|  |  |
| --- | --- |
| Título del guion | La química cuantitativa |
| Código del guion | CN\_10\_12\_CO |
| Descripción | Las recetas de cocina o el derrotero para la construcción de una vivienda son el resultado de una serie de cálculos que tienen en cuenta características de los distintos materiales.  Aprende a realizar cálculos químicos que permiten determinar las masas moleculares y molares de los compuestos, así como sus fórmulas empíricas y moleculares. |

[SECCIÓN 1] **1 La masa molecular**

Lamasa de unamoléculase conoce como **masa molecular** y en muchas ocasiones también se la denomina **peso molecular**.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Una **molécula** es la unión de dos o más átomos. |

Para calcular la masa molecular es necesario sumar las **masas atómicas relativas** de los átomos que conforman la molécula,expresada en unidades de masa atómica (uma).

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Masa atómica relativa** |
| Contenido | La **masa atómica relativa** corresponde al promedio de las masas de la mezcla natural de los isótopos de un elemento, teniendo en cuenta los porcentajes de abundancia, por ejemplo, para el C es igual a 12,0 uma. |

Por **ejemplo**, ¿cuál es la masa molecular del agua (H2O)?:

1. Consultamos en la tabla periódica las masas atómicas relativas de los átomos que conforman la molécula:

H = 1,0 uma

O = 16,0 uma

1. Identificamos el número de átomos en la molécula:

H = 2 átomos

O= 1 átomo

1. Multiplicamos la masa atómica relativa por el número de átomos presente en la molécula:

|  |
| --- |
| **C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (17).gif** |
| CN\_10\_12\_formula01 |

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (18).gif |
| CN\_10\_12\_formula02 |

1. Sumamos los resultados:

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_12_CO\CN_10_12_con correcc Vivi\Fórmulas\CN_10_12_03.gif |
| CN\_10\_12\_formula03 |

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_12_CO\CN_10_12_con correcc Vivi\Fórmulas\CN_10_12_04.gif |
| CN\_10\_12\_formula04 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_IMG01 |
| **Descripción** | Ilustración de masa molecular del fosfato de magnesio |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | La **masa molecular** de una molécula de fosfato de magnesio es de 262,9 uma. |

Los iones de carga opuesta se asocian a través de fuerzas electrostáticas formando una red cristalina que da origen a los compuestos de **carácter iónico**. Estos no tienen masa molecular, sino **masa de fórmula**,debido a que no se comportan como moléculas, sino como asociaciones de iones. La masa de fórmula se obtiene al sumar las masas de los átomos que intervienen en la fórmula química de la sustancia, por ejemplo, para el NaCl la masa de fórmula es 58,5 uma.

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC10 |
| **Título** | Las masas moleculares y formulares |
| **Descripción** | Interactivo que permite explicar cómo se determina la masa molecular y la masa formular |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC20 |
| **Título** | ¿Cuál masa hallar? |
| **Descripción** | Actividad para identificar el tipo de compuesto y la masa a determinar |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC30 |
| **Título** | Halla la masas moleculares y formulares |
| **Descripción** | Actividad para determinar las masas moleculares y formulares de compuestos |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC40 |
| **Título** | Determina las masas de los compuestos |
| **Descripción** | Actividad para hallar las masas moleculares y formulares de sustancias |

[SECCIÓN 2] ***1.1 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC50 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: La masa molecular |
| **Descripción** | Actividades sobre La masa molecular |

[SECCIÓN 1] **2 La unidad de masa química: el mol**

En química se emplea el **mol** como unidad que tiene relación con el número de átomos, moléculas o iones presentes en una muestra o cantidad de sustancia. De acuerdo con el Sistema Internacional de Medidas, el **mol** se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales como los átomos que hay en 12 g del isótopo de carbono 12.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Número de Avogadro** |
| Contenido | Un mol de cualquier sustancia contiene 6,02 × 1023 de entidades químicas (átomos, moléculas o iones). Esta cantidad se conoce como **número de** **Avogadro** en honor al trabajo del físico italiano Amedeo Avogadro.  Número de Avogadro = 602 200 000 000 000 000 000 000 = 6,02 × 1023 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_IMG02 |
| **Descripción** | Ilustración de docena y paquete |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | eggs in the boxHuevos shutterstock 58870661  Tornillos shutterstock 44968867  http://thumb9.shutterstock.com/display_pic_with_logo/417913/417913,1264084822,2/stock-photo-group-of-screws-on-a-white-background-44968867.jpg |
| **Pie de imagen** | Así como en nuestra cotidianidad preferimos hablar de docenas (12 unidades) o gruesa (144 unidades), el mol se relaciona con cantidades definidas y muy grandes, pero en este caso de átomos, moléculas e iones. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC60 |
| **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 descripción “Secuencia de imágenes que permite mostrar qué es un mol y para qué sirve” por “Secuencia de imágenes que permite explicar qué es un mol y su relación con el número de Avogadro y la masa molar” |
| **Título** | El concepto de mol |
| **Descripción** | Secuencia de imágenes que permite explicar qué es un mol y su relación con el número de Avogadro y la masa molar |
| **Fichas** | Ficha del profesor:  **Objetivo**  Esta secuencia de imágenes busca mostrar el mol como unidad de medida de la cantidad de una sustancia y como vínculo entre el nivel microscópico y el macroscópico.  **Propuesta**  **Durante la presentación**  La comprensión del concepto de mol por parte de los estudiantes no es fácil e implica, además, la utilización de proporciones y de magnitudes, como el peso o la masa molecular relativos, que pueden prestarse a confusión.  Conviene animar a los estudiantes a que expresen sus dudas y detener la presentación tantas veces como se considere necesario. Lo importante es que al final se hayan interiorizado los siguientes conceptos:  - La utilización del mol como unidad de cantidad de sustancia y de número de partículas. Debe quedar claro, mediante analogías, que la categoría matemática del mol es la misma que, por ejemplo, la de una docena o una semana. Con esto lograremos desmitificar el concepto y hacerlo más próximo a los estudiantes.  - La utilización de la masa molecular como nexo de unión entre magnitudes microscópicas, como la unidad de masa atómica (uma) y magnitudes macroscópicas, como el gramo.  Después de la presentación  Convendría mencionar algunos datos, a modo de anécdota, para ilustrar el número de Avogadro. Por ejemplo:  - ¡El peso del número de Avogadro de monedas de 100 pesos sería superior a 2 trillones de toneladas!  Con este recurso se trabaja la competencia en el conocimiento y la interacción con el mundo físico, al estudiar una magnitud que nos facilita la cuantificación de sustancias, pero también la competencia matemática, al calcular distintas magnitudes y proporciones.  Para complementar lo aprendido sobre el tema, puede consultarse la página de Educastur, que permite entender la enorme magnitud del número de Avogadro [[VER](http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/Avogadro/Avogadro.htm)]. Si se quiere saber más sobre la historia y el concepto de mol, vale la pena hacer clic sobre el enlace de Visionlearning [[VER](http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=53&l=s)].  Ficha del estudiante:  **El mol**  De la misma manera que para cuantificar los huevos usamos las docenas o para cuantificar los días indicamos las semanas o los años; se usan los **moles** para cuantificar los átomos, moléculas e iones.  En unos pocos microgramos de una sustancia hay muchísimas entidades químicas. Para cuantificar un número tan elevado no se pueden usar las docenas, se necesita una unidad que signifique una cantidad muy grande fija. Esa cantidad se denomina **mol**.  ¿Moles de huevos o de sillas?  El mol es una unidad que no se usa para medir huevos ni sillas. Para que se entienda mejor, veamos un ejemplo:  - Un mol de moléculas de agua es 6,02 x 1023 moléculas de agua.  - Un mol de huevos o de sillas serían 6,02 x 1023 huevos o sillas.  **El número de Avogadro**  El mol contiene el **número de Avogadro**de partículas, que es igual a 6,022 x 1023.  **La masa molar**  La **masa de un mol**de una sustancia **coincide numéricamente**con la masa atómica o la masa molecular relativas de dicha sustancia. Pero, mientras la masa atómica relativa o la masa molecular relativa se expresan en unidades de masa atómica (uma), la masa del mol se expresa en unidades de masa, es decir, en **gramos**.  Así, la masa molecular relativa del agua oxigenada (H2O2) es:  2 x mH + 2 x mO = (2 x 1,0 uma) + (2 x 16,0 uma) = 34,0 uma  La masa de un mol de moléculas de agua oxigenada es: 34,0 g.  En 34,0 g de agua oxigenada hay 6,02 x 1023 moléculas de agua oxigenada.  El dióxido de carbono (CO2) tiene una masa molecular relativa de:  mC + 2 x mO = 12,0 uma + (2 x 16,0 uma) = 44,0 uma    Un mol (o sea, 6,02 x 1023 moléculas) de CO2 tiene una masa de 44,0 g.  Para entender la enorme magnitud del número de Avogadro, consulta este enlace de Educastur [[VER](http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/Avogadro/Avogadro.htm)]. Si quieres saber más sobre el mol y su historia, visita la página de Visionlearning [[VER](http://www.visionlearning.com/es/library/Qu%EDmica/1/El-Mol/53)]. |

[SECCIÓN 2] ***2.1 La masa molar***

La masa en gramos de un mol de unidades, sean átomos, moléculas o iones, de una sustancia determinada se denomina **masa molar.** Se expresa en gramos/mol y se calcula sumando las masas atómicas de los elementos.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Magnitudes idénticas** |
| Contenido | La **masa molecular** permite reconocer la masa de una molécula de compuesto y la **masa molar** hace referencia a la masa de un mol del mismo. Aunque son **idénticas** en **magnitud**, difieren en las unidades en que se expresan: la primera en unidades de masa atómica (**uma**)y la segunda en gramos por mol (**g/mol**). |

Por **ejemplo**, ¿cuál es la masa molar del óxido de sodio Na2O?:

1. Consultamos en la tabla periódica las masas atómicas del Na y del O:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_IMG03 |
| **Descripción** | Ilustración de tabla periódica |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | https://www.google.com.co/search?q=tabla+periodica+de+los+elementos&es\_sm=93&biw=1366&bih=667&noj=1&source=lnms&tbm=isch&sa=X&ved=0CAcQ\_AUoAWoVChMIvbC3yq3jxwIVh6oeCh0zSAnm#imgrc=o2GnUzgXYetczM%3A |
|  | Las masas del Na y del O son de 23,0 y 16,0 uma, respectivamente. |

1. Multiplicamos las masas atómicas por el número de átomos de cada elemento en el compuesto Na2O:

Na = 23,0 uma × 2

= 46,0 uma

O = 16,0 uma × 1

= 16,0 uma

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | En una fórmula química los subíndices se pueden usar para determinar el número de átomos presente de cada elemento. |

1. Sumamos las masas de los elementos para obtener la masa molecular y de ella podemos obtener la molar:

Masa molecular del Na2O = 46,0 uma + 16,0 uma

= 62,0 uma

Como las magnitudes de las masas molecular y molar son idénticas, podemos decir que la masa molar del Na2O es 62,0 g/mol.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_IMG04 |
| **Descripción** | Ilustración de algunas cantidades de muestras de 1 mol |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | Azufre izq Shutterstock 209458648 Agua shutterstock 131075399 http://thumb1.shutterstock.com/display_pic_with_logo/870850/209458648/stock-photo-sulfur-powder-on-white-background-209458648.jpg  http://thumb7.shutterstock.com/display_pic_with_logo/75178/131075399/stock-photo-drinking-water-is-poured-into-a-glass-131075399.jpg |
| **Pie de imagen** | 1 mol de azufre (S) = 32,1 g  = 6,02 × 1023 átomos de S  1 mol de agua (H2O) = 18,0 g  = 6,02 × 1023 moléculas de agua  Aunque tienen la misma cantidad de entidades químicas, difieren en la masa. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC70 |
| **Título** | Halla las masas molares |
| **Descripción** | Actividad que permite determinar las masas molares de sustancias |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC80 |
| **Título** | ¿Cuál es la masa de un mol? |
| **Descripción** | Actividad que permite calcular la masa molar de algunas sustancias |

[SECCIÓN 2] ***2.2 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC90 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: La unidad de masa química: el mol |
| **Descripción** | Actividades sobre La unidad de masa química: el mol |

[SECCIÓN 1] **3 Factores de conversión**

Los **factores de conversión** son herramientas matemáticas que permiten realizar cálculos y equivalencias de forma sencilla, por ejemplo, establecer relaciones masa-mol, mol-masa y determinar el número de partículas, lo cual es muy útil en química.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_IMG05 |
| **Descripción** | Ilustración de factor de conversión |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | En el factor de conversión se multiplican las magnitudes de los numeradores y luego se divide entre el denominador de la fracción. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC100 |
| **Título** | Los factores de conversión de masa, moles y número de partículas |
| **Descripción** | Secuencia de imágenes que muestra el proceso para realizar conversiones de masa, moles y número de partículas |

[SECCIÓN 2] **3.1 Masa a moles**

Para encontrar la **equivalencia** entre **masa** y **moles** se usa como factor de conversión la masa molar del compuesto.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | La **masa molar** de una sustancia se obtiene a partir de su **masa molecular**. |

Por **ejemplo**, ¿cuántos moles de Na2O se encuentran en una muestra de 2 g del compuesto?

1. Identificamos la magnitud relacionada en el ejercicio, junto con sus unidades:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_IMG06 |
| **Descripción** | Ilustración de magnitudes dadas |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | La magnitud y la unidad dadas representan los datos que se conocen en el ejercicio. |

1. Establecemos el factor de conversión, teniendo en cuenta que la unidad solicitada va en el numerador, así:

1 mol de Na2O = 62,0 g de Na2O

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_IMG07 |
| **Descripción** | Ilustración de factor de conversión de masa molar |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Planteamiento del factor de conversión. |

1. Multiplicamos los datos relacionados en el ejercicio por el factor de conversión:

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Downloads\CN_10_12_05.gif |
| CN\_10\_12\_formula05 |

2 g de Na2O equivalen a 0,03 moles de Na2O.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC110 |
| **Título** | Aplica factores de conversión |
| **Descripción** | Actividad que permite aplicar conversiones de masa a mol |

[SECCIÓN 2] ***3.2 Moles a masa***

El cálculo para determinar la **relación** entre **moles** y **masa** se realiza usando la masa molar como factor de conversión.

Por **ejemplo**, en la preparación de un litro de disolución se requieren 0,1 moles de Na2O.

¿Cuántos gramos del compuesto se deben usar?

1. Identificamos la magnitud relacionada en el ejercicio, junto con sus unidades:

0,1 moles de Na2O

1. Establecemos el factor de conversión, teniendo en cuenta que la unidad solicitada va en el numerador:

62,0 g de Na2O = 1 mol de Na2O

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (24).gif |
| CN\_10\_12\_formula06 |

1. Multiplicamos los datos relacionados en el ejercicio por el factor de conversión:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (23).gif |
| CN\_10\_12\_formula07 |

Se requieren 6,2 g de Na2O para preparar la disolución.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC120 |
| **Título** | Convierte moles a masa |
| **Descripción** | Actividad para determinar la equivalencia de moles en masa |

[SECCIÓN 2] **3.3 Número de partículas**

Para determinar el número de partículasque hay en un compuesto, es necesario utilizar el **número de Avogadro.**

Por **ejemplo**, ¿cuántas moléculas y cuántos átomos hay en 2 moles de gas nitrógeno (N2)?

1. Identificamos la magnitud relacionada en el ejercicio junto con sus unidades:

2 moles de N2

1. Establecemos el factor de conversión que relacione mol y el número de Avogadro, teniendo en cuenta que la unidad solicitada va en el numerador:

6,02 × 1023 moléculas de N2 = 1 mol de N2

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Downloads\CN_10_12_08.gif |
| CN\_10\_12\_formula08 |

1. Multiplicamos los datos relacionados en el ejercicio por el factor de conversión:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_formula09 |
| **Descripción** | Ilustración de factor de conversión para determinar átomos |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** |  |

1. Incluimos otro factor de conversión que permita determinar el número de átomos en 2 moles de N2:

1 molécula de N2 = 2 átomos de nitrógeno

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (31).gif |
| CN\_10\_12\_formula10 |

1. Multiplicamos los datos relacionados en el ejercicio por los factores de conversión:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_formula11 |
| **Descripción** | Ilustración de factor de conversión para determinar átomos |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** |  |

En 2 moles de N2 hay 1,20 × 1024 moléculas de N2 y 2,41 × 1024 átomos de N.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Un mol de cualquier sustancia equivale en átomos, moléculas e iones al número de Avogadro |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC130 |
| **Título** | Determina cuántas partículas hay |
| **Descripción** | Actividad que permite conocer el número de partículas presentes en una cantidad de sustancia |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC140 |
| **Título** | Realiza conversiones de unidades |
| **Descripción** | Actividad que permite realizar conversiones de masa, moles y número de partículas |

[SECCIÓN 2] **3.4 Consolidación**

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC150 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Factores de conversión |
| **Descripción** | Actividades sobre Factores de conversión |

[SECCIÓN 1] **4 Las fórmulas empírica y molecular**

La **fórmula química** de un compuesto es la representación simbólica de este y brinda información sobre la combinación definida en que se encuentran los átomos. Existen dos clases de fórmulas: la **empírica** y la **molecular**, las cuales se pueden establecer a partir de un análisis elemental cuantitativo.

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC160 |
| **Título** | Las fórmulas que se utilizan en química |
| **Descripción** | Secuencia de imágenes que permite explicar los diferentes tipos de fórmulas que se manejan en química |

[SECCIÓN 2] **4.1 La composición porcentual**

La **composición porcentual** hace referencia al porcentaje de masa que presenta cada uno de los elementos en un compuesto.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_IMG08 |
| **Descripción** | Fotografía de fertilizantes |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 195046295  http://thumb7.shutterstock.com/display_pic_with_logo/1818128/195046295/stock-photo-a-hand-giving-fertilizer-to-a-young-plant-with-warm-sunlight-planting-tree-195046295.jpg |
| **Pie de imagen** | A la hora de elegir fertilizantes, es importante reconocer aquellos donde el porcentaje de N sea mayor, pues es el principal nutriente para las plantas. |

La **composición porcentual** de los elementos en una sustancia se determina a partir de la masa molecular del elemento y la masa molecular del compuesto:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_formula12 |
| **Descripción** | Ilustración de ecuación |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** |  |

Por **ejemplo**, ¿cuál es la composición porcentual del H2O?:

1. Determinamos la masa molecular, sumando las masas totales de cada elemento:

H = 1,0 uma × 2 = 2,0 uma O = 16,0 uma × 1 = 16,0 uma

Masa molecular de H2O = 2,0 uma + 16,0 uma

= 18,0 uma

1. Utilizamos la ecuación de composición porcentual:

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_12_CO\CN_10_12rev exp\Fórmulas\CN_10_12_formula13.gif |
| CN\_10\_12\_formula13 |

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Desktop\Edición Planeta\CN_10_12_CO\CN_10_12rev exp\Fórmulas\CN_10_12_formula14.gif |
| CN\_10\_12\_formula14 |

La composición del agua es 11,1% de hidrógeno y 88,9% de oxígeno, que sumados conforman el 100% del compuesto.

[SECCIÓN 2] **4.2 Determinación de la fórmula empírica**

La **fórmula empírica** o simple representa la relación en la que pueden estar los átomos en un compuesto. Esta relación se manifiesta en números enteros. Aunque se establece generalmente a través de datos experimentales, a partir de esta no es posible reconocer con exactitud la sustancia. Para determinar la fórmula empírica se debe conocer las cantidades en masa de los elementos que constituyen el compuesto.

Por **ejemplo**, ¿cuál es la fórmula empírica de un compuesto que tiene 53 g de aluminio y 47 g de oxígeno?

1. Convertimos los gramos de cada elemento a moles:

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Downloads\CN_10_12_13.gif |
| CN\_10\_12\_formula15 |

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Downloads\CN_10_12_14.gif |
| CN\_10\_12\_formula16 |

1. Comparamos los resultados de las moles obtenidas e identificamos el menor valor, en este caso 1,96.
2. Dividimos cada resultado entre el menor valor.

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Downloads\CN_10_10_15.gif |
| CN\_10\_12\_formula17 |

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Downloads\CodeCogsEqn (11).gif |
| CN\_10\_12\_formula18 |

Cuando alguno de los resultados no da un número entero, se realiza una multiplicación por un entero de valoración baja, en este caso, 2, para lograr que los dos queden enteros:

Al = 1 × 2 = 2

O = 1,5 × 2 = 3

1. Ubicamos los números encontrados como subíndices de los símbolos de los elementos correspondientes, así:

**Al2O3**

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Fórmula empírica a partir de porcentajes** |
| del Contenido | Si los datos proporcionados para determinar la **fórmula empírica** son porcentajes, estos se toman como si fueran gramos y se continúa el proceso habitual. Por ejemplo ¿cuál es la fórmula empírica para un compuesto que presenta 53% de Al y 47% de O?  Suponemos una muestra de 100 g, donde 53 g son de Al y 47 g de O y, al convertir los gramos a moles y luego dividir los resultados entre el menor número, obtenemos que la fórmula empírica es Al2O3. |

[SECCIÓN 2] **4.3 Determinación de la fórmula molecular**

La **fórmula molecular** es la fórmula química real que representa la composición y proporción de los elementos que conforman el compuesto. Se determina conociendo la fórmula empírica y la masa molar.

Por **ejemplo**,la melamina es un compuestoque se usa para elaborar utensilios de plástico como vajillas y juguetes, ¿cuál es su fórmula molecular, si su fórmula empírica es CH2N2 y su masa molar es 126,1 g/mol?

1. Determinamos la masa molar de la fórmula empírica del compuesto:

Fórmula empírica: 1 átomo de C + 2 átomos de H + 2 átomos de N

Masa molar de la fórmula empírica:

(12,0 g de C × 1 átomo de C) + (1,0 g de H × 2 átomos de H) + (14,0 g de N × 2 átomos de N) = 42,0 g/mol de CH2N2

1. Hallamos un número entero de la relación entre la masa molar de la fórmula empírica y la masa molar del compuesto:

|  |
| --- |
| C:\Users\Viviana\Downloads\CodeCogsEqn (43).gif |
| CN\_10\_12\_formula19 |

|  |
| --- |
| C:\Users\LyzMarcela\Downloads\CN_10_12_18.gif |
| CN\_10\_12\_formula20 |

1. Multiplicamos la fórmula empírica por el entero obtenido:

Fórmula empírica: CH2N2

Número entero: 3

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_IMG09 |
| **Descripción** | Ilustración de fórmula molecular de la melamina |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | C3H6N6  C(1x3) H(2x3) N(2x3) =  **Fórmula molecular** |
| **Pie de imagen** | Al multiplicar el número entero 3 por los subíndices de la fórmula empírica, se obtiene la fórmula molecular de la melamina. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | La fórmula molecular de una sustancia se calcula con su masa molar y su fórmula empírica. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC170 |
| **Título** | La composición porcentual de los compuestos y las fórmulas químicas |
| **Descripción** | Interactivo que muestra cómo se determinan las fórmulas empírica y molecular, teniendo en cuenta la composición porcentual |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC180 |
| **Título** | Determina la composición porcentual |
| **Descripción** | Actividad que permite conocer la composición porcentual de los elementos en los compuestos |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC190 |
| **Título** | ¿Cuál es la fórmula empírica y molecular? |
| **Descripción** | Actividad que permite determinar las fórmulas empírica y molecular de algunas sustancias |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo (oculto)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC200 |
| **Título** | Halla las fórmulas empírica y molecular |
| **Descripción** | Actividad que permite practicar los cálculos para determinar las fórmulas empírica y molecular de compuestos |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo (oculto)** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC210 |
| **Título** | Resuelve un crucigrama sobre la química cuantitativa |
| **Descripción** | Actividad que permite reforzar conceptos importantes de la química cuantitativa |

[SECCIÓN 2] ***4.4 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC220 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Las fórmulas empírica y molecular |
| **Descripción** | Actividades sobre Las fórmulas empírica y molecular |

[SECCIÓN 1] **5 Competencias**

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC230 |
| **Título** | Competencias: porcentaje de agua en una sal hidratada |
| **Descripción** | Actividad que propone una práctica de laboratorio para determinar el porcentaje de agua en el sulfato cúprico |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC240 |
| **Título** | Competencias: investigación sobre el número Avogadro |
| **Descripción** | Actividad que propone realizar una investigación bibliográfica sobre el número Avogadro |

[SECCIÓN 1] **Fin de unidad**

|  |  |
| --- | --- |
| **Mapa conceptual** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC250 |
| **Título** | Mapa conceptual |
| **Descripción** | Mapa conceptual del tema La química cuantitativa |

|  |  |
| --- | --- |
| **Evaluación: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC260 |
| **Título** | Evaluación |
| **Descripción** | Evalúa tus conocimientos sobre el tema La química cuantitativa |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Webs de referencia** | | |
| **Código** | CN\_10\_12\_REC280 | |
| **Web 01** | Puedes ampliar la información y realizar cálculos sobre cantidad de sustancia en el aplicativo de Educaplus. | http://www.educaplus.org/play-345-C%C3%A1lculo-de-la-cantidad-de-sustancia.html |
| **Web 02** | Puedes profundizar en fórmulas empíricas y moleculares en la página de Educamix de Madrid. | http://www.educamix.com/educacion/3\_eso\_materiales/b\_iv/conceptos/conceptos\_bloque\_4\_3.htm#1 |
| **Web 03** | Puedes ampliar la información y practicar sobre masas molares y moleculares en el tutorial de la Escuela de Ingenierías Industriales de España. | http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-01.html |