|  |  |
| --- | --- |
| Título del guion | El enlace químico y la nomenclatura de compuestos inorgánicos |
| Código del guion | CN\_10\_11\_CO |
| Descripción | La parafina de las velas es un compuesto covalente y el cloruro de sodio es el nombre tradicional de la sal que usas en la cocina. Reconoce la importancia de la regla del octeto y de las estructuras de Lewis en la formación de enlaces, y aprende las diversas formas de nombrar los compuestos inorgánicos. |

[SECCIÓN 1] **1 La regla del octeto**

Los átomos, al igual que todos los elementos de la naturaleza, tienden a organizarse para buscar la máxima estabilidad energética. Esta se obtiene en la mayoría de los casos cuando el átomo completa su última capa (**capa de valencia**) con ocho electrones al perder, ganar o compartir electrones. Esta regularidad se denomina **regla del octeto.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | | | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG01 | | |
| **Descripción** | Ilustración de ubicación de los gases nobles en la tabla periódica | | |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | Código shutterstock 110129690 | | |
| **Pie de imagen** | Los gases nobles, excepto el helio, debido a su estructura estable de ocho electrones, sirvieron como fuente de inspiración en 1956 a Walther Kossel y Gilbert N. Lewis para proponer laregla del octeto como criterio de explicación de la formación de enlaces. | | |
| **Destacado** | | |
| **Título** | | **Excepciones a la regla del octeto** |
| Contenido | | Los **elementos del primer período**, como el hidrógeno y el helio, solo necesitan dos electrones para satisfacer la capa de valencia. Algunos no metales, como el fósforo, forman compuestos estables, en los que en su nivel más externo tienen más de ocho electrones, y por ello se dice que presentan **octeto expandido**. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | La **regla del octeto** indica que los átomos se enlazan para completar con ocho electrones la capa de valencia, lo cual les permite mayor estabilidad. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC10 |
| **Título** | Los electrones de valencia y la regla del octeto |
| **Descripción** | Secuencia de imágenes que permite mostrar la relación de los electrones de valencia y la regla de octeto |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC20 |
| **Título** | Identifica los electrones de valencia |
| **Descripción** | Actividad para determinar los electrones de valencia a partir de la configuración electrónica |

[SECCIÓN 2] **1.1 *Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC30 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: La regla del octeto |
| **Descripción** | Actividades sobre La regla del octeto |

[SECCIÓN 1] **2 Las estructuras de Lewis**

Para representar los electrones externos de los átomos y los enlaces que estos generan en búsqueda de la estabilidad energética, Lewis estableció **fórmulas** o **estructuras electrónicas** a partir de puntos, cruces o círculos ubicados alrededor de los elementos. Las estructuras propuestas por Lewis también son llamadas **estructuras del punto-electrón**. Para ello, es necesario conocer sus configuraciones electrónicas a fin de identificar los electrones del último nivel.

Para dibujar un esquema de Lewis se procede de la siguiente manera:

1. Se elige el átomo del compuesto que presenta mayor número de electrones en su último nivel de energía y se coloca en el centro. A su alrededor se dibujan los electrones con cruces o puntos, agrupados por pares.
2. Se repite el procedimiento con el resto de los átomos, situándolos alrededor del primero.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG02 |
| **Descripción** | Fotografía de la estructura de Lewis del amoniaco |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4 ESO/Física y Química/La estructura de la materia/Los enlaces químicos/Los esquemas de Lewis  http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14355/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_10_img4_zoom.jpg |
| **Pie de imagen** | **Esquema de Lewis** del **amoníaco**. El átomo de nitrógeno tiene cinco electrones en el último nivel, comparte tres con cada uno de los átomos de hidrógeno (**pares enlazantes**) y le queda un par libre (**no enlazante**). |

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **¿Enlazantes o libres?** |
| Contenido | Cada par de electrones (uno de cada átomo) que forma un enlace se llama **par enlazante**. Los pares de electrones que quedan libres se conocen como **pares no enlazantes** o **pares libres**. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Los electrones que se encuentran en la capa de valencia son los que intervienen en un enlace. Si la capa está llena con ocho electrones, no hay posibilidad de unión. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC40 |
| **Título** | Los diagramas de Lewis |
| **Descripción** | Secuencia de imágenes que permite explicar cómo se realizan las estructuras de Lewis |

[SECCIÓN 2] ***2.1 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC50 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Las estructuras de Lewis |
| **Descripción** | Actividades sobre Las estructuras de Lewis |

[SECCIÓN 1] **3 El enlace químico**

Se considera **enlace químico** a la unión que se establece entre distintos átomos, debido a las fuerzas de atracción que hay entre estos.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG03 |
| **Descripción** | Ilustración de un enlace químico |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Un enlace se representa gráficamente a través de una línea entre los elementos enlazados. Cada línea representa dos electrones compartidos. |

Para explicar las relaciones que se generan entre los átomos cuando forman enlaces y el origen de los mismos, la teoría del enlace químico propuso tres modelos: el **iónico**, el **covalente** y el **metálico**.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Modelos de enlace químico** |
| Contenido | Los modelos de enlaces **iónico**, **covalente** y **metálico** son representaciones del enlace entre los átomos, teniendo en cuenta la diferencia de **electronegatividad** y la tendencia a formar el **octeto**. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC60 |
| **Título** | Los modelos de enlace químico |
| **Descripción** | Interactivo que permite explicar la formación de compuestos iónicos y moleculares |

[SECCIÓN 2] **3.1 El enlace con carácter iónico**

Este tipo de enlace se produce por transferencia de electrones de un átomo a otro, de manera que las configuraciones electrónicas resultantes son más estables que las iniciales. El átomo que **cede** electrones se transforma en un **catión** y el que los **gana** en un **anión**. Los iones de cargas eléctricas opuestas se mantienen unidos por fuerzas de atracción electrostática. Las sustancias iónicas no forman verdaderas moléculas, sino agregados de iones que se ordenan en el espacio formando redes cristalinas.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG04 |
| **Descripción** | Fotografía de la estructura cristalina de un compuesto iónico |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4 ESO/Física y Química/La estructura de la materia/Los enlaces químicos/Enlace covalente  http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package14355/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_10_img2_zoom.jpg |
| **Pie de imagen** | Esquema de la **red cristalina** de un **compuesto iónico.** Las esferas verdes representan los aniones y las de color naranja los cationes. |

El **enlace iónico** se da entre elementos ubicados en los extremos opuestos de la tabla periódica, por ejemplo, entre los **metales** de los grupos 1 y 2, y los **no metales** de los grupos 16 y 17. La diferencia de **electronegatividad** entre dos átomos que forman un enlace iónico suele ser mayor o igual a 1,7.

Son ejemplos de sustancias con enlace iónico el bromuro de zinc (ZnBr2) y el sulfuro de cobre (II) (CuS) y, en general, las sales binarias, formadas por un metal y un no metal.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | La **electronegatividad** mide la tendencia de un elemento a atraer electrones del enlace cuando se combina con otro. Cuanto mayor es la electronegatividad, mayor será también su capacidad para atraerlos. En la tabla periódica, la electronegatividad **aumenta de izquierda a derecha** a lo largo de los períodos **y de abajo hacia arriba** dentro de cada grupo. |

[SECCIÓN 2] **3.2 El enlace con carácter covalente**

Se forma un **enlace covalente** cuando dos átomos **comparten** uno o más pares de electrones, de modo que el par compartido se localiza entre ambos y los dos adquieren una configuración electrónica más estable. Por ejemplo, dos átomos de cloro comparten un electrón de su último nivel para formar una molécula de cloro, así logran tener ocho electrones cada uno (7 propios y 1 compartido). Dos átomos pueden compartir dos, cuatro o seis electrones, lo que da lugar a un enlace covalente **simple**, **doble** o **triple**, respectivamente.

El enlace covalente se produce entre elementos de electronegatividad similar y, en general, cuando la diferencia es menor que 1,7. Este tipo de enlace es más frecuente entre dos no metales, por ejemplo, entre el oxígeno y un no metal, como el azufre o el nitrógeno.

Cuando la diferencia de electronegatividad es cercana a 1,7, los electrones compartidos se localizan cerca del átomo más electronegativo, lo que da origen a un enlace **covalente polar**. Por ejemplo, las uniones entre el átomo de oxígeno y cada átomo de hidrógeno en la molécula de agua son de este tipo, ya que el oxígeno es más electronegativo y los pares enlazantes se hallan más próximos a él.

El enlace **covalente apolar** sucede cuando la diferencia de electronegatividades es cercana o igual a cero, por ejemplo, esto ocurre en el enlace entre los dos átomos de oxígeno (O2).

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG05 |
| **Descripción** | Ilustración de distribución geométrica del agua |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4 ESO/Física y Química/La estructura de la materia/Los enlaces químicos/Enlace covalente |
| **Pie de imagen** | Distribución geométrica de la carga eléctrica en la molécula de agua. La diferencia de electronegatividad entre el oxígeno y el hidrógeno hace que los pares de electrones de los enlaces estén más cerca del átomo de oxígeno. La molécula presenta una densidad de carga negativa en la zona del oxígeno y positiva en la del hidrógeno. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC70 |
| **Título** | Identifica los compuestos polares y apolares |
| **Descripción** | Actividad que permite clasificar los compuestos covalentes como polares o no polares |

[SECCIÓN 2] **3.3 El enlace metálico**

Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su último nivel de energía y, por ello, escasa tendencia a atraer otros. Para cumplir la regla del octeto, comparten los electrones **entre muchos átomos**, de modo que estos forman una nube alrededor de los núcleos. Los electrones no pertenecen a ningún átomo en particular y tienen una gran movilidad, mientras que los núcleos se acomodan formando una red tridimensional compacta, conocida como **enlace metálico**. Este tipo de enlace ocurre en materiales como el cobre o el hierro.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Si la **diferencia de electronegatividades** entre dos átomos es igual o mayor a **1,7**, se considera que el **enlace** es de carácter **iónico**, de lo contrario, es covalente. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC80 |
| **Título** | Identifica los compuestos iónicos y covalentes |
| **Descripción** | Actividad para clasificar compuestos de acuerdo con el enlace químico |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado (oculto)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC90 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los enlaces químicos/Los esquemas de Lewis/Practica/Qué sabes de los enlaces químicos |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar descripción” Actividad que permite entender las características de los distintos enlaces químicos” por “Actividad que permite reconocer las características de los enlaces químicos” |
| **Título** | ¿Qué sabes de los enlaces químicos? |
| **Descripción** | Actividad que permite entender las características de los distintos enlaces químicos |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo(oculto)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC100 |
| **Título** | Descubre las propiedades de los compuestos iónicos y covalentes |
| **Descripción** | Actividad que permite conocer las propiedades de los compuestos iónicos y covalentes |

[SECCIÓN 2] ***3.4 Consolidación***

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC110 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: El enlace químico |
| **Descripción** | Actividades sobre El enlace químico |

[SECCIÓN 1] **4 Las fuerzas intermoleculares**

Las **fuerzas intermoleculares** son interacciones electrostáticas (atracciones y repulsiones entre cargas eléctricas) que se producen entre las moléculas o iones. En las moléculas neutras actúan las fuerzas de **Van der Waals**,entre ellas: las **fuerzas dipolo-dipolo**, las **fuerzas de dispersión de London** y los **puentes de hidrógeno**. Entre las moléculas y los iones se presentan las fuerzas **ion-dipolo.**

Las **fuerzas intermoleculares** son mucho más débiles que las intramoleculares y son las interacciones que hay que vencer para producir un cambio físico en las sustancias. Influyen, por ejemplo, en **propiedades físicas** como el estado de agregación, el punto de fusión y de ebullición, la solubilidad, etc.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Fuerzas intramoleculares** |
| Contenido | Las **fuerzas intramoleculares**, a las que llamamos **enlaces químicos**, son las que se producen en el interior de una molécula, donde los átomos se unen mediante enlaces de tipo iónico, covalente o metálico. Estas son las interacciones que se deben vencer para que se produzca un cambio químico. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC120 |
| **Título** | Las fuerzas intermoleculares e ion-dipolo |
| **Descripción** | Interactivo que muestra las diferentes fuerzas entre moléculas e iones |

[SECCIÓN 2] **4.1 Las fuerzas dipolo-dipolo**

Las **fuerzas dipolo-dipolo** se presentan entre las moléculas poliatómicas que tienen momentos dipolares, por ejemplo, entre el NH3 y el NF3. En la primera el desplazamiento electrónico es hacia el nitrógeno, pues este es más electronegativo que el hidrógeno, y en la segunda se da hacia el flúor, debido a su tendencia electronegativa. A partir de los dipolos se establece una atracción entre el N de la molécula NH3 (parcialmente negativo) y el N de la molécula NF3 (parcialmente positivo).

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG06 |
| **Descripción** | Ilustración de momento fuerzas dipolo-dipolo |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | La imagen representa los **dipolos** y las **atracciones electrostáticas** entre las moléculas de NH3 y NF3. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Polaridad de las moléculas** |
| Contenido | Una molécula **polar** es eléctricamente neutra, pero sus cargas presentan una distribución **asimétrica**, de modo que tiene un extremo con carga parcial negativa y otro con carga parcial positiva. Esto se debe a la presencia de enlaces covalentes polares entre los átomos que la componen.  La **polaridad** de una molécula también depende de su estructura geométrica, y puede ocurrir que no resulte polar, aunque los enlaces entre sus átomos sí lo sean. Esto se debe a que la molécula es simétrica y la distribución de las cargas se compensa, como ocurre en el dióxido de carbono. |

Al aumentar el número de dipolos, las moléculas mejoran la disposición geométrica, lo que incrementa la fuerza ejercida y la atracción entre estas.

[SECCIÓN 2] **4.2 Las fuerzas de dispersión de London**

En una molécula no polar puede darse puntualmente una deformación de la nube electrónica y formarse un **dipolo instantáneo**. Este dipolo puede inducir otro dipolo en una molécula que esté próxima y generar un **dipolo inducido**, con lo que se establece entre estos dos dipolos una fuerza de atracción débil. Esto sucede, por ejemplo, entre los átomos de los gases nobles.

Estas fuerzas se denominan también **fuerzas de dispersión de London**, ya que fue el físico estadounidense Fritz **London**, en 1930, el primero que ofreció una explicación de los dipolos instantáneos.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG07 |
| **Descripción** | Ilustración de las fuerzas de dispersión |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Representación del dipolo instantáneo en una molécula apolar por la distribución desigual de los electrones y la posterior inducción del dipolo a una molécula vecina. |

[SECCIÓN 2] **4.3 Los puentes de hidrógeno**

Se llama **puentes de hidrógeno** a un tipo especial de unión generado por la atracción intermolecular que se produce entre un átomo de hidrógeno y un par de electrones libres de otro átomo, como el oxígeno, flúor y nitrógeno.

Uno de los ejemplos más conocidos es el de las moléculas de agua, en las que los enlaces de hidrógeno se producen entre los pares electrónicos libres del oxígeno de una molécula y el hidrógeno de otra molécula vecina.

Muchas de las propiedades físicas del agua se deben a la existencia de los enlaces de hidrógeno entre sus moléculas. Cada molécula de agua puede formar 4 enlaces de hidrógeno con sus vecinas. Para que el agua líquida pase a vapor, es necesario vencer estas fuerzas intermoleculares, lo que explica su elevado punto de ebullición.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG08 |
| **Descripción** | Ilustración de los puentes de hidrógeno de la molécula de agua |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | La **polaridad** de la **molécula de agua** determina la existencia de fuerzas **intermoleculares** que, en los estados líquido y sólido, se traducen en la aparición de enlaces débiles, denominados **enlaces por puente de hidrógeno,** entre pares de electrones libres del oxígeno de una molécula y el hidrógeno de otra. |

[SECCIÓN 2] **4.4 Las fuerzas ion-dipolo**

Cuando hay atracción entre un ion (catión o anión) y una molécula polar, se dice que están actuando las **fuerzas ion-dipolo**. La incidencia de las interacciones entre estas entidades químicas depende de la carga y del tamaño del ion, de los dipolos y del tamaño de la molécula. No obstante, se puede decir que los cationes experimentan mayor intensidad en la interacción con los dipolos que los aniones, debido a la concentración de la carga.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG09 |
| **Descripción** | Ilustración de fuerzas ion-dipolo |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Un ejemplo de fuerzas ion-dipolo ocurre en la disolución de sal de cocina (NaCl) en agua, donde el catión sodio Na+ y el anión cloruro Cl- se rodean por las moléculas de agua, las cuales presentan dipolo. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC130 |
| **Título** | Identifica el tipo de fuerza intermolecular |
| **Descripción** | Actividad que permite reconocer las diferentes fuerzas intermoleculares |

[SECCIÓN 2] ***4.5 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC140 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Las fuerzas intermoleculares |
| **Descripción** | Actividades sobre Las fuerzas intermoleculares |

[SECCIÓN 1] **5 La geometría molecular**

La disposición espacial que adoptan los átomos en una molécula se describe por la **geometría molecular**,que incide en gran medida en el comportamiento y en las propiedades físicas y químicas de las sustancias.

Las distancias y ángulos entre átomos se deben determinar de forma experimental, aunque es posible predecirlos conociendo el número de electrones que rodean al átomo central a través de las estructuras de Lewis y usando el modelo de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV).

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_11\_11\_REC150 |
| **Título** | La representación tridimensional de las moléculas |
| **Descripción** | Interactivo que muestra las diferentes formas tridimensionales que presentan las moléculas |

[SECCIÓN 2] **5.1 El modelo RPECV**

El modelo de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (**RPECV**) asume que los pares de electrones de la capa externa se repelen de tal forma que se mantienen lo más alejados posible unos de otros, similar al efecto que ocurre cuando se acercan dos imanes por el mismo polo, donde las líneas de campo magnéticas se comprimen hasta el punto máximo en el cual se expanden, lo que impide el contacto entre los imanes. Por ende, la disposición y forma que toman las moléculas dependerá del número de pares electrónicos, los cuales se acomodan de manera que experimenten la mínima repulsión posible.

Para aplicar el modelo **RPECV** se debe tener en cuenta que**:**

* En los dobles y triples enlaces, cada uno se toma como un par electrónico.
* Si una misma molécula tiene dos o más estructuras de resonancia, a cualquiera de ellas se le aplica.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Estructuras de resonancia** |
| Contenido | Las diferentes posibilidades de estructuras de Lewis que tiene una molécula se conocen como **estructuras de resonancia**. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG10 |
| **Descripción** | Ilustración de las reglas para predecir la geometría molecular |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | |  |  |  | | --- | --- | --- | | **Reglas para aplicar el modelo de RPECV** | | | | N° | DESCRIPCIÓN | EJEMPLO | | 1 | Escribir la estructura de Lewis para la molécula, teniendo en cuenta solo los pares de electrones del átomo central. |  | | 2 | Contar el número de pares de electrones que rodean al átomo central. | 2 pares de electrones enlazantes.  2 pares de electrones libres. | | 3 | Ubicar los pares electrónicos enlazantes y los no enlazantes de tal forma que la repulsión sea mínima. |  | | 4 | Determinar la geometría de la molécula teniendo en cuenta que los pares libres se repelen con mayor fuerza que los pares enlazantes. |  | |
| **Pie de imagen** | Cuatro reglas básicas que se deben aplicar para predecir la geometría molecular de cualquier sustancia. |

[SECCIÓN 3] **5.1.1 Las geometrías moleculares básicas**

Las **geometrías moleculares** se determinancalculando el número total de pares electrónicos enlazados y libres del átomo central de la molécula. Las geometrías más comunes son lineal, angular, trigonal, tetraédrica y piramidal.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Geometrías moleculares básicas** | | | |
| GEOMETRÍA MOLECULAR | NÚMERO DE PARES ELECTRÓNICOS ENLAZADOS | NÚMERO DE PARES ELECTRÓNICOS LIBRES | EJEMPLO |
| Lineal | 2 | 0 | BeCl2 |
| Angular | 3 | 1 | SO2 |
| Trigonal | 3 | 0 | BF3 |
| Tetraédrica | 4 | 0 | CH4 |
| Piramidal | 3 | 1 | NH3 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Para predecir teóricamente la geometría de una molécula se debe aplicar las estructuras de Lewis y el modelo de RPECV. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_11\_11\_REC160 |
| **Título** | Identifica la geometría de las moléculas |
| **Descripción** | Actividad que permite reconocer la geometría de diferentes moléculas |

[SECCIÓN 2] ***5.2 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC170 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: La geometría molecular |
| **Descripción** | Actividades sobre La geometría molecular |

[SECCIÓN 1] **6 La nomenclatura de compuestos inorgánicos**

Así como los seres humanos nos identificamos a través de un nombre y un apellido, esto les sucede a los compuestos inorgánicos, pero en ellos la **nomenclatura** no solo permite reconocerlos sino también determinar su fórmula química.

Existen tres formas estandarizadas de nombrar los compuestos:

1. Sistemática o **IUPAC** (propuesta por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).
2. Stock.
3. Tradicional.

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC180 |
| **Título** | Las funciones y la nomenclatura inorgánica |
| **Descripción** | Interactivo que permite explicar las funciones inorgánicas y la forma de nombrar los compuestos |

[SECCIÓN 2] **6.1 El número de oxidación**

El número que representa la carga eléctrica que presentaría un átomo en una molécula o en un compuesto de carácter iónico, si se transfirieran completamente los electrones en el enlace, se denomina **número de oxidación** o **estado de oxidación**.

El **estado de oxidación** se asigna teniendo en cuenta que:

* En los elementos libres, como el H2, O2, Cl2, Fe, entre otros, equivale a cero (0).
* Para los iones monoatómicos (de un solo átomo), coincide con su carga, por ejemplo K+1 y F-1.
* En la mayoría de los compuestos el oxígeno presenta -2 como estado de oxidación, excepto en los peróxidos, donde es -1.
* El número de oxidación del hidrogeno es +1, excepto cuando forma hidruros, donde es -1.
* El flúor es el único halógeno que solo tiene -1 como número de oxidación para todos sus compuestos, los demás presentan este estado (-1) cuando están como iones halogenuros y diversas cargas positivas al combinarse con el oxígeno.
* La suma de los números de oxidación de un compuesto neutro debe ser cero (0).
* La suma de los estados de oxidación de un ion debe ser igual a la carga del ion.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG11 |
| **Descripción** | Ilustración de los números de oxidación de un compuesto |
| **Código Shutterstock (o URL o la rut a en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | El número de oxidación se ubica en la parte derecha superior del símbolo de los elementos como evidencia de la cantidad de electrones transferidos. Cuando el compuesto presenta tres átomos, el estado de oxidación del átomo central se determina a través de una operación algebraica, como se muestra en la imagen. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Estado de oxidación de los gases nobles** |
| Contenido | Los gases nobles, al presentar su octeto completo, no se combinan con ningún elemento, por ello el **estado de oxidación** es igual a cero. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC190 |
| **Título** | Determina el número de oxidación |
| **Descripción** | Actividad que permite calcular el número de oxidación de elementos que conforman un compuesto |

[SECCIÓN 2] **6.2 Las funciones y grupos funcionales inorgánicos**

Los **compuestos inorgánicos** se agrupan en **familias** o **funciones químicas** teniendo en cuenta el comportamiento y la presencia de ciertos átomos, los cuales representan la parte activa del compuesto y les dan propiedades similares. Las agrupaciones de átomos representativos de cada función química se consideran **grupos funcionales**.

|  |  |
| --- | --- |
| **Compuestos inorgánicos** | |
| FUNCIÓN QUÍMICA | GRUPO FUNCIONAL |
| Óxido | O-2 |
| Hidróxido | (OH)-1 |
| Ácido | H+1 |
| Sales | Iones |
| Hidruros | H-1 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC200 |
| **Título** | ¿Cuál función química inorgánica es? |
| **Descripción** | Actividad que permite identificar la funciones inorgánicas |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo(oculto)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC210 |
| **Título** | Identifica la función química inorgánica |
| **Descripción** | Actividad que permite reconocer los compuestos por su función química inorgánica |

[SECCIÓN 2] **6.3 La nomenclatura de los óxidos**

Los **óxidos** se forman por la reacción de los elementos con el oxígeno. Si el elemento es un metal, el óxido formado es de carácter **básico**, y si el que reacciona es un elemento no metálico, el óxido es de carácter ácido. Para nombrar los óxidos se tiene en cuenta el estado de oxidación del elemento que acompaña al oxígeno.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Normas para nombrar óxidos** | | | |
| NOMENCLATURA | DESCRIPCIÓN | | EJEMPLO |
| Sistemática | Prefijos  1: mono-  2: di-  3: tri-  4: tetra-  etc. | Se utiliza el prefijo según el número de átomos de oxígeno, seguido de la palabra “óxido”, la preposición “de” y el elemento. | CO2  Dióxido de carbono |
| Stock | Se escribe la palabra “óxido” seguida de la proposición “de”, el nombre del elemento y, entre paréntesis, el estado de oxidación en números romanos. | | CO2  Óxido de carbono (IV) |

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG12 |
| **Descripción** | Ilustración de la nomenclatura tradicional |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | En la nomenclatura tradicional se tiene en cuenta los estados de oxidación que presentan los elementos. Cuando solo tienen uno, se nombran como óxidos del elementou óxidos del elemento terminado en“ico”.Así, para el NaO, queda: óxido de sodio u óxido sódico. Si presentan entre dos y cuatro estados de oxidación, se utilizan los sufijos “ico” y “oso” y los prefijos “hipo” y “per” para diferenciar los estados mínimo y máximo, respectivamente. |

Por **ejemplo**, para nombrar el Cl2O7 de acuerdo con la nomenclatura tradicional, se realiza lo siguiente:

1. Se determina el estado de oxidación del Cl, que en este caso es +7.
2. Se compara el estado de oxidación del compuesto con los que reporta el Cl en la tabla periódica. Al realizar esto encontramos que presenta cuatro estados de oxidación: Cl +1,+3,+5,+7, y que en el Cl2O7 se encuentra con el máximo.
3. Se usan los datos de la ilustración para nombrarlo. Así se observa que se debe ubicar la palabra óxido seguida del nombre del elemento, el cual tiene como prefijo **per**- y como sufijo -**ico**. Así, el nombre del compuesto es óxido perclórico.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC220 |
| **Título** | Practica la nomenclatura de los óxidos |
| **Descripción** | Actividad que permite ejercitar las diferentes nomenclaturas de los óxidos |

[SECCIÓN 2] **6.4 La nomenclatura de los hidróxidos**

Los **hidróxidos** también se conocen como **bases**,debido aqueel grupo hidroxilo (OH)-1 les imprime un carácter básico a estas sustancias. Los hidróxidos se producen por la reacción de un óxido metálico al entrar en contacto con el agua.

La nomenclatura de las bases sigue los mismos principios que la de los óxidos, pero cambiando la palabra óxido por hidróxido. Por ejemplo, el Fe(OH)3 se puede nombrar así:

* **Sistemática**: Trihidróxido de hierro.
* **Stock**: Hidróxido de hierro (III).
* **Tradicional:** Hidróxido férrico.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG13 |
| **Descripción** | Fotografía de un estómago |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 176963624  Gastric Acid |
| **Pie de imagen** | El hidróxido de aluminio, componente de la Milanta, presenta propiedades antiácidas, por lo que se usa en el tratamiento de gastritis y de úlceras producidas por el exceso de jugo gástrico. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC230 |
| **Título** | Nombra los hidróxidos |
| **Descripción** | Actividad que permite practicar la nomenclatura tradicional de los hidróxidos |

[SECCIÓN 2] **6.5 La nomenclatura de los ácidos**

Los **ácidos** se clasifican en **oxácidos**, formados por la reacción de un óxido ácido y el agua, e **hidrácidos**,generados a partir de la combinación del hidrógeno con los halógenos (con estado de oxidación -1) o con el azufre, el telurio y el selenio (con estado de oxidación de -2).

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG14 |
| **Descripción** | Fotografía del ácido bórico |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 72300250  Borax compounds for goldsmith specialist in gold |
| **Pie de imagen** | El ácido bóricoes un compuesto que generalmente se usa como insecticida, especialmente para eliminar cucarachas. En cantidades pequeñas, actúa como antiséptico contra bacterias y hongos causantes del mal olor en los pies. |

Para nombrar los **oxácidos** se utiliza la nomenclatura tradicional, según las pautas de los óxidos, pero cambiando la palabra “óxido” por “ácido”. Por ejemplo, en el H3PO4, el fósforo tiene estado de oxidación +5 y en la tabla periódica reporta 3 estados de oxidación positivos: +3, +4 y +5; por ende, el nombre que le corresponde al estar con el número máximo de oxidación es ácido fosfórico.

Por su parte, los **hidrácidos** en solución acuosa se nombran anteponiendo la palabra “ácido” seguida del nombre del elemento terminado en “hídrico”. Así el HCl se nombra como ácido clorhídrico.

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **Otros nombres de los hidrácidos** |
| Contenido | Cuando los hidrácidos se encuentran en estado gaseoso se escribe el anión terminado en “uro”, seguido de las palabras “de hidrógeno”; por ejemplo, el HCl gaseoso se llama cloruro de hidrógeno. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC240 |
| **Título** | Practica la nomenclatura de los ácidos |
| **Descripción** | Actividad que permite practicar la nomenclatura de los ácidos |

[SECCIÓN 2] **6.6 La nomenclatura de las sales**

Cuando se combina un **hidróxido** con un **ácido**, el resultado es una **sal**, y como producto secundario se obtiene agua. En la nomenclatura de las sales se nombra primero el anión que proviene del ácido y luego el catión que se origina del hidróxido.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG15 |
| **Descripción** | Ilustración de la reacción de producción de una oxisal |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | En las oxisales, producto de la combinación de un oxácido y un hidróxido, se cambian las terminaciones del ácido, así: “oso” por “ito” e “ico” por “ato”. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_IMG16 |
| **Descripción** | Ilustración de la reacción de una sal haloidea |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | En las sales haloideas, derivadas de un hidrácido, se cambia la terminación “hídrico” del ácido por “uro”. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Los cationes son iones con carga positiva y los aniones son iones con carga negativa. |

En cuanto a la nomenclatura de las **sales ácidas** y **básicas**, se inicia con el anión, seguido de la palabra “ácido” o “básico”, según corresponda, y luego se incluye la preposición “de” y el nombre del catión. Por ejemplo, NaHCO3 se llama carbonato ácido de sodio y Zn (OH)F se conoce como *fluoruro básico de zinc*, que también se puede llamar *hidroxifluoruro de zinc*.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC250 |
| **Título** | Nombra las sales |
| **Descripción** | Actividad que permite ejercitar la nomenclatura de las sales inorgánicas |

[SECCIÓN 2] **6.7 La nomenclatura de los hidruros**

Los **hidruros** se forman cuando los metales alcalinos (grupo 1) y alcalinotérreos (grupo 2) reaccionan con el hidrógeno. Para nombrarlos se inicia con la palabra “hidruro”, luego “de” y finalmente el nombre del metal. Por ejemplo, el NaH se llama *hidruro de sodio*.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | En los hidruros el estado de oxidación del hidrógeno es -1 |

[SECCIÓN 2] ***6.8 Consolidación***

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC260 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: La nomenclatura de compuestos inorgánicos |
| **Descripción** | Actividades sobre La nomenclatura de compuestos inorgánicos |

[SECCIÓN 1]**7 Competencias**

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

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC270 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/La estructura de la materia /Ejercitación y competencias |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Ninguna |
| **Título** | Competencias: reconocimiento de los enlaces químicos |
| **Descripción** | Actividad que propone realizar un experimento para identificar los enlaces químicos de algunas sustancias |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC280 |
| **Título** | Competencias: obtención de funciones químicas inorgánicas |
| **Descripción** | Actividad que propone realizar un experimento para preparar óxidos, hidróxidos, ácidos y sales |

[SECCIÓN 1]8. **Fin de unidad**

|  |  |
| --- | --- |
| **Mapa conceptual** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC290 |
| **Título** | Mapa conceptual |
| **Descripción** | Mapa conceptual del tema El enlace químico y la nomenclatura de compuestos inorgánicos |

|  |  |
| --- | --- |
| **Evaluación: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC300 |
| **Título** | Evaluación |
| **Descripción** | Evalúa tus conocimientos sobre el tema El enlace químico y la nomenclatura de compuestos inorgánicos |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Webs de referencia** | | |
| **Código** | CN\_10\_11\_REC320 | |
| **Web 01** | Estructuras de Lewis, regla del octeto y enlaces químicos. | http://www.oei.org.co/fpciencia/art08.htm |
| **Web 02** | Modelo de RPECV. | http://www3.uah.es/edejesus/interactivos/indice\_VSEPR.htm |
| **Web 03** | Nomenclatura de compuestos inorgánicos. | http://www.eis.uva.es/~qgintro/nomen/nomen.html |