide a los estudiantes que respondan los siguientes interrogantes en el material del estudiante, además que expliquen de manera escrita la estrategia que siguió para darle solución a la situación en cuestión: </p> <ol data-bbox="570 1434 1175 1709" style="list-style-type: none"> 1. ¿Para producir 8 moles de CO₂, cuántas moles de CH₃OH y O₂ se requieren? 2. ¿10 moles de etanol (CH₃OH) con cuántas moles de oxígeno (O₂) reaccionan? 3. ¿128 gramos de etanol (CH₃OH) con cuántos gramos de oxígeno reaccionan? 4. ¿Cuántos gramos de oxígeno y etanol se requieren para producir 264 de CO₂? <p data-bbox="570 1745 1175 1948"> Este problema es el inicio para la entrada del tópico de reactivo límite. Se puede sacar por el esquema de proporción estequiométrica, con el propósito de que el estudiante vea cuál es el reactivo que se consume totalmente. </p> | Sustancia | Masa (g/mol) | C ₂ H ₅ OH | | O ₂ | | CO ₂ | | H ₂ O | | |
| Sustancia | Masa (g/mol) | | | | | | | | | | | | |
| C ₂ H ₅ OH | | | | | | | | | | | | | |
| O ₂ | | | | | | | | | | | | | |
| CO ₂ | | | | | | | | | | | | | |
| H ₂ O | | | | | | | | | | | | | |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|----------------------|
| | | <p>El siguiente ejercicio se plantea como un interactivo de HTML.</p> <p>¿Si se tiene en un recipiente 4 moles de etanol interaccionando con 14 moles de oxígeno, cuál de los dos reactivos se consumen primero y por qué? ¿Cuántas moles del reactivo en exceso quedan sin reaccionar, por qué?</p> <p>Respuesta:</p> <p>Se consume primero el etanol ya que hay exceso de oxígeno. Por cada mol de etanol se consumen 3 de oxígeno, por lo tanto al consumirse las 4 moles de etanol se han consumido 12 moles de las 14 disponibles de oxígeno.</p> <p>Quedan dos moles de oxígeno sin reaccionar, juntándose al CO₂ y agua producidos en la combustión.</p> | |
| | | <p>Actividad 7: (H/C 3) Reactivo límite.</p> <p>El profesor de manera implícita a través de las actividades 1, 2, 3,5, ha brindado la oportunidad para que los estudiantes comiencen a comprometerse en el desarrollo del concepto de reactivo límite. Desde luego, que el fin de este tipo de tareas tanto en el nivel macroscópico como submicroscópico ha sido el de generar en los estudiantes la necesidad por aprender el tópico bajo consideración. Ahora, con el propósito de que los estudiantes continúen extendiendo su comprensión conceptual el profesor representa el concepto de reactivo límite por medio de un video donde se lleva a cabo una demostración de laboratorio (nivel de representación macroscópico).</p> <p>Posteriormente, el profesor les solicita a los estudiantes que respondan por escrito los siguientes interrogantes, para ello deben de tomar en cuenta la reacción y ecuación química que se sucedió en los tres Erlenmeyer de la demostración:</p> $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl} + \text{H}_2$ | |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|---|--|
| | | <p>1. ¿En la reacción química que se dio en el Erlenmeyer con la bomba verde, ¿cuál será el reactivo que se consume primero en la reacción química? Explica tu respuesta.</p> <p>2. ¿Cómo puedes saber si las respuestas son válidas? Crees que es importante saber estos datos? ¿Por qué? ¿Identifica el reactivo y en exceso de la reacción química del Erlenmeyer de la bomba azul? ¿Cuántos moles del reactivo en exceso reaccionan y que cantidad en moles de éste queda sin reaccionar?</p> <p>Después de esta actividad el docente pide a sus estudiantes que resuelvan los siguientes problemas en el material del estudiante:</p> <p>1. Interpretar en términos de moles y gramos los siguientes ejemplos.</p> $1 \text{ N}_2 + 3 \text{ H}_2 \rightarrow 2 \text{ NH}_3$ <p>Un mol de nitrógeno interacciona con 3 moles de oxígeno para producir 2 moles de amoníaco. Si se tienen 12 moles de hidrógeno con cuatro moles de nitrógeno, cuántas moles de amoníaco se produce. Para resolver este problema los estudiantes deberían de conocer la proporción estequiometrica, la cual es dada por los coeficientes.</p> <p>2. Si se tiene una mol de nitrógeno ésta representa 28g de este elemento, el cual interacciona con 6 gr de hidrógeno para producir 34g de amoníaco. ¿cuál es la relación estequiometrica de la reacción?</p> | <p>Video: Anillo de bodas.</p> <p>Actividades: Texto más ilustración en el SB.</p> |
| | | <p>Actividad 8: (H/C 3 y 4). Pureza de los reactivos y rendimiento.</p> <p>Video Anillo de bodas.</p> <p>El docente muestra un video en el que los estudiantes relacionan la pureza con actividades cotidianas.</p> | |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|----------------------|
| | | <p>Un joven mecánico entra a una joyería a preguntar por un anillo de bodas, la vendedora le muestra solo anillos de 24 Quilates, los cuales tienen un mayor valor que los de 14 y 18 quilates que se encuentran al lado del mostrador. El joven disimuladamente señala su dedo hasta ellos pidiendo que le deje ver uno de esos.</p> <p>La vendedora le dice que no, que el anillo de bodas debe ser de alta pureza y durabilidad.</p> <p>Le explica al comprador que los quilates significan la pureza del oro utilizado para la fabricación del anillo de tal manera que 24 quilates significa que es 100% puro, ósea que todo el anillo es de oro, el de 18 quilates es 75% oro y 25 % otro metal en este caso “impurezas”, que pueden ser: níquel, zinc, plata, cobre, platino o paladio entre otros.</p> <p>El oro puro es muy blando, tanto que puede moldearse con las manos. De tal manera que se puede deformar muy fácil de manera accidental, ya sea con un golpe, un abrasivo, o algún químico que entre en contacto con él, así que la aleación del anillo de bodas debe estar acorde a la labor que realiza la persona que lo va a utilizar.</p> <p>Las aleaciones comúnmente se utilizan para para mejorar la dureza y la durabilidad de las joyería pero también para modificar el color dando como resultado una variedad de colores interesantes y bonitas.</p> <p>Algunos de los más comunes incluyen:</p> <p>Oro amarillo de 14 k y 18 en donde el oro es el elemento más abundante conservando así su color original. Estas aleaciones incluyen típicamente plata o zinc para mejorar la tenacidad sin diluir en gran medida el color.</p> <p>Oro blanco - El oro blanco es casi siempre hecho de 18 o 14 quilates - los cuales tienen</p> | |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|----------------------|
| | | <p>más de 50% de pureza. Esto significa que el oro blanco natural todavía tiene un ligero tinte amarillo. Son aleaciones de oro y otros metales blancos como la plata brillante, níquel, paladio o platino.</p> <p>Oro Rosa: es una popular alternativa al oro blanco y amarillo y tiene un alto porcentaje de cobre en él, dándole un cálido tono rojizo.</p> <p>Hay una última alternativa que es el oro blanco de rodio que es muy costosa, consta de un anillo de oro blanco de 14 o 18 quilates galvanizado con una capa externa de rodio lo que le da gran resistencia, el único problema es la toxicidad del rodio. Por eso en esta joyería no vendemos oro blanco con rodio.</p> <p>Personalmente le recomiendo este anillo, de oro blanco de 14 Kilates ósea 58,3% de pureza y su aleación es de plata y paladio lo que le dan gran durabilidad eso si acorde a su trabajo como mecánico.</p> <p>¿Entonces?</p> <p>Lo llevo señora, más de un mes de trabajo para esta argolla pero mi matrimonio se lo merece.</p> <p>A partir de los datos que se dan en la animación los estudiantes pueden reconocer e identificar como se puede calcular numéricamente cada dato de los siguientes ejercicios. Esto puede trabajarse con ayuda de un recurso HTML después de mostrar el video.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. ¿Qué cantidad de impurezas tendrá un anillo de 14 quilates que pesa 15 gramos? 2. ¿Qué plata o zinc tendrá un anillo de oro amarillo de 18 kilates que pesa 14 gramos? 3. ¿Cuál es la razón de la dureza del oro de menor pureza? 4. ¿Qué relación tendrá la pureza del oro con su conductividad? | |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|----------------------|
| | | <p>Rendimiento:</p> <p>En muchas ocasiones las cantidades obtenidas mediante los cálculos químicos (rendimiento teórico), no coinciden con las cantidades obtenidas en la práctica (rendimiento real), esto puede estar relacionado con la falta atención o cuidado al manipular los reactivos y productos, las condiciones en las que se realiza la reacción, los instrumentos de medida o la pureza o calidad de las materias primas.</p> <p>Al cociente entre la masa del producto obtenido en la práctica sobre la masa del producto teórico se le denomina porcentaje de rendimiento.</p> $\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Masa del producto}}{\text{masa del producto teórico}} \times 100$ <p>de tal manera que si en tus cálculos el resultado para determinado producto de una reacción química es 50 g y en el laboratorio después de hacer la práctica obtuviste 45 g, el % de rendimiento es el siguiente:</p> $\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Masa del producto}}{\text{masa del producto teórico}} \times 100$ $\% \text{ de rendimiento} = \frac{45 \text{ g}}{50\text{g}} \times 100$ $\% \text{ de rendimiento} = 90\%$ <p>Pero, ¿por qué razón el resultado en el laboratorio fue distinto al resultado teórico de tus cálculos?</p> <p>Son muchas las razones, entre ellas tenemos: el error humano, los instrumentos de medida utilizados, las condiciones ambientales en las que se realiza la práctica y por su puesto las actividades.</p> | |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|---|--|--------------------------|
| | | <p>Responde las siguientes preguntas en el material del estudiante:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. ¿Qué problemas pueden generar las distintas impurezas en las empresas que trabajan con grandes cantidades de reactivos químicos? 2. Escribe un texto en donde expliques por qué el error humano, los instrumentos de medida utilizados y las condiciones ambientales pueden influir en el rendimiento de una reacción. 3. ¿Porque es importante hacer un cálculo de impurezas antes de la reacción? 4. Investiga la pureza y propiedades de las siguientes aleaciones: Acero, Acero inoxidable, Alnico, Alpaca, Bronce, Latón, Peltre. | |
| | <p>Los estudiantes trabajan en sus tareas.</p> <p>Socialización</p> | <p>El docente realiza una actividad expositora de 5mn, en la cual los estudiantes se reúnen en grupos y escogen temas de su interés relacionados con los siguientes puntos:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Ley de la conservación de la materia. • Aplicación industrial de la conservación de la materia. • Cálculos de números de moléculas y masas moleculares en reactivos y productos. • Obtención industrial de minerales. • Purificación de reactivos. | <p>Texto interactivo</p> |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|--|----------------------|---|---|
| <p>Resumen</p>  | Resumen | <ul style="list-style-type: none"> - La estequiometria es el proceso a través del cual se establecen relaciones cuantitativas entre reactivos y productos de una reacción química. - El balanceo es un método teórico-cuantitativo que permite establecer las relaciones de proporcionalidad necesarias para que reaccionen uno(s) compuestos denominados reactivos para generar uno(s) productos. - Existen varios métodos de balanceo de ecuaciones, los más conocidos son: tanteo simple, oxido reducción, algebraico y ion electrón. - No todos los reactivos que se utilizan en las reacciones químicas se encuentran puros, la mayoría contienen impurezas que hacen parte del peso del reactivo pero no entran en la reacción y disminuyen el porcentaje de rendimiento. Por esto es importante hacer un cálculo de impurezas antes de la reacción para saber qué cantidades se obtendrán. - Existen científicos que consideran que la asignación de números de oxidación fue arbitraria y que la veracidad de sus valores son coincidencias matemáticas. | <p>Texto interactivo HTML: Interactivo con actividad tipo click 2 (con HIDE) al dar clic sobre los botones que se observan, aparece la respuesta o ampliación. No son ventanas pop-up.</p> |
| <p>Tarea</p>  | Tarea | <p>Resolver la siguiente situación partiendo de los conceptos trabajados.</p> <p>El amoniaco (NH₃) es un compuesto muy utilizado en una amplia variedad de procesos industriales. En este sentido, dicha materia prima es muy solicitada a los laboratorios de química. Para cumplir con esta solicitud los químicos combinan cantidades del elemento nitrógeno con el hidrógeno de acuerdo a una proporción estequiometrica como lo representa la siguiente ecuación química:</p> $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ | <p>Texto interactivo.</p> |



| Etapa | Flujo de aprendizaje | Enseñanza / Actividades de aprendizaje | Recursos recomendado |
|-------|----------------------|--|----------------------|
| | | <p>1. Balancea la ecuación química.</p> <p>2. Interpreta a nivel submicroscópico (átomos, moléculas) y macroscópico (moles y gramos) la ecuación química que representa la síntesis del amoníaco. Además, expresa por escrito dicha interpretación.</p> <p>3. Si se tienen 12 moles de hidrógeno con cuatro moles de nitrógeno, cuántas moles de amoníaco se produce. ¿Qué cantidad de reactivo en exceso reacciona con el reactivo límite?</p> <p>4. ¿Para producir 300 g de amoníaco (NH_3), cuántos gramos de nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2) se requieren poner a interaccionar?</p> | |

