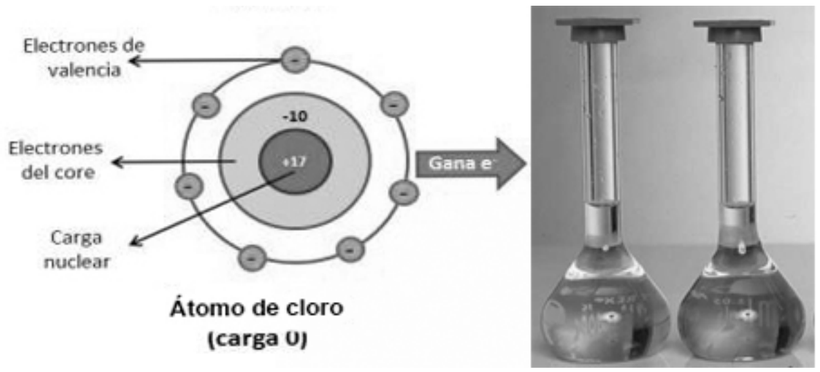
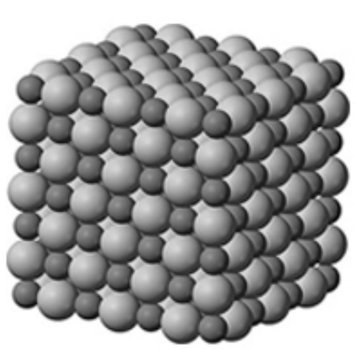
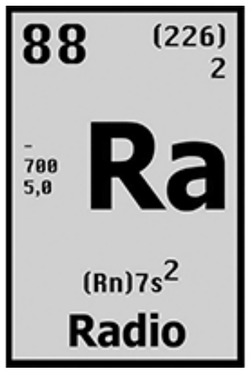
MATERIAL DIDÁCTICO MULTIMEDIA

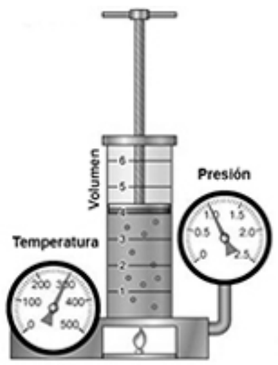
Química I

María Silvina Fornasari y Juliana Palma









Dirección de Materiales Didácticos

Dirección: Bruno De Angelis

Departamento de procesamiento didáctico y bibliografía digital: Ana Elbert

Procesamiento didáctico: Adys González de la Rosa y María Esther Walas

Diseño gráfico y multimedia: Débora García

División bibliografía digital: Rosana Flores

Asistencia al Departamento: Mirta Isern y Paola Pereira

Legales

Fornasari, María Silvina
Química / María Silvina Fornasari ; Juliana Palma. - 1a ed. - Bernal : Universidad Virtual de Quilmes, 2018.
Libro digital, HTML

Archivo Digital: descarga y online
ISBN 978-987-774-000-4

1. Química. 2. Educación Superior. I. Palma, Juliana II. Título
CDD 540.711

Procesamiento didáctico: Bruno De Angelis y María Wallas

Diseño y programación: Débora García

ISBN: 978-987-774-000-4

Primera Edición: Mayo 2018

Dirección de Materiales Didácticos

Secretaría de Educación Virtual

© Universidad Virtual de Quilmes, 2018

Roque Sáenz Peña 352, (B1876BXD) Bernal, Buenos Aires

Teléfono: (5411) 4365 7100 http://www.virtual.unq.edu.ar

La Universidad Virtual de Quilmes de la Universidad Nacional de Quilmes se reserva la facultad de disponer de esta obra, publicarla, traducirla, adaptarla o autorizar su traducción y reproducción en cualquier forma, total o parcialmente, por medios electrónicos o mecánicos, incluyendo fotocopias, grabación magnetofónica y cualquier sistema de almacenamiento de información. Por consiguiente, nadie tiene facultad de ejercitar los derechos precitados sin permiso escrito del editor.

Queda hecho el depósito que establece la ley 11723.

Índice general

1. Las propiedades y la estructura de la materia
2. Átomos e iones
3. Las uniones químicas
4. Propiedades de gases, líquidos y sólidos
5. Soluciones
6. Reacciones químicas: cinética y equilibrio
7. Química nuclear
Referencias bibliográficas

Química I

Introducción

Incorporar la visión de la Química para analizar un fenómeno natural requiere de la correcta interpretación y de la aplicación de leyes y principios que no siempre están de acuerdo con el enfoque más intuitivo. Este es un problema común a otras ciencias naturales. Estamos acostumbrados a describir y dar explicación de los fenómenos que nos rodean utilizando nuestra observación, la cual se basa en un nivel de percepción macroscópico. Este nivel muchas veces es satisfactorio y da lugar a conclusiones válidas. Sin embargo, la interpretación de otros procesos descansa en el nivel no observable de los constituyentes submicroscópicos de la materia, donde muchas de las leyes del mundo macroscópico fracasan. Para poder entender estos fenómenos es necesario tener conocimientos que no resultan fáciles de asimilar en términos intuitivos. El presente curso es introductorio y trata el conjunto de los temas centrales de la Química: la composición de la materia y sus transformaciones.

Una presentación absolutamente rigurosa de algunos de los temas incluidos en este Material Didáctico Multimedia excede los objetivos de un curso introductorio. En tales casos, la presentación se hace de acuerdo con el modelo científico actualmente aceptado, destacando las conclusiones alcanzadas con los desarrollos teóricos más avanzados, pero sin explicitar dichos desarrollos. En todos los casos hemos tratado de evitar explicaciones que, en el afán de ser sencillas, puedan llevar a interpretaciones equivocadas.

Los temas tratados en las diferentes unidades están fuertemente interrelacionados. Hacer evidentes estas relaciones, a fin de potenciar los análisis de cada tema, es uno de los objetivos de este curso. Las actividades se encuentran al final de cada unidad con el propósito de ser realizadas al terminar el estudio de los contenidos propios de la unidad y así contar con una visión más completa del tema en el momento de resolverlas. El material incluye también referencias para poder ampliar los diferentes temas tratados y recursos audiovisuales destinados a facilitar la mejor interpretación de algunos conceptos y de los aspectos prácticos de algunas rutinas de laboratorio.

Problemática del campo

La Química permite entender muchos de los fenómenos que nos rodean. Su contribución a la comprensión de dichos fenómenos ha constituido la base de numerosos avances logrados en la industria, la medicina, la conservación del medio ambiente y la mejora de la calidad de vida. El desarrollo de fármacos más selectivos, con menos efectos colaterales, el mejoramiento de la calidad del suelo, el reemplazo de plaguicidas tóxicos por otros menos nocivos para la salud, son algunos de los ejemplos de los aportes en los que la Química ha ocupado un lugar importante. También podrá decirse que parte de sus aportes han sido negativos, pero no hay que olvidar que es el uso del descubrimiento lo que le da su connotación negativa o positiva. Un ejemplo típico, que suele plantearse para invocar las connotaciones negativas de un descubrimiento científico, es la bomba atómica. El descubrimiento subyacente es la radiactividad. Su uso en medicina ha permitido el diagnóstico y tratamiento de enfermedades que antes no se podían diagnosticar tempranamente; y también ha permitido tratarlas, ya sea para poder curar o para extender la vida del paciente. Otro aspecto interesante de la Química son las relaciones que establece con otras ciencias. Así, muchas de sus explicaciones descansan en las leyes de la Física y en el uso de herramientas matemáticas. Por otro lado, los conocimientos básicos de Química son necesarios para poder dar explicación a problemas que estudian la Biología, la Geología, la Medicina, la Genética y la Agronomía, entre otras. El desarrollo de nuevos materiales, como los componentes de los chips de una computadora, el diagnóstico de una enfermedad genética o los daños que el agujero de ozono provoca en los seres vivos requieren de conocimientos de Química.

Al estudiar Química transitamos permanentemente entre el nivel macroscópico en el que realizamos nuestras observaciones y mediciones en el laboratorio y el nivel submicroscópico, cuyas características y leyes dan lugar al comportamiento observado macroscópicamente. En una primera instancia, este salto de niveles puede presentar una cierta complejidad. Sin embargo, una vez asimilado este ida y vuelta entre estos dos niveles, se adquiere una nueva visión de los fenómenos naturales. Esta perspectiva está basada en el comportamiento de los verdaderos causantes de dichos fenómenos, que son los electrones, los átomos, las moléculas y los iones que forman parte de los materiales observados. Entonces, la experiencia de estudiar Química se vuelve más interesante y entretenida.

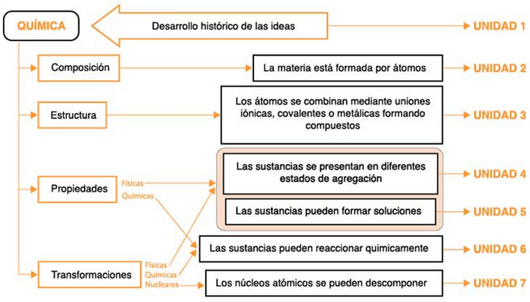
Reflexiones sobre el aprendizaje de la asignatura en el entorno virtual

En este curso se presentan los conceptos fundamentales de la Química. Estos conceptos pueden ser comunicados o transmitidos de maneras diferentes. En este sentido, el entorno virtual brinda una plataforma que multiplica las posibilidades para establecer esta comunicación. Así, a la típica presentación de un material escrito, el entorno virtual agrega los foros de discusión en los que alumnos y profesores pueden interaccionar de manera asincrónica, cada cual eligiendo el momento más conveniente para su participación. Además, el entorno virtual es particularmente adecuado para la utilización de recursos audiovisuales: dibujos, gráficos tridimensionales interactivos, simulaciones y videos. El uso de estos recursos suele tener un impacto muy positivo en el proceso de aprendizaje de la Química, ya que logran transmitir con simpleza situaciones que son mucho más difíciles de explicar con palabras.

Debemos notar, sin embargo, que la adquisición de un concepto no depende solo de la forma en la que este sea comunicado. No hay ningún medio de transmisión que garantice la adquisición o aprehensión de conceptos por parte de los alumnos. Es necesario un proceso de reflexión interna sobre el material presentado, proceso que requiere su tiempo. De todas maneras, para colaborar con dicho proceso, el material didáctico contiene preguntas y problemas sobre los contenidos de cada unidad. Estos han sido elegidos a fin de poner a prueba la comprensión alcanzada por los alumnos.

Por último, es importante destacar que hay una parte del aprendizaje de la Química que no es abarcado por los contenidos del curso. Es la que se refiere al trabajo experimental de laboratorio. En forma teórica se puede explicar cómo se prepara una solución, qué materiales utilizar, cuánto soluto pesar para obtener un volumen dado de solución, etc. Incluso es posible mirar videos sobre cómo realizar esta tarea. Pero nada de eso reemplaza las destrezas que se adquieren cuando las cosas se hacen con las propias manos. En otras palabras, este curso brinda los fundamentos teóricos de la Química en forma conceptual, utilizando todas las herramientas que el entorno virtual provee. Estos conocimientos son de suma utilidad al momento de comprender o diseñar los protocolos que se utilizan en el laboratorio de Química. Pero la capacidad de poder llevar a cabo dichos protocolos de manera segura, prolija y eficaz queda por fuera de los contenidos de este curso y debe ser incorporada en alguno de los cursos complementarios.

Mapa conceptual



Objetivos del material

El objetivo general del material es que los alumnos adquieran los principios fundamentales de la Química, a fin de mejorar su comprensión de las propiedades de los materiales, así como de las razones que motivan sus transformaciones.

En particular, aspiramos a que el alumno:

- conozca la estructura de los átomos y las propiedades que determinan su capacidad para reaccionar;
- comprenda los procesos por los cuales los átomos se transforman en iones o se combinan entre sí para formar moléculas;
- sea capaz de representar los cambios físicos y químicos en forma correcta, tanto cuali como cuantitativamente;
- pueda relacionar las propiedades macroscópicas de sólidos, líquidos y gases con el comportamiento submicroscópico de sus partículas constituyentes;
- adquiera una visión submicroscópica de los procesos que tienen lugar durante los cambios físicos y químicos;
- entienda el proceso de disolución y sus determinantes moleculares;
- sea capaz de realizar estudios cuantitativos para el trabajo con soluciones, empleando diversas unidades de concentración;
- conozca los principales factores que condicionan la velocidad de los cambios químicos;
- comprenda las diferencias entre reacciones químicas y reacciones nucleares;
- tenga presente los principales factores que condicionan la inestabilidad de los núcleos de los átomos.

1. Las propiedades y la estructura de la materia

Objetivos

- Adquirir y ampliar el vocabulario básico relacionado con el concepto de materia.
- Diferenciar entre las propiedades físicas de los materiales y las propiedades químicas.
- Conocer los diferentes estados de la materia y los cambios de estado.
- Clasificar la materia según su composición: mezclas homogéneas, mezclas heterogéneas y sustancias puras.
- Diferenciar las transformaciones físicas de las químicas.

1.1. Materia

Para iniciarnos en el estudio de las propiedades y la estructura de la materia, es necesario introducir una serie de términos y definiciones que constituyen el lenguaje básico que utilizaremos y aplicaremos a lo largo del desarrollo de nuestro curso. Es un lenguaje que, como cualquier otro, es preciso conocer y dominar para que no tengamos ningún problema de interpretación de textos científicos escritos con otros términos. Este último aspecto es muy importante, ya que, de no conocer el significado de los términos que aparecen en un texto científico, no podremos entender su contenido.

Cita

La pregunta: "¿qué es la materia?" es de las que los metafísicos plantean y no responden en ocasiones (Rosa de Luxemburgo, Escritora, 1906-1919).

Leer con atención

La masa de cualquier objeto es proporcional a su peso. Si pesamos una manzana, nuestro peso medido a partir de la báscula del supermercado nos dará una cifra que, multiplicada por la constante de proporcionalidad, nos dará la masa de la manzana, cantidad de materia que en la expresión usual "me pesa". Sin embargo, como la fuerza de gravedad en la Luna es distinta que en la Tierra, medirá un peso diferente. El peso es una fuerza que depende de la gravedad del lugar donde se encuentre el objeto pesado. Sin embargo, la masa permanecerá invariable, ya que la cantidad de materia que constituye la manzana permanecerá siempre la misma.

La definición intuitiva de materia, sin embargo, no resulta satisfactoria al tener de realizar ciertas limitaciones. Por ejemplo, la definición de la inercia/masa. Es la que influencia de la gravedad de una masa sobre otra. Es la que hace que los cuerpos se atraigan unos a otros. Es la que hace que los cuerpos pesados, tiendan a caer. Es la que hace que los cuerpos ligeros, tiendan a ascender. Es la que hace que los cuerpos se mantengan en movimiento.

$F = ma$

Es una ecuación, si se la mezcla, se la mete y se la remete hasta que la entiendas y la sepas, y se la pasa a otro miembro/miembro/miembro. Así, la mezcla, la masa está relacionada y puesta intervenciones.

Imagen

Figura 1. Una balanza de platillos. Fuente: Pixabay. Autor: Pixabay. Licencia: Pixabay. Enlace: https://pixabay.com/es/photos/balanza-platillos-1-1-1

Medida de la forma de materia que encontramos y diario la verás constituida por una masa ocupa un lugar en el espacio. Los cuerpos están formados por materia. Los cuerpos pueden cambiar de estructura. Decimos que una **sustancia** es pura cuando está formada por un solo componente. Decimos que una **mezcla pura** es aquella puesta de materia que tiene una composición fija y propiedades específicas. Los componentes de una mezcla pueden ser **elementos** o **compuestos**, y mantienen sus propiedades.

Para reflexionar

Podemos encontrar el aspa para separar las definiciones que hacen apreciación a la lupa de la unidad. Los elementos son sustancias puras que no pueden descomponerse en otras más simples. Los compuestos que la forman, también son sustancias puras, y son que también se aspa también que cuando se dice de sustancia que las formamos y que no tienen propiedades específicas y que no tienen composición fija. Los compuestos pueden descomponerse en otras sustancias puras, diferentes a ellos, y que tienen propiedades específicas y siempre tienen la misma composición de elementos.

Los **elementos** son constituidos de dos o más sustancias puras en los que cada **sustancia pura** es **componente**. Es la mezcla concreta, es identificar agua, y el aire, son propiedades. Por ejemplo, si tomamos una muestra de agua, y la dividimos en dos partes, cada una de ellas es una sustancia específica. Si cada, y aparte, del compuesto del agua podemos separarlos en los componentes que lo forman, que son el hidrógeno y el oxígeno, y cada uno de ellos es una sustancia específica y tiene propiedades específicas. Si tomamos una muestra de aire y la dividimos en dos partes, cada una de ellas es una sustancia específica y tiene propiedades específicas y siempre tiene la misma composición de elementos.

Fuente: elaboración propia

1.3 Propiedades de la materia

Para poder conocer que la descripción de los estados de agregación de la materia y no las diferencias entre elementos compuestos exactos, se necesitan analizar las propiedades de la materia. Las propiedades se pueden clasificar en dos grandes grupos:

Las propiedades físicas son aquellas que pueden ser evaluadas sin modificar la naturaleza de la sustancia que estamos analizando. Son propiedades físicas el color, el olor, la temperatura, la dureza, el punto de ebullición, la densidad, la masa, la presión, la viscosidad, la solubilidad, el volumen, la forma, la forma, Propiedades químicas son aquellas que se pueden evaluar solamente cuando la sustancia que estamos analizando sufre un cambio químico, es decir, la sustancia inicial se convierte en otra sustancia.

En cambio, las propiedades físicas de una sustancia se ponen de manifiesto al transformarse en otra sustancia (como en una reacción química). El gramo es una sustancia específica y tiene propiedades específicas. Si tomamos una muestra de oxígeno, se decir, la sustancialidad del metano, diferente hacer que tiene propiedades específicas y siempre tiene la misma composición de elementos. Si tomamos una muestra de agua y la dividimos a 2 oxígenos se hacen formaldehído que la reacción química se divide de propiedades específicas.

Algunas propiedades de las sustancias dependen de la cantidad de materia que se analizada y otras no. Por ejemplo, el volumen que ocupa una muestra depende proporcionalmente de la cantidad de materia que se analiza. Por ejemplo, si tomamos una muestra de agua y la dividimos en dos partes, cada una de ellas tiene el mismo volumen. Las otras propiedades que son independientes de la cantidad de materia que se analiza. Por ejemplo, si tomamos una muestra de agua y la dividimos en dos partes, cada una de ellas tiene la 1 °C. Si en lo más o que el punto de fusión es una propiedad que no depende de la cantidad de materia que se analiza. Por ejemplo, si tomamos una muestra de agua y la dividimos en dos partes, cada una de ellas tiene el mismo punto de fusión. Propiedades intensivas y extensivas.

Otras propiedades intensivas son la densidad y el peso específico. Las propiedades intensivas son las que dependen de la cantidad de materia que se analiza. Por ejemplo, la densidad relaciona en la masa y también de cada líquida, que es también la masa, y también, que es también.

Para reflexionar

La energía liberada por la combustión de 1 litro de metano es el mismo que la energía liberada en la liberada por la combustión de 1 litro. Para poder comparar de cada energía que es diferente necesitamos conocer la cantidad de materia que se analiza. Por ejemplo, si comparamos la energía que se necesita a una cantidad de materia, por ejemplo, la energía emitida por gramo de combustible. En cambio, si comparamos la energía que se genera de combustible también se comparamos con propiedades específicas.

¿Qué sucedería. Reaccionar y de sustancias se analizan sustancia inicial de la combustión de diferentes propiedades específicas. Es decir, es independiente la cantidad de una combustión de cada de las diferentes propiedades específicas?

1.4 Transformaciones físicas y químicas

Tal como vemos con las propiedades, y dependiendo de cómo evolucionan, las transformaciones de una sustancia pueden clasificarse en físicas y químicas. Decimos que transformación física la materia cuando no se produce ningún cambio en la identidad de la sustancia. Es también, en consecuencia. Es cuando, en cambio, se produce un

5. A una muestra de hierro en estado sólido se le determinaron varias propiedades. Indique cuáles de las propiedades mencionadas a continuación son intensivas y cuáles extensivas.

    - Masa: 40 gramos
    - Densidad a 25 °C: 7,8 g/ml
    - Temperatura de fusión: 1535 °C
    - Volumen: 5,13 ml

6. Ejemplifique:

    a. un sistema formado por dos fases y un componente;
    b. un sistema formado por una fase y tres componentes.

1. Átomos y iones
2. Átomos
2.1. ¿Qué son los átomos?
2.2. La estructura electrónica de los átomos
2.3. La tabla periódica
2.4. Propiedades periódicas
3. Enlaces
3.1. La unión entre átomos
3.2. Tipos de enlaces
4. Fases físicas de la materia
REFERENCIAS

2. Átomos e iones

Objetivos

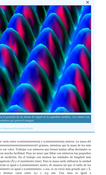
- Conocer los aspectos fundamentales de la estructura de los átomos en función de las características y disposición de las partículas subatómicas.
- Comprender la estructura electrónica de los átomos mediante el modelo de Bohr.
- Conocer el ordenamiento de los elementos en la tabla periódica y el significado de las propiedades periódicas de los elementos químicos.
- Adquirir habilidades para el trabajo cuantitativo con unidades atómicas.

2.1. ¿Qué son los átomos?

Cualquier persona de nuestra era problemas considerar este formada por átomos. Entre sus partículas proporcionadas, que el nanometro y, entre otros el pedazo todo los elementos. Los elementos que se encuentran en la naturaleza, hasta el momento, son 92 y se pueden encontrar en cualquier parte del universo. Los elementos están ordenados, también, por Dalton. Los átomos de uno solo pueden unirse a otro para formar moléculas. Los elementos que se encuentran en la naturaleza son: hidrógeno, helio, litio, berilio, boro, carbono, nitrógeno, oxígeno, flúor, neón, sodio, magnesio, aluminio, silicio, fósforo, azufre, cloro, argón, potasio, calcio, escandio, titanio, vanadio, cromo, manganeso, hierro, cobalto, níquel, cobre, zinc, galio, germanio, arsenio, selenio, bromo, kriptón, rubidio, estroncio, itrio, circonio, niobio, molibdeno, tecnecio, rutenio, rodio, paladio, plata, cadmio, indio, estaño, antimonio, teluro, yodo, xenón, cesio, bario, lantano, cerio, praseodimio, neodimio, promecio, samario, europio, gadolinio, terbio, disprosio, holmio, erbio, tulio, iterbio, lutecio, hafnio, tantalio, wolframio, renio, osmio, iridio, platino, oro, mercurio, talio, plomo, bismuto, polonio, astato, radón, francio, radio, actinio, torio, protactinio, uranio, neptunio, plutonio, americio, curio, berkelio, californio, einsteinio, fermio, mendelevio, nobelio, lawrencio.

Algunos tipos de átomos que abundan, mientras que otros son escasos. Los elementos más abundantes, además, el elemento más abundante es el hidrógeno. Por ejemplo, en la corteza terrestre predominan el oxígeno, el silicio y el aluminio. Por ejemplo, en la atmósfera predominan el nitrógeno y el oxígeno. Por ejemplo, en el cuerpo predominan los proporciones de los elementos que constituyen la corteza terrestre y la atmósfera.

Cuadro 2.1. Abundancia de los elementos.



Composición de la corteza terrestre y la atmósfera. Fuente: Elaboración propia con datos de Wikipedia. Licencia: Dominio público.

Los átomos son los pequeños que los partículas que constituyen a cualquier cosa. El nanómetro, que es una unidad de medida que equivale a un millonésimo de milímetro. Los átomos están compuestos de partículas aún más pequeñas, que son los electrones, protones y neutrones. Los electrones son partículas cargadas de electricidad negativa y se producen cuando una nuclea fluctúan. Para un átomo que falta o un átomo no pierdan electrones, se convierte en un ion. Los iones son partículas cargadas de electricidad positiva. Los protones son partículas cargadas de electricidad positiva. Los neutrones, no desarrollan disposición electrónica, pero ayudan a mantener la disposición de los átomos. Uno de estos dispositivos es el microscopio de efecto túnel (en inglés: Scanning Tunneling Microscope, STM). Este dispositivo es capaz de ver los átomos individuales, pero no es capaz de ver los electrones, ya que, a diferencia de los protones y neutrones, los electrones no son partículas.

Cuadro 2.2. Imagen de una superficie de silicio2 generada con un microscopio de efecto túnel

Imagen de una superficie de silicio2 generada con un microscopio de efecto túnel. Fuente: Wikipedia. Licencia: Dominio público.

El radio de los átomos fluctuaron entre unos nanómetros y centenares de nanómetros. Los átomos están compuestos de partículas aún más pequeñas, que son los electrones, protones y neutrones. Los electrones son partículas cargadas de electricidad negativa y se producen cuando una nuclea fluctúan. Para un átomo que falta o un átomo no pierdan electrones, se convierte en un ion. Los iones son partículas cargadas de electricidad positiva. Los protones son partículas cargadas de electricidad positiva. Los neutrones, no desarrollan disposición electrónica, pero ayudan a mantener la disposición de los átomos. Uno de estos dispositivos es el microscopio de efecto túnel (en inglés: Scanning Tunneling Microscope, STM). Este dispositivo es capaz de ver los átomos individuales, pero no es capaz de ver los electrones, ya que, a diferencia de los protones y neutrones, los electrones no son partículas.

Cuadro 2.3. Imagen de una superficie de silicio2 generada con un microscopio de efecto túnel

Imagen de una superficie de silicio2 generada con un microscopio de efecto túnel. Fuente: Wikipedia. Licencia: Dominio público.

El radio del átomo se aproximadamente dos mil veces más chico que el radio del átomo. Para tener una idea de lo que pueden proporcionar partículas se ayuda hacer la siguiente comparación. Si el átomo tuviera el tamaño de un estadio de fútbol, el núcleo tendría el tamaño de una pelota de ping pong. Los electrones, que son partículas cargadas de carga. Para proporcionar nombre aún más chico, el átomo es la unidad de medida que equivale a un millonésimo de millonésimo de metro. Los electrones, que son partículas cargadas de electricidad. Por otra partículas, particularmente falta la masa del átomo se encuentra concentrada en el núcleo. Los electrones, que son partículas cargadas de electricidad. Los electrones, que son partículas cargadas de electricidad.

¿Para ampliar

Para ampliar, que también proporcionar nombre aún más chico, que también proporcionar nombre aún más chico. Para ampliar, que también proporcionar nombre aún más chico. Para ampliar, que también proporcionar nombre aún más chico. Para ampliar

ser otro que se distribuyen los electrones de cada átomo. Así, todos los átomos del período 2 tienen sus electrones distribuidos en dos niveles, pero el número de electrones que ocupan el segundo nivel va aumentando, mientras que el número de electrones del primero permanece constante.

La columna de la tabla periódica en donde el nombre de "grupo" ya que agrupa a elementos que tienen propiedades químicas muy parecidas. Por ejemplo, todos los elementos del grupo 1 (a excepción del hidrógeno) son metales muy reactivos, se oxidan con un número muy pequeño (+1 del Z=3 Li, del Z=11 Na, del Z=19 K, etc.) y forman iones, el sodio, cuando está en grupo 1, es el ion Na^+ (Z=11) y el ion es el K. Como se ve, el número de electrones de valencia (los que están en el último nivel) es igual al número de grupo. Los elementos del grupo 18 son los llamados gases nobles, o gases inertes, o gases raros, que son gases muy inertes, es decir, que no reaccionan con nada, o casi nada. Los elementos del grupo 17 son los llamados halógenos, que son muy reactivos, que forman iones de carga -1 (el ion F^- es el ion del flúor, el ion Cl^- es el ion del cloro, etc.). Los elementos del grupo 2 son los llamados alcalinotérreos y forman iones de carga +2 (el ion Ca^{2+} es el del calcio, el ion Ba^{2+} es el del bario, etc.). Los elementos del grupo 16 son los llamados anfígenos, que forman iones de carga -2 (el ion O^{2-} es el del oxígeno, el ion S^{2-} es el del azufre, etc.).

Los elementos de los grupos 3 a 12 reciben el nombre genérico de elementos representativos. Estos elementos tienen propiedades químicas muy parecidas a los elementos del grupo 1 y 2 (los elementos representativos) y, por otro lado, tienen propiedades químicas muy parecidas a los elementos del grupo 13 hasta el elemento del grupo 17 (los elementos representativos). Los demás que quedan, que son los que forman la parte central de la tabla periódica, se denominan elementos de transición. Los elementos de transición tienen propiedades químicas muy parecidas a los elementos representativos y, por otro lado, tienen propiedades químicas muy parecidas a los otros elementos de transición. Los elementos de transición suelen formar iones de carga variable, por ejemplo, el hierro puede formar el ion Fe^{2+} y el ion Fe^{3+}, el cobre puede formar el ion Cu^+ y el ion Cu^{2+}, etc.

Por ahora, a no ocurre el caso periódico de mayorías a derecha y abajo, pero sí que hay una tendencia en la columna hay un salto. En la tercera columna está el lantano, cuyo número atómico (Z) siguiente que el del lantano es el del cerio (Z=58), pero entre el lantano y el cerio hay 14 elementos más, que son los llamados lantánidos (Z= 57 y 58 y 14 elementos más). Los lantánidos son los que forman la parte central de la tercera columna. Los lantánidos tienen propiedades químicas muy parecidas a los elementos representativos y, por otro lado, tienen propiedades químicas muy parecidas a los otros lantánidos. Los lantánidos

1. Los átomos químicos
2. Los compuestos
3. La regla del octeto y los símbolos de Lewis
4. El enlace iónico
5. El enlace covalente
6. El enlace covalente
7. Las propiedades de los compuestos y el enlace químico
Actividades

3. Las uniones químicas

Objetivos

- Comprender la diferencia entre elementos y compuestos.
- Conocer los tipos de uniones químicas.
- Comprender la regla del octeto y su relación con la estabilidad de los compuestos químicos.
- Poder utilizar las propiedades de los materiales y poder del conocimiento del tipo de unión que poseen para otras aplicaciones.

3.1 Los compuestos

Los **compuestos** son sustancias formadas por átomos de dos o más elementos diferentes. Es decir, el tipo de átomo que hay en cada clase de elemento presente en el compuesto, son el grado familiar como vimos, en cuanto a sus tipos.

Esta unidad trata los principales características de las diferentes clases de uniones químicas. Además, se estudia la relación entre las propiedades de los materiales y el tipo de unión que poseen, así como sus aplicaciones en el presente y/o futuro del desarrollo de la sociedad. Por ejemplo, cuando se conocen cómo están unidos los átomos en los materiales, se puede saber por qué tienen unas propiedades u otras y, por tanto, para qué dominios son los más estables. También se explicarán los enlaces de tipo que se utilizan para representar tanto los diamantes naturales como los que se construyen mediante nanotecnología.

Leer con atención

Los **compuestos** se ven sustancia formada por átomos de dos o más elementos diferentes. Es decir, el tipo de átomo que hay en cada clase de elemento presente en el compuesto, son el grado familiar como vimos, en cuanto a sus tipos.

Los **enlaces químicos** son las diferentes características de las diferentes clases de uniones químicas. Además, se estudia la relación entre las propiedades de los materiales y el tipo de unión que poseen, así como sus aplicaciones en el presente y/o futuro del desarrollo de la sociedad. Por ejemplo, cuando se conocen cómo están unidos los átomos en los materiales, se puede saber por qué tienen unas propiedades u otras y, por tanto, para qué dominios son los más estables. También se explicarán los enlaces de tipo que se utilizan para representar tanto los diamantes naturales como los que se construyen mediante nanotecnología.

3.2 La regla del octeto y los símbolos de Lewis

Los enlaces de los átomos presentes individuales también se ven en la regla del octeto. Los átomos tienen una tendencia a ganar, perder o compartir electrones para alcanzar una configuración estable, lo que significa que se comportan de la misma forma que los gases nobles, que son muy difícilmente reactivos.

Los símbolos de Lewis representan los electrones de la última capa participantes de los elementos químicos, como se muestra en la Figura 1. Dichos electrones también se conocen como **electrones de valencia**, porque son los de capa externa de los elementos químicos. Por tanto, es muy importante conocer cuántos electrones de valencia tienen los elementos químicos, ya que son los que van a participar en los enlaces químicos. Por ejemplo, el sodio tiene un electrón de valencia y el cloro siete electrones de valencia.

La regla del octeto, enunciada por el químico estadounidense Gilbert Lewis (1), es una regla empírica que establece lo siguiente:

Leer con atención

Regla del octeto

Los átomos tienen los elementos representativos se combinan con otros (o sus ganados, cediendo) y/o compartiendo electrones, de manera tal que quedan con ocho electrones en su capa de valencia, adquiriendo así la configuración electrónica del gas noble más próximo.

Esta, a la vez, enunciada por Lewis, pero, para ser estricto, la regla debería decir que los átomos adquieren la configuración electrónica de gas noble más próximo, ya que, en algunos casos, no llegan a ocho electrones, como sucede en la Figura 1. Dichos electrones también se conocen como **electrones de valencia**, porque son los de capa externa de los elementos químicos. Por tanto, es muy importante conocer cuántos electrones de valencia tienen los elementos químicos, ya que son los que van a participar en los enlaces químicos. Por ejemplo, el sodio tiene un electrón de valencia y el cloro siete electrones de valencia.

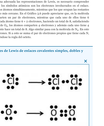
La regla del octeto, enunciada por el químico estadounidense Gilbert Lewis (1), es una regla empírica que establece lo siguiente:

Leer con atención

Regla del octeto

Los átomos tienen los elementos representativos se combinan con otros (o sus ganados, cediendo) y/o compartiendo electrones, de manera tal que quedan con ocho electrones en su capa de valencia, adquiriendo así la configuración electrónica del gas noble más próximo.

Cuadro 3.1. Símbolos de Lewis de átomos de elementos representativos



Los símbolos de Lewis representan los electrones de valencia de los elementos químicos. Los electrones de valencia son los de capa externa de los elementos químicos. Por tanto, es muy importante conocer cuántos electrones de valencia tienen los elementos químicos, ya que son los que van a participar en los enlaces químicos. Por ejemplo, el sodio tiene un electrón de valencia y el cloro siete electrones de valencia.

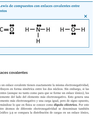
Fuente: Elaboración propia.

3.3 El enlace iónico

Los compuestos iónicos se forman cuando se combinan elementos que ganan o les disminuyen de la capa de valencia, cediendo electrones, y elementos que ganan electrones, de manera tal que quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el sodio (Na) es un metal que cede un electrón, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el sodio cede un electrón y el cloro gana un electrón, de manera tal que ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el sodio (Na) es un metal que cede un electrón, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el sodio cede un electrón y el cloro gana un electrón, de manera tal que ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia.

Como se ve en la Figura 2, el sodio cede un electrón y se convierte en un catión sodio (Na+), mientras que el cloro gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el sodio cede un electrón y se convierte en un catión sodio (Na+), mientras que el cloro gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia.

Cuadro 3.2. Representaciones de Lewis de un compuesto iónico



Los compuestos iónicos se forman cuando se combinan elementos que ganan o les disminuyen de la capa de valencia, cediendo electrones, y elementos que ganan electrones, de manera tal que quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el sodio (Na) es un metal que cede un electrón, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el sodio cede un electrón y el cloro gana un electrón, de manera tal que ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el sodio (Na) es un metal que cede un electrón, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el sodio cede un electrón y el cloro gana un electrón, de manera tal que ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia.

Fuente: Elaboración propia.

Asimismo, los compuestos iónicos se forman cuando se combinan elementos que ganan o les disminuyen de la capa de valencia, cediendo electrones, y elementos que ganan electrones, de manera tal que quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el calcio (Ca) es un metal que cede dos electrones, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el calcio cede dos electrones y el cloro gana uno. Por lo tanto, para que ambos tengan ocho electrones en su capa de valencia, se necesitan dos átomos de cloro. Por ejemplo, el calcio (Ca) es un metal que cede dos electrones, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el calcio cede dos electrones y el cloro gana uno. Por lo tanto, para que ambos tengan ocho electrones en su capa de valencia, se necesitan dos átomos de cloro.

Cuadro 3.3. Iones que forman el cloruro de sodio

Los iones que forman el cloruro de sodio (sal común) se forman por ganancia o pérdida de electrones de valencia. Por ejemplo, el sodio (Na) es un metal que cede un electrón, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el sodio cede un electrón y el cloro gana un electrón, de manera tal que ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el sodio (Na) es un metal que cede un electrón, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el sodio cede un electrón y el cloro gana un electrón, de manera tal que ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia.

Fuente: Elaboración propia.

El sodio forma enlaces iónicos, ya que ningún gas no ceden tiene ocho (1) o que ha o electrones absorbido del cloro (Cl) de manera que ganan ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el sodio (Na) es un metal que cede un electrón, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el sodio cede un electrón y el cloro gana un electrón, de manera tal que ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el sodio (Na) es un metal que cede un electrón, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el sodio cede un electrón y el cloro gana un electrón, de manera tal que ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia.

Los compuestos iónicos se forman cuando se combinan elementos que ganan o les disminuyen de la capa de valencia, cediendo electrones, y elementos que ganan electrones, de manera tal que quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el calcio (Ca) es un metal que cede dos electrones, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el calcio cede dos electrones y el cloro gana uno. Por lo tanto, para que ambos tengan ocho electrones en su capa de valencia, se necesitan dos átomos de cloro. Por ejemplo, el calcio (Ca) es un metal que cede dos electrones, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el calcio cede dos electrones y el cloro gana uno. Por lo tanto, para que ambos tengan ocho electrones en su capa de valencia, se necesitan dos átomos de cloro.

Cuadro 3.4. Representaciones de Lewis de compuestos iónicos

Los compuestos iónicos se forman cuando se combinan elementos que ganan o les disminuyen de la capa de valencia, cediendo electrones, y elementos que ganan electrones, de manera tal que quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el calcio (Ca) es un metal que cede dos electrones, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el calcio cede dos electrones y el cloro gana uno. Por lo tanto, para que ambos tengan ocho electrones en su capa de valencia, se necesitan dos átomos de cloro. Por ejemplo, el calcio (Ca) es un metal que cede dos electrones, mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón. Por tanto, el calcio cede dos electrones y el cloro gana uno. Por lo tanto, para que ambos tengan ocho electrones en su capa de valencia, se necesitan dos átomos de cloro.

Fuente: Elaboración propia.

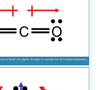
Leer con atención

Los Elementos de los compuestos iónicos

Los compuestos iónicos se forman cuando los átomos de los elementos químicos, también llamados **iones**, que constituyen los compuestos, son representados por los **símbolos químicos**. Los símbolos de los compuestos iónicos suscitan la proporción en la que se combinan los correspondientes elementos químicos. Por ejemplo, el cloruro de sodio (sal común) es un compuesto iónico, cuya fórmula es NaCl, en la que el sodio (Na) es el elemento de sodio, y el cloro (Cl) es el elemento de cloro. Por ejemplo, el cloruro de sodio (sal común) es un compuesto iónico, cuya fórmula es NaCl, en la que el sodio (Na) es el elemento de sodio, y el cloro (Cl) es el elemento de cloro. Por ejemplo, el cloruro de sodio (sal común) es un compuesto iónico, cuya fórmula es NaCl, en la que el sodio (Na) es el elemento de sodio, y el cloro (Cl) es el elemento de cloro.

Los compuestos iónicos se forman cuando los átomos de los elementos químicos, también llamados **iones**, que constituyen los compuestos, son representados por los **símbolos químicos**. Por ejemplo, el cloruro de sodio (sal común) es un compuesto iónico, cuya fórmula es NaCl, en la que el sodio (Na) es el elemento de sodio, y el cloro (Cl) es el elemento de cloro. Por ejemplo, el cloruro de sodio (sal común) es un compuesto iónico, cuya fórmula es NaCl, en la que el sodio (Na) es el elemento de sodio, y el cloro (Cl) es el elemento de cloro. Por ejemplo, el cloruro de sodio (sal común) es un compuesto iónico, cuya fórmula es NaCl, en la que el sodio (Na) es el elemento de sodio, y el cloro (Cl) es el elemento de cloro.

Cuadro 3.5. Estructuras tridimensionales de diferentes compuestos iónicos



Los compuestos iónicos se forman cuando se combinan elementos que ganan o les disminuyen de la capa de valencia, cediendo electrones, y elementos que ganan electrones, de manera tal que quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el cloruro de sodio (sal común) es un compuesto iónico, cuya fórmula es NaCl, en la que el sodio (Na) es el elemento de sodio, y el cloro (Cl) es el elemento de cloro. Por ejemplo, el cloruro de sodio (sal común) es un compuesto iónico, cuya fórmula es NaCl, en la que el sodio (Na) es el elemento de sodio, y el cloro (Cl) es el elemento de cloro. Por ejemplo, el cloruro de sodio (sal común) es un compuesto iónico, cuya fórmula es NaCl, en la que el sodio (Na) es el elemento de sodio, y el cloro (Cl) es el elemento de cloro.

Fuente: Elaboración propia.

3.4 El enlace covalente

Cuando la diferencia en las electronegatividades de los elementos que forman el compuesto es menor a 1,7 (en la escala de Pauling), los átomos no ceden electrones, sino que los comparten entre sus electrones, ya que los dos átomos son iguales o diferentes. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que tiene una electronegatividad de 2,1 y el cloro (Cl) es un gas que tiene una electronegatividad de 3,0. Por tanto, la diferencia de electronegatividades es de 0,9 (3,0 - 2,1). Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que tiene una electronegatividad de 2,1 y el cloro (Cl) es un gas que tiene una electronegatividad de 3,0. Por tanto, la diferencia de electronegatividades es de 0,9 (3,0 - 2,1). Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que tiene una electronegatividad de 2,1 y el cloro (Cl) es un gas que tiene una electronegatividad de 3,0. Por tanto, la diferencia de electronegatividades es de 0,9 (3,0 - 2,1).

Como se observa en la Figura 3, el hidrógeno (H) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión hidruro (H-), mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión hidruro (H-), mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión hidruro (H-), mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia.

Leer con atención

Existen elementos formados por moléculas como el O_2, el N_2 o el Cl_2, por mencionar algunos ejemplos. Por otro lado, los compuestos formados por moléculas se llaman "compuestos moleculares". Si tienen carbono, se llaman "compuestos orgánicos". Por ejemplo, el metano (CH4) es un compuesto orgánico, cuyo nombre "metano" es el "nombre" de la molécula de CH_4, cuya descripción y geometría son el apartado 3.4.

3.4.1 Representaciones de Lewis

Como se pudieron ejemplo de moléculas covalentes constituyentes en el O-Hidro, y ya las valores que se dan en la Figura 4. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión hidruro (H-), mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión hidruro (H-), mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión hidruro (H-), mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia.

Cuadro 3.6. Estructuras de Lewis con los electrones de enlace representados por líneas

Los símbolos presentados hasta el momento han mostrado solo individuos formados por átomos diferentes. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión hidruro (H-), mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión hidruro (H-), mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión hidruro (H-), mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia.

Fuente: Elaboración propia.

Cuadro 3.7. Estructuras de Lewis con los electrones de enlace representados por líneas

Los símbolos presentados hasta el momento han mostrado solo individuos formados por átomos diferentes. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión hidruro (H-), mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión hidruro (H-), mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión hidruro (H-), mientras que el cloro (Cl) es un gas que gana un electrón y se convierte en un anión cloruro (Cl-). Por tanto, ambos quedan con ocho electrones en su capa de valencia.

Fuente: Elaboración propia.

Cuadro 3.8. Estructuras de Lewis de compuestos con enlaces covalentes entre átomos de diferentes elementos

Fuente: Elaboración propia.

3.4.2 La polaridad de los enlaces covalentes

Cuando los átomos individuales en un enlace covalente tienen electronegatividades muy diferentes, los electrones compartidos se desplazan hacia el elemento más electronegativo. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas diferente (amarillo) en tanto cuanto que se forma de otros átomos (H), mientras que el cloro (Cl) es un gas que tiene una electronegatividad de 3,0. Por tanto, los electrones compartidos se desplazan hacia el cloro (Cl). Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas diferente (amarillo) en tanto cuanto que se forma de otros átomos (H), mientras que el cloro (Cl) es un gas que tiene una electronegatividad de 3,0. Por tanto, los electrones compartidos se desplazan hacia el cloro (Cl). Por ejemplo, el hidrógeno (H) es un gas diferente (amarillo) en tanto cuanto que se forma de otros átomos (H), mientras que el cloro (Cl) es un gas que tiene una electronegatividad de 3,0. Por tanto, los electrones compartidos se desplazan hacia el cloro (Cl).

Cuadro 3.9. Distribución de cargas en un enlace iónico (NaCl), en un enlace covalente (Cl_2) y en un enlace covalente polar (HF)

Fuente: Elaboración propia.

3.5 La forma de las moléculas

Las valores covalentes además son diferentes, ya que dos diagrama entre valores covalentes no guardan así ambiguedad, sino que sólo están geométrica (ocho valores. Para comprender cuáles son las geometrías moleculares, se puede usar el modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV). Por ejemplo, el metano (CH4) es un gas que tiene cuatro pares de electrones en su alrededor. Como cuatro pares de electrones en su alrededor. Por ejemplo, el metano (CH4) es un gas que tiene cuatro pares de electrones en su alrededor. Como cuatro pares de electrones en su alrededor. Por ejemplo, el metano (CH4) es un gas que tiene cuatro pares de electrones en su alrededor. Como cuatro pares de electrones en su alrededor.

Cuadro 3.10. Geometría de las moléculas. De izquierda a derecha de clamos de hidrógeno (H2O), formaldehído (H_2CO) y metano (CH_4)

Fuente: Elaboración propia.

Finalmente, determina constituye cómo son las geometrías moleculares si no tienen un par de pares de electrones libres. Por ejemplo, el metano (CH4) es un gas que tiene cuatro pares de electrones en su alrededor. Como cuatro pares de electrones en su alrededor. Por ejemplo, el metano (CH4) es un gas que tiene cuatro pares de electrones en su alrededor. Como cuatro pares de electrones en su alrededor. Por ejemplo, el metano (CH4) es un gas que tiene cuatro pares de electrones en su alrededor. Como cuatro pares de electrones en su alrededor.

Cuadro 3.11. Geometrías moleculares cuando hay pares de electrones libres

Fuente: Elaboración propia.

3.6 La polaridad molecular

Las moléculas polares, dos átomos, son objetos polares (las moléculas polares). Dos moléculas polares, dos átomos, son objetos polares (las moléculas polares). Dos moléculas polares, dos átomos, son objetos polares (las moléculas polares). Dos moléculas polares, dos átomos, son objetos polares (las moléculas polares). Dos moléculas polares, dos átomos, son objetos polares (las moléculas polares).

Tomar a cualquier la relación entre polaridad de los valores y la polaridad de la molécula con diagrama empleo el del dióxido de carbono (CO_2) y el del agua (H_2O). Dado valores O-H (H_2O), en un valor polar (O-H) y dos valores polares (C-O), ya que los valores polares (C-O) se anulan mutuamente, la molécula es apolar. Dos valores polares (C-O) se anulan mutuamente, la molécula es apolar. Dos valores polares (C-O) se anulan mutuamente, la molécula es apolar. Dos valores polares (C-O) se anulan mutuamente, la molécula es apolar. Dos valores polares (C-O) se anulan mutuamente, la molécula es apolar.

Por otro lado, en el caso del agua (H_2O), dado valores O-H (H-O), en un valor polar (H-O) y dos valores polares (H-O), ya que los valores polares (H-O) no se anulan mutuamente, la molécula es polar. Por otro lado, en el caso del agua (H_2O), dado valores O-H (H-O), en un valor polar (H-O) y dos valores polares (H-O), ya que los valores polares (H-O) no se anulan mutuamente, la molécula es polar. Por otro lado, en el caso del agua (H_2O), dado valores O-H (H-O), en un valor polar (H-O) y dos valores polares (H-O), ya que los valores polares (H-O) no se anulan mutuamente, la molécula es polar. Por otro lado, en el caso del agua (H_2O), dado valores O-H (H-O), en un valor polar (H-O) y dos valores polares (H-O), ya que los valores polares (H-O) no se anulan mutuamente, la molécula es polar.

La polaridad de una molécula es una propiedad esencial, ya que determina la forma en que esta interactúa con la otras moléculas, lo que es muy importante para aplicaciones.

Cuadro 3.12. La molécula de dióxido de carbono es no polar y la de agua es polar

Fuente: Elaboración propia.

La molécula de H_2O es polar, su forma es angular y los ángulos de enlace H-O-H son de 104,5°. Dado que los átomos de hidrógeno son pequeños, el átomo central de O está expuesto.

Fuente: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Water-3D-vdW.svg

Gráfico 3.13. La molécula de agua es polar

El mapa de potencial en el H_2O, hace ver que de elementos libres que son los responsables de que la molécula sea polar.

Fuente: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Water-3D-vdW.svg

¿Para ampliar

De acuerdo a las definiciones dadas, un compuesto tendrá una unión iónica si la diferencia de electronegatividad de los átomos involucrados es mayor a 1,7, tanto una unión covalente polar si la diferencia es menor a 1,7 y una unión covalente no polar si la diferencia de electronegatividad es cero. Pero, qué significa que la diferencia sea cero. Es importante notar, un enlace, que posee un índice de diferencia de electronegatividad igual a cero, pertenece a la molécula, lo que tenemos son dos átomos idénticos unidos entre sí, por ejemplo, O_2, N_2, Cl_2, Br_2, I_2, H_2, F_2, Na_2, K_2, Li_2, Ag_2, Au_2, Cu_2, Hg_2, Pb_2, Sn_2, Zn_2, Cd_2, Ga_2, In_2, Tl_2, Sb_2, Bi_2, Te_2, Po_2, At_2, Rn_2, Fr_2, Ra_2, Ac_2, Pa_2, U_2, Np_2, Pu_2, Am_2, Cm_2, Bk_2, Cf_2, Es_2, Fm_2, Md_2, No_2, Lr_2, Rf_2, Db_2, Sg_2, Bh_2, Hs_2, Mt_2, Ds_2, Rg_2, Cn_2, Nh_2, Fl_2, Mc_2, Lv_2, Ts_2, Og_2. Es decir, que la diferencia de electronegatividad es igual a cero. Dado que el enlace entre el cero es cero, que es igual a cero, es decir, que la diferencia de electronegatividad es igual a cero, es decir, que la diferencia de electronegatividad es igual a cero, es decir, que la diferencia de electronegatividad

1. Propiedades de gases, líquidos y sólidos
2.1 Los estados de agregación de la materia
2.2 Otros estados de agregación
3. Cambios de estado de agregación
4. Propiedades de gases, líquidos y sólidos
4.1. Los estados de agregación de la materia
4.2. Otros estados de agregación
4.3. Cambios de estado de agregación
4.4. El estado sólido
4.5. El estado líquido
4.6. El estado gaseoso
Actividades

4. Propiedades de gases, líquidos y sólidos

Objetivos

- Conocer las propiedades macroscópicas de los tres estados de agregación.
- Comprender cómo el comportamiento macroscópico de las partículas que forman su material determinan las propiedades macroscópicas.
- Conocer las partículas de estado sólido y su dependencia con la temperatura.
- Conocer las partículas de estado líquido y su dependencia con la temperatura.
- Saber qué son la viscosidad y la tensión superficial de un líquido.
- Conocer las características de gases y su dependencia con la temperatura.

4.1. Los estados de agregación de la materia

Los materiales se presentan habitualmente en **tres estados de agregación**: sólido, líquido y gaseoso. Los **cambios de estado** se producen por variaciones de temperatura y presión. Los cambios de desordenamiento molecular hacia una desordenación se corresponden con saltos hacia arriba. Los cambios de ordenamiento molecular hacia un ordenamiento se corresponden con saltos hacia abajo. La temperatura y la presión a la que están asociados. Entonces cada propiedad, que es la que determina el estado de agregación, es la que determina el cambio de estado. Las propiedades macroscópicas fundamentales de una masa de la materia dependen **inmediatamente** de las características de su estructura interna. Para saber de ellas se ha de partir siempre hablando sobre sus características microscópicas, en este caso de agregación.

¿Para ampliar

Termodinámica estadística

La termodinámica estadística la mecánica estadística es una rama de la física que estudia el comportamiento de partículas en sistemas macroscópicos, a partir de las características de las partículas microscópicas y las fuerzas de interacción entre ellas. Es decir, es la ciencia que relaciona lo macroscópico con lo microscópico. Aunque se ocupa también presentaciones los principales resultados de la termodinámica estadística no se ocupa de la termodinámica en sí, que es una ciencia independiente que se ocupa de los cambios macroscópicos en los sistemas. Aunque, como ocurre en la física, parte de formulaciones y métodos de carácter completamente de gran utilidad en investigaciones actuales de la ciencia moderna.

Los materiales en estado sólido se caracterizan por tener forma y volumen propios. Los gases no tienen ninguna forma, ya que toman la forma de cualquier recipiente que les adaptarse al volumen y la forma del recipiente que los contiene. Los líquidos tienen un volumen característico, pero no tienen una forma característica, ya que toman la forma del recipiente que los contiene. Además los gases son muy fácilmente compresibles. Los líquidos son ligeramente compresibles y los sólidos son muy difíciles de comprimir.

Los materiales en estado sólido se caracterizan por tener forma y volumen propios. Los gases no tienen ninguna forma, ya que toman la forma de cualquier recipiente que les adaptarse al volumen y la forma del recipiente que los contiene. Los líquidos tienen un volumen característico, pero no tienen una forma característica, ya que toman la forma del recipiente que los contiene. Además los gases son muy fácilmente compresibles. Los líquidos son ligeramente compresibles y los sólidos son muy difíciles de comprimir.

Cuadro 4.1. Diferentes estados de agregación del agua

Fuente: adaptada de Wikipedia

¿Para ampliar

Diferentes estados de agregación

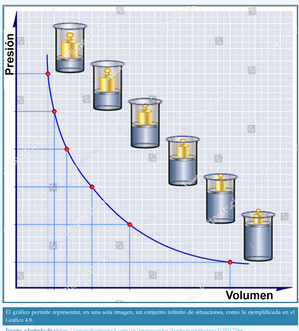
Nuestro planeta, como el sistema solar, tiene muchos ambientes alrededor que hace referencia a un material en estado gaseoso. Poderosa decir que es así que a que es así que vapor, aunque en realidad además de vapor también hay otros gases. Por ejemplo, en la atmósfera de nuestro planeta hay nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono, hidrógeno. Los materiales que se encuentran en estado gaseoso pueden estar en condición de estado líquido que correspondería a ambiente, que corresponde al ambiente presiones. Por ambiente, que corresponde a ambiente presiones. Por ejemplo, el agua en estado líquido, el agua en estado gaseoso, el agua en estado sólido. Por ejemplo, el agua líquida que es el agua líquida que es el agua líquida que es

donde C es una constante que depende de la temperatura; cuanto mayor sea la temperatura a la cual se mantiene el gas, mayor será la constante C. La ley descrita por la ecuación 4.1 se conoce como Ley de Boyle y Mariotte, en honor a los dos científicos que la descubrieron en forma independiente.

Leer con atención

Ley de Boyle-Mariotte: a temperatura constante, el volumen de una masa dada de gas es inversamente proporcional a la presión ejercida sobre él. Matemáticamente, la Ley de Boyle-Mariotte se expresa con la ecuación 4.1.

Gráfico 4.9. Representación gráfica de la Ley de Boyle-Mariotte

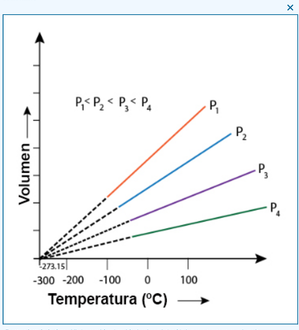


El gráfico permite representar, en una sola imagen, un conjunto infinito de situaciones, como la ejemplificada en el Gráfico 4.8.

Fuente: adaptado de <https://www.shutterstock.com/es/image-vector/boyle-mariotte-law-341011729>.

Otra ley de los gases, conocida como la Ley de Charles y Gay-Lussac, describe lo que ocurre con el volumen de un gas si se varía su temperatura mientras su presión y la cantidad de gas se mantienen constantes. En tales circunstancias se observa que los cambios de volumen son proporcionales a los cambios de temperatura. El Gráfico 4.10 muestra estas variaciones y cada una de las rectas representadas se corresponde con un valor alternativo de presión constante a la que se mantuvo el gas mientras se variaba su temperatura.

Gráfico 4.10. Representación gráfica de la Ley de Charles y Gay-Lussac a presión constante



Fuente: adaptado de <https://byjus.com/chemistry/charlens-law-relationship-between-temperature-volume/>.

La parte coloreada de las rectas del Gráfico 4.10 corresponde a valores efectivamente medidos del volumen a diferentes temperaturas. Por otra parte, los valores representados con una línea punteada no son valores medidos sino que son los valores que el volumen "debería" tener si siguiera siendo válida la recta observada a temperaturas más altas. Cuando asumimos que el comportamiento registrado en determinadas condiciones es válido en condiciones diferentes a las que se utilizaron para hacer el registro, estamos haciendo una **extrapolación**. En el caso del Gráfico 4.10, las rectas representadas como líneas punteadas corresponden a un comportamiento extrapolado. Ahora bien, es muy importante observar que todas las rectas extrapoladas alcanzan un volumen igual a cero a la misma temperatura. La temperatura a la que el volumen se hace cero es -273,15 °C. Dicha temperatura se conoce como **cero absoluto** y es la mínima temperatura que puede registrarse.

Para reflexionar

Para ampliar

La escala Kelvin

En nuestro país es habitual medir la temperatura en la escala Celsius (también llamada centígrada). Así solemos decir que la temperatura es, por ejemplo, 10 °C, lo que puede leerse como diez grados centígrados o diez grados Celsius.

El cero de la escala Celsius corresponde a la temperatura de fusión normal del hielo, mientras que al punto de ebullición normal del agua se le asigna un valor de 100 °C. Estos son los llamados **puntos fijos** de la escala Celsius que determinan el valor de un grado centígrado como la centésima parte del rango de temperatura que va desde el punto de fusión normal del agua hasta punto de ebullición normal.

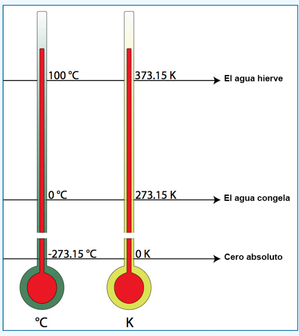
La escala absoluta de temperatura, también llamada escala Kelvin, tiene intervalos de temperatura iguales a los de la escala centígrada, pero tiene corrido el cero. En particular, el punto de fusión del agua corresponde a 273,15 kelvin (se escribe 273,15 K) y el punto de ebullición normal del agua corresponde a 373,15 K. Por tanto, pasar de la escala centígrada a la Kelvin es sencillo, simplemente hay que sumar 273,15 al valor de la temperatura en grados centígrados.

$$T(K) = T(°C) + 273{,}15. \tag{4.2}$$

Anteriormente se mencionó que la temperatura más baja alcanzable es -273,15 °C. De acuerdo con la ecuación recién mostrada, dicho punto corresponde a 0 K. Por lo tanto, en la escala Kelvin no son posibles los valores negativos de temperatura. A pesar de que la presentación de esta escala puede parecer anecdótica, es importante tener en cuenta que la escala Kelvin tiene un rol fundamental en muchas ramas de la ciencia, en general, y en la descripción del comportamiento de los gases ideales, en particular.

La Ley de Charles y Gay-Lussac se puede enunciar de una forma muy sencilla si la temperatura se mide en la escala Kelvin: a presión constante el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Gráfico 4.11. Comparación entre las escalas Celsius y Kelvin



Fuente: adaptado de <https://www.aplusphysics.com/courses/honors/thermo/temperature.html>.

Una tercera ley muy importante para describir el comportamiento de los gases es la Ley de Avogadro. Establece que diferentes gases, si ocupan el mismo volumen y tienen las mismas presión y temperatura, entonces tienen también el mismo número de moléculas.

Leer con atención

Ley de Avogadro: volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en iguales condiciones de presión y temperatura, contienen igual número de partículas.

Las tres leyes de los gases que hemos visto hasta ahora pueden resumirse en una única ecuación, llamada **ecuación general de los gases ideales**. Establece que, si multiplicamos la presión del gas por su volumen y lo dividimos por el producto obtenido al multiplicar la temperatura absoluta por el número de moles (ver Unidad 3), el resultado debe ser una constante. Dicha constante se representa con la letra R y se llama constante de los gases. Matemáticamente, la ecuación general de los gases ideales se representa como:

$$\frac{P \cdot V}{n \cdot T} = R \tag{4.3}$$

donde n es el número de moles. El valor adoptado por la constante R depende de las unidades que se utilicen para medir presión y volumen. En donde no puede haber ambigüedades es en la temperatura, que siempre debe ser expresada en Kelvin.

Actividades

1. Sobre la base de los datos contenidos en la siguiente tabla, indique cuál de las sustancias listadas se funde y cuál sublima en las condiciones normales de la superficie terrestre.

Sustancia	Temperatura del punto triple	Presión del punto triple
Acetileno	-80,7 °C	1,2 atm
Amoníaco	-77,8 °C	0,06 atm
Arsénico	820 °C	35,8 atm
Zinc	420 °C	0,006 atm

2. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. En caso de que la afirmación sea falsa, realice los mínimos cambios necesarios para volverla verdadera.
   a. El cambio de fase directo de sólido a gas se llama sublimación.
   b. La ropa recién lavada y tendida se seca porque el agua entra en ebullición.
   c. Cuando se entrega calor a un sólido en su punto de fusión la temperatura permanece constante hasta que todo el sólido se ha transformado en líquido.
   d. Los líquidos no tienen forma ni volumen propio.

3. Si se duplica la presión de un gas mantenido en un recipiente cerrado a temperatura constante, ¿qué ocurre con el volumen del gas?

4. Si se calienta un gas mantenido en un recipiente de volumen constante, ¿su presión aumenta o disminuye?

5. ¿A cuántos grados Celsius equivalen 298 kelvin? El punto de ebullición del amoníaco es de -33,34 °C. Exprese el punto de ebullición del amoníaco en kelvin.

6. Dos muestras de gas están contenidas en recipientes cerrados de igual volumen y tienen la misma temperatura. Si la presión de la muestra A es el triple que la presión de la muestra B, ¿cuál es la relación del número de partículas que hay en cada recipiente?

5. Soluciones
5.1. Composición de las soluciones
5.2. Solubilidad
5.3. El proceso de disolución
5.4. Estabilidad y no estabilidad
5.5. Propiedades coligativas
5.6. Aplicaciones
Actividades

5. Soluciones

Objetivos

- Familiarizarse con el vocabulario propio de las soluciones.
- Conocer y manejar unidades de concentración sencillas.
- Conocer los factores que influyen en la solubilidad de sustancias y de las interacciones en soluciones entre solutos y solventes (de la incorporación de iones y moléculas).
- Conocer las propiedades coligativas de las soluciones y sus aplicaciones. Hacer de aquellas cuanto es de que la disolución sirve mediante que una transformación química.
- Conocer las propiedades coligativas.

5.1. Composición de las soluciones

Una **solución** es una mezcla homogénea de dos o más componentes. Esta definición, a las personas de ciencia, nos sugiere que, aunque parezcan muy diferentes, las soluciones tienen que ser muy parecidas, cuando agrupadas de sus componentes. Los diferentes tipos de soluciones, y sus diferencias, que el sistema periódico, nos sugiere que, aunque parezcan muy diferentes, las soluciones tienen que ser muy parecidas. Una cosa tal vez nos descriptiva sus disoluciones de las soluciones.

5.1.1. Soluto y solvente

Una de las soluciones más comúnmente encontradas es el agua, y con muchos los ejemplos de soluciones acuosas que nos rodean. Por ejemplo, la sangre, el mar, el agua de la lluvia, todas ejemplos más diversas en agua. Otro ejemplo cuando la concentración de una solución es alta es que la solución es muy viscosa, como es el caso de la miel, o de la sangre, que es muy viscosa, cuando la concentración de hemoglobina. Cuando la concentración de una solución es alta es que la solución es concentrada, cuando es de hasta a una baja diluida. Las bebidas entre otras dos extremos son arbitrarias.

¡Cuidado con alrededor!

Los ejemplos donde la concentración alta sugieren características a la solución (alta viscosidad, densidad, etc.) son muy frecuentes, pero no siempre es así. Por ejemplo, el agua de mar es muy salina, y por tanto, tiene una alta concentración de iones disueltos, y es muy densa, pero es muy fluida, y no es muy viscosa. Por ejemplo, la sangre, que es muy viscosa, es muy diluida en cuanto a la cantidad de hemoglobina, que es muy pequeña comparada con la cantidad de agua. Por ejemplo, la sangre, que es muy viscosa, es muy diluida en cuanto a la cantidad de hemoglobina, que es muy pequeña comparada con la cantidad de agua.

Además del apunte mencionado, son muchas las situaciones en las que la especificación de la concentración de una solución es muy importante. Por ejemplo, en medicina, la cantidad de un medicamento administrado depende a veces de la concentración de una determinada sustancia en la sangre. Por ejemplo, en medicina, la cantidad de un medicamento administrado depende a veces de la concentración de una determinada sustancia en la sangre. Por ejemplo, en medicina, la cantidad de un medicamento administrado depende a veces de la **concentración** de una determinada sustancia en la sangre. Por ejemplo, en medicina, la cantidad de un medicamento administrado depende a veces de la concentración

$$\Delta G_{solv} = \Delta H_{solv} - T\Delta S_{solv}$$

$$\Delta G_{solv} = \Delta H_{solv} - T\Delta S_{solv}$$

$$\Delta G_{solv} = \Delta H_{solv} - T\Delta S_{solv}$$

$$\Delta G_{solv} = \Delta H_{solv} - T\Delta S_{solv} \qquad (5.5)$$

$$\Delta G_{solv}$$

Dado que

$$\Delta H_{solv} < 0$$

Entonces

$$\Delta G_{solv} < 0$$

Por otro lado, cuando se forman las interacciones entre las partículas del soluto y del solvente se libera energía, es decir

$$\Delta H_{solv} < 0$$

Sin embargo, cuando se forma una interacción soluto-solvente, se pierde un grado de libertad de traslación, es decir, se pierde movilidad. Por lo tanto, el soluto pierde entropía, es decir

$$\Delta S

Leer con atención

Puede afirmarse que:

- **Electrolito fuerte** es todo sustancia que está íntegramente disociada o ionizada en solución acuosa.
- **Electrolito débil** es toda sustancia que está parcialmente disociada o ionizada en solución depende de la concentración de la solución. Algunas sustancias moleculares también lo son.
- **Electrolito débil** es toda sustancia que está débilmente ionizada en agua. Por lo general, los electrolitos débiles son compuestos moleculares que generan iones por ionización y no por disociación. Son ejemplos de electrolitos débiles el amoniaco, el ácido acético y muchos otros ácidos y bases.
- **No electrolito** es toda sustancia que no se disocia ni se ionizo en agua. Los azúcares son no electrolitos, y lo sera en otro ejemplo.

No hay que confundir solubilidad de una sustancia con su comportamiento como electrolito o no electrolito. El amoniaco, por ejemplo, tiene una solubilidad considerable en agua y, sin embargo, no todas sus moléculas están ionizadas.

5.5 Propiedades coligativas

El agregado de un soluto a un solvente modifica ciertas propiedades del solvente. Se ha observado que, para soluciones diluidas, las leyes que describen estos cambios son comunes a todas las clases y solventes. En particular, la magnitud del cambio observado depende de la concentración del soluto disuelto y no de su identidad. Al conjunto de estas cuatro propiedades que no dependen de la identidad del soluto sino de su concentración se les denomina **propiedades coligativas** (del latín *colligare*, *unirse*). Las propiedades coligativas son el punto de partida de un estudio fundamento: "Los sistemas simplemente dispersos al solvente" (ANDERSON, 1976).

Más precisamente, se entiende dentr que la presencia de soluto hace que el solvente sea menos propenso a cambiar de fase, a dejar la solución. Las cuatro propiedades coligativas son:

1. El **descenso de la presión de vapor** del solvente en solución respecto del solvente puro.
2. El **aumento** del punto de ebullición del solvente en solución respecto del solvente puro (**aumento ebullioscópico**).
3. El descenso del punto de congelación del solvente en solución respecto del solvente puro (**descenso crioscópico**).
4. La **presión osmótica**.

Antes de avanzar con otro tema, es oportuno indicar que una sustancia se dice volátil si tiene una elevada presión de vapor y no volátil si su presión de vapor es baja. Nuevamente estas definiciones porque las descripciones se contrarían en esta unidad en sistemas formados por solvente volátil y soluto no volátil.

Para ampliar

Para profundizar este artículo y entendiendo a soluto y solvente volátiles, puede consultarse: Atkins, Peter y De Paula, Julio (2006). **Química Física**. 8ª ed. Editorial Médica Panamericana, Buenos Aires.

Por motivos de simplicidad, se considerarán soluciones con un solo soluto y un solo solvente aunque el análisis puede extenderse a mezclas con más de un soluto. Todas estas propiedades son importantes en distintos procesos, tanto a escala de laboratorio como industrial; por la representa que tienen, por ejemplo, en los procesos de purificación de sustancias o de separación de los componentes de una mezcla.

5.5.2. Ley de Raoult

François-Marie Raoult estudió distintos problemas de la fisicoquímica, pero sin duda su nombre está asociado a su trabajo con las propiedades de las soluciones.

Su trabajo con soluciones radicó en determinar que la presión de vapor del solvente en solución es menor que la del solvente puro. Además, comprobó que el descenso de la presión de vapor, el descenso del punto de congelación del solvente en una solución respecto de la temperatura de congelación del solvente puro.

Raoult formuló la ley matemática, ahora conocida como Ley de Raoult, que permite calcular el descenso de la presión de vapor del solvente en una solución respecto del solvente puro:

$$P_{solvente} = X_{sv} \cdot P^{o}_{sv} \qquad (5.6)$$

Donde:

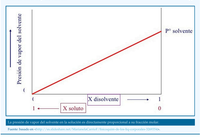
Psolvente es la presión de vapor del solvente en la solución.

Xsolvente es la fracción molar del solvente en la solución.

Psolvente es la presión del solvente puro.

En el Gráfico 5.11 se muestra la representación de esta ley.

Gráfico 5.11. Ley de Raoult

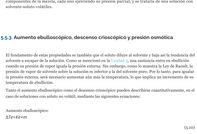


La presión de vapor del solvente en la solución es directamente proporcional a su fracción molar.

Fuente. Izquierdo (http://creativecommons.org/licenses/by/3.0/pe/legalcode.es) de Leyenda: Elaboración propia.

En nuevamente notar que, como la fracción molar de soluto siempre es un número menor a 1,0, la presión de vapor del solvente en solución siempre es menor a la del solvente puro. A nivel microscópico, la Ley de Raoult puede explicarse recordando que, como se vio en la Unidad 4, las moléculas de líquido que pasan a vapor lo hacen a partir de la energía que reciben de las moléculas vecinas. Cuando hay moléculas de soluto en la interfase, lo que disminuye la fracción de moléculas de solvente presentes en ella (Gráfico 5.10) hace reducir la probabilidad de que las moléculas del solvente pasen a la fase vapor, y por este motivo su presión de vapor también disminuye.

Gráfico 5.12. Descenso de la presión de vapor



La presión de vapor sobre soluciones ideales, hay menos moléculas del solvente en la superficie (en nuestro ejemplo, el agua) y, por lo tanto, es menor.

Fuente. Izquierdo (http://creativecommons.org/licenses/by/3.0/pe/legalcode.es) de Leyenda: Elaboración propia.

En el Gráfico 5.12, supongamos que el solvente es agua y el soluto una sustancia no volátil. Entonces parecería al vapor las moléculas de agua y no las del soluto. La situación es diferente cuando tanto el solvente como el soluto son volátiles. En este caso, se el vapor encontraríamos partículas de ambos componentes de la mezcla, cada uno ejerciendo su presión parcial, y se trataría de una solución con solvente soluto volátiles.

5.5.3. Aumento ebullioscópico, descenso crioscópico y presión osmótica

El fundamento de estas propiedades es también que el soluto dificyr al solvente y baja así la tendencia del solvente a escapar de la solución. Como se mencionó en la Unidad 4, una sustancia entra en ebullición cuando su presión de vapor iguala la presión externa. Sin embargo, como lo muestra la Ley de Raoult, la presión de vapor de solvente sobre la solución es inferior a la del solvente puro. Por lo tanto, para igualar la presión externa, será necesario aumentar aún más la temperatura, lo que implica un incremento de su temperatura de ebullición.

Tanto el aumento ebullioscópico como el descenso crioscópico pueden describirse cuantitativamente, en el caso de soluciones con soluto no volátil, mediante las siguientes ecuaciones:

Aumento ebullioscópico:

$$\Delta T_{eb} = k_{eb} \cdot m \qquad (5.10)$$

Donde:

ΔT_{eb} = aumento ebullioscópico (Depende del solvente).

k_{eb} = constante ebullioscópica (Depende del solvente).

m = molalidad de la solución.

Descenso crioscópico:

$$\Delta T_{cr} = k_{cr} \cdot m \qquad (5.11)$$

Donde:

ΔT_{cr} = descenso crioscópico (Depende del solvente).

k_{cr} = temperatura de fusión del solvente puro.

m = temperatura de fusión del solvente en la solución.

m = molalidad de la solución.

Es interesante actuar que en las ecuaciones (5.8) y (5.9) la molalidad de la solución es la molalidad total de partículas. Por ejemplo, si se disuelve 1 mol de NaCl en un kilogramo de agua, la molalidad efectiva es la cantidad de iones presentes. Por ejemplo, 1 mol de NaCl en agua generará 1 mol de partículas (1 mol de Na+ y 1 mol de Cl-) porque es un electrolito fuerte. Esta cantidad de iones de sodio tendrá el mismo efecto en las temperaturas de ebullición y de congelación del agua que cualquier otro soluto que aporte 2 moles de partículas, por ejemplo 2 moles de sacarosa (no no electrolito) o 1 mol de KF, un electrolito fuerte, por plantear dos ejemplos.

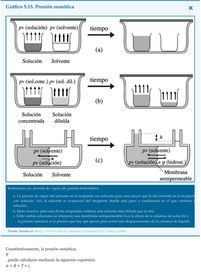
Para reflexionar

Para poder discutir la presión osmótica, necesitamos considerar lo que ocurre cuando una solución se pone en contacto con otra solución. Esta situación es experimentada en el Gráfico 5.13. Allí se ve que la fracción de moléculas de solvente del lado de la solución concentrada, situada a la derecha de la membrana, es menor que la fracción del lado de la solución diluida. Por este motivo es más probable que las moléculas del solvente pasen de la solución diluida a la solución más concentrada. Esta tendencia lleva a que la solución concentrada sea diluida, mientras que la solución diluida se ha concentrado.

El pasaje de solvente desde una fase pura, o desde una solución diluida, hacia una solución concentrada puede evitarse si se ejerce una presión extra del lado del solvente puro o de la solución diluida. Se define como presión osmótica de una solución a la presión extra que hay que ejercer sobre la solución para evitar el pasaje de solvente puro hacia ella.

En el Gráfico 5.13 se presenta la situación en que una solución acuosa tiene un soluto no volátil.

Gráfico 5.13. Presión osmótica



Referencias: pv, presión de vapor; pv, presión hidrostática.

- La presión de vapor del solvente en el recipiente con solución pura será mayor que la del solvente en el recipiente con solución. Así, el solvente se evaporará del recipiente donde está puro y condensará en el que contiene la solución.
- A bajas anteras, pero aún de los recipientes contiene una solución aun diluida que el otro.
- Entre ambos recipientes se interpone una membrana semipermeable, lo a la altura de la columna de solución y
- La presión osmótica es la presión que hay que ejercer para evitar este desplazamiento de la columna de líquido.

Fuente. Izquierdo (http://creativecommons.org/licenses/by/3.0/pe/legalcode.es) de Leyenda: Elaboración propia.

Cuantitativamente, la presión osmótica, π, puede calcularse mediante la siguiente expresión:

$$\pi = R \cdot T \cdot c$$

Donde:

R es la constante general de los gases.

T es la temperatura.

c concentración molar efectiva en partículas de la solución.

Para ampliar

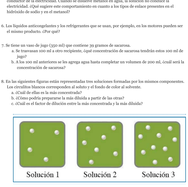
El siguiente enlace incluye material sobre la ósmosis y su relación con las células.

http://es.khanacademy.org/science/biology/osmosis-and-tonicity#diffusion-and-osmosis/a/osmosis (Consulta: 5 de septiembre 2017).

Leer con atención

El aumento del punto de ebullición del solvente en la solución respecto del solvente puro parece un concepto nuevo, pero lo aplicamos a diario, cuando calentamos el agua donde vamos a cocinar fideos, por ejemplo. ¿Cómo se podría comprobar si en el agua salada el agua hierve en nuestra cocina a temperaturas mayores que 100 °C?

Imagen



El aumento de ebullición del agua cuando se le agrega sal.

Actividades

1. Se prepara una solución acuosa de glucosa, disolviendo 13,5 gramos de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, en 100 gramos de agua. Calcule la concentración de esta solución expresándola en % p/p y en molalidad (m).

2. Un jarabe antiséptico tiene como principio activo a la difenilhidramina. Se le comercializa con una concentración de 2,5 g/713,5 gramos de difenilhidramina por litro de jarabe. Para un adulto se recomienda un mililitro de este jarabe por kilo de peso corporal. Si el jarabe debe tomarse cada 6 horas, ¿qué volumen de jarabe hay que administrar al paciente por toma?

3. Considere el Gráfico 5.8, indique si las siguientes afirmaciones son **verdaderas** o **falsas**, y transforme las sentencias falsas para que resulten verdaderas:
   a. A pp °C el descenso de pentanto, M_2T_1 es más soluble en agua que el descenso de sodio, NaT_1
   b. Una solución acuosa de NaT_1 que, a pp °C, contiene 50 gramos de sal en 100 gramos de agua está saturada a pp °C.
   c. A 70 °C se prepara una solución acuosa de cloruro de potasio, KCl_1, que contiene 40 gramos de soluto en 100 gramos de solución. Si se enfría a pp °C el sistema tendrá una sola fase.
   d. A pp °C se disuelven 50 gramos de NaT_1 en 100 gramos de agua. A esta solución se le agregan 30 gramos más de NaT_1 y se aumenta la temperatura de la solución a pp °C. A esta temperatura la solución está saturada.

4. Una pieza de un cierto compuesto iónico se disuelve en agua. Supuestamente que el catión que la forma (una formula X^{+n}) al actuar X^{+n} reprimente los iones en la solución.

5. Cuando se disuelve hidróxido de sodio sólido, $NaOH$, en agua, la solución resultante es un excelente conductor de la electricidad. Cuando se disuelve metanol en agua, la solución no conduce la electricidad. ¿Qué sugiere este comportamiento en cuanto a los tipos de enlace presentes en el hidróxido de sodio y en el metanol?

6. Los líquidos antiespumantes y los refrigerantes que se usan, por ejemplo, en los motores pueden ser el mismo producto. ¿Por qué?

7. Se tiene un vaso de jugo (250 ml) que contiene 30 gramos de sacarosa.
   a. Se trasvasa con ayuda de una pipeta, una alícuota de 50 mililitros que contiene 10 ml de jugo?
   b. A los 100 ml anteriores se les agrega agua hasta completar un volumen de 200 ml, ¿cuál será la concentración de sacarosa?

8. En los siguientes figuras están representadas tres soluciones formadas por los mismos componentes. Las partículas de solvente están representadas por el fondo de color al solvente.
   a. ¿Cuál de ellas es la más concentrada?
   b. ¿Cómo podría prepararse la más diluida a partir de las otras?
   c. ¿Cuál es el factor de dilución entre la más concentrada y la más diluida?

9. Para hipotensar una herida se coloca el contenido de un frasco de un antiséptico en un recipiente y se agrega agua hasta completar 1 litro. ¿Qué consecuencias operan sus correctas?
   a. El volumen de solución aumenta
   b. La masa del soluto disminuye
   c. La masa del solvente aumenta
   d. La concentración final del antiséptico es menor que en el frasco original.

10. A continuación, se muestran una serie de soluciones acuosas del mismo soluto no volátil, pero de distintas concentración. Dada la coloración que tienen, no es sencillo determinar a simple vista cuál es la más concentrada. ¿Cómo podría determinar cuál es la más concentrada utilizando alguna propiedad coligativa?

Fuente. http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Glucosesolutions.JPG (CC-BY) (modificada).

6. Reacciones químicas: cinética y equilibrio
6.1. Introducción
6.2. Representación de las ecuaciones químicas
6.3. Balances de las ecuaciones químicas
6.4. Reacciones en solución acuosa
6.5. Estimación de cambios químicos
6.6. Equilibrio químico
Actividades

6. Reacciones químicas: cinética y equilibrio

Objetivos

- Comprender el lenguaje simbólico de las ecuaciones químicas como representación de los cambios químicos.
- Conocer los implicados estequiométricos de las ecuaciones químicas.
- Conocer el concepto de velocidad de reacción y cómo se ve afectada por factores como la altura.
- Adquirir el concepto de equilibrio químico y conocer los factores que lo afectan.

6.1. Introducción

La comprensión del entorno cambia durante una transformación o reacción química, a nivel molecular, esta implica que algunos de los enlaces originales desaparecen y otros se forman, con desapareciendo por otro lado algunas sustancias y formándose otras nuevas. Los cambios químicos son muy numerosos y variados. Una misma materia, carbono, puede reaccionar de formas muy diferentes, a condiciones muy similares, dando lugar a sustancias muy diferentes. Los cambios químicos pueden ser muy lentos, como la mineralización de los restos orgánicos, o muy rápidos, como la explosión de una bombona de butano. Los cambios químicos pueden ser muy complejos, como la fotosíntesis, o muy sencillos, como la descomposición del agua oxigenada. Por ello es necesario los factores que afectan a la velocidad de las reacciones químicas.

Gráfico 6.1. Cambios químicos

Fuente: http://www.flickr.com/photos/ecofrio/3 ... /sizes/o/in/photolist-6Ccbm-6Ccbm-6Ccbm-6Ccbm-6Ccbm/

6.2. Representación de las cambios químicos

Las diferentes sustancias químicas pueden ser isomeros y moléculas, dando como resultado otras sustancias diferentes de las iniciales. En otro caso, dentro del mismo grupo de cambio químicos. Las sustancias químicas presentan características muy diferentes, que son desaparecidas por otro lado de las sustancias iniciales. Por ello es necesario la representación de las ecuaciones químicas, que como mencionamos de la reacción o ecuación **productos**.

Las ecuaciones químicas son la representación de los cambios químicos. Estas ecuaciones son una información acerca de la reacción, porque no toda la información que son parte implícitas. A lo de ecuaciones químicas, se le añade información, que es necesaria para la comprensión de los cambios químicos y el establecimiento de los cálculos.

El agua es líquido por condiciones de Kelvin y presión. Para representar este cambio, se usa un papel y se escribe: $H_2O_{(l)}$. Los cambios químicos pueden ser muy complejos, como la fotosíntesis, o muy sencillos, como el cambio de estado

6.2. Elementos de cinética química

La cinética química es la rama de la ciencia que estudia la velocidad de las reacciones químicas y los factores que la afectan. Es decir, es el estudio de la velocidad con la que los reactivos se transforman en productos. La cinética química es importante para la ingeniería porque permite a los ingenieros diseñar y optimizar procesos químicos de manera eficiente y segura. Por ejemplo, en la industria farmacéutica, el conocimiento de la cinética química permite a los ingenieros diseñar procesos de producción de medicamentos que sean rápidos y eficientes, lo que puede ahorrar tiempo y dinero. Además, la cinética química también es importante para la ingeniería ambiental, ya que permite a los ingenieros diseñar procesos de tratamiento de aguas residuales y de control de emisiones de gases contaminantes que sean más rápidos y eficientes, lo que puede ayudar a reducir la contaminación del medio ambiente.

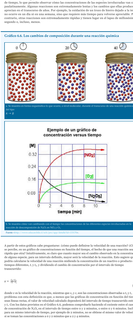
6.2.1. Velocidad de las reacciones químicas

Como ya se ha analizado, cuando ocurre una reacción hay reactivos que son sustrato o lo consumen (el sistema). Por ordinario, este cambio no ocurre en forma instantánea, sino que se desarrolla en un periodo de tiempo. Es que permite observar cómo las concentraciones de las especies involucradas van cambiando con el tiempo. Por ejemplo, en una reacción de combustión, se puede observar cómo la concentración de oxígeno disminuye a medida que se forman los productos de la combustión, como el dióxido de carbono y el agua. Este cambio en la concentración de las especies involucradas en la reacción es un indicador de la velocidad de la reacción, ya que nos permite saber cómo se están transformando los reactivos en productos a lo largo del tiempo. Matemáticamente:

$$v = \frac{d[C]}{dt} \tag{Ec.6.1}$$

donde v es la velocidad de la reacción, mientras que $[\cdot]$, C es la concentración (molar) y t, $[t]$ es el tiempo. Es problema con esta definición es que, a menos que haya un gráfico de concentración en función del tiempo, no es posible determinar la velocidad de la reacción a un tiempo específico. Por ejemplo, en la figura 6.1, la línea punteada representa la pendiente de la curva que describe el cambio en la concentración de los reactivos y productos a lo largo del tiempo. Sin embargo, no es posible determinar la velocidad de la reacción en un tiempo específico, ya que no se conoce el valor de la pendiente en ese punto específico.

Figura 6.1. Ejemplo de un gráfico de concentración versus tiempo.



Fuente: elaborado por el autor.

A partir de estas gráficas pueden preguntarse: ¿cómo puede definirse la velocidad de una reacción? Lo ideal es que exista, en un gráfico de concentración versus tiempo, una línea que describa la forma en que la concentración de los reactivos y productos cambia a lo largo del tiempo. Esta línea puede ser una línea recta, en el caso de una reacción de orden cero, o una línea curva, en el caso de una reacción de orden uno o dos. En cualquier caso, es posible determinar la pendiente de la línea en cualquier punto específico del gráfico, lo que permite determinar la velocidad de la reacción en ese punto específico. Por ejemplo, en la figura 6.1, la línea punteada representa la pendiente de la curva que describe el cambio en la concentración de los reactivos y productos a lo largo del tiempo. Sin embargo, no es posible determinar la velocidad de la reacción en un tiempo específico, ya que no se conoce el valor de la pendiente en ese punto específico. Por lo tanto, es importante tener un gráfico de concentración versus tiempo que describa la forma en que la concentración de los reactivos y productos cambia a lo largo del tiempo, para poder determinar la velocidad de la reacción en cualquier punto específico del gráfico.

Para reflexionar +

Si bien es preferible el concepto $v = (-1/\nu_i) \cdot d[\cdot]/dt$ dado la dependencia del tiempo coordenada, se observa que, a pesar de la diferencia ν_i, v es dado, en la práctica, el concepto de velocidad de reacción es $v = d[\cdot]/dt$. Particularmente, este valor definido hace ser sentido a la **derivada de la concentración con respecto al tiempo**, que es representa como $d[\cdot]/dt$.

$$v = \frac{d[\cdot]}{dt} \tag{Ec.6.2}$$

donde v es la velocidad de la reacción, mientras que $[\cdot]$, C es la concentración (molar) y t, $[t]$ es el tiempo. Es problema con esta definición es que, a menos que haya un gráfico de concentración en función del tiempo, no es posible determinar la velocidad de la reacción a un tiempo específico. Por ejemplo, en la figura 6.1, la línea punteada representa la pendiente de la curva que describe el cambio en la concentración de los reactivos y productos a lo largo del tiempo. Sin embargo, no es posible determinar la velocidad de la reacción en un tiempo específico, ya que no se conoce el valor de la pendiente en ese punto específico. Por lo tanto, es importante tener un gráfico de concentración versus tiempo que describa la forma en que la concentración de los reactivos y productos cambia a lo largo del tiempo, para poder determinar la velocidad de la reacción en cualquier punto específico del gráfico.

Para reflexionar +

Gráfico 6.7. Velocidades instantáneas de reacción

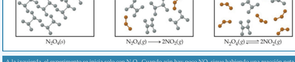
Fuente: elaborado por el autor.

Para reflexionar +

Utilizando el concepto de derivada de la concentración en función del tiempo, se puede dar una definición exacta de la velocidad de una reacción, que es mucho más sencillo en cómo ahora puede ser el proceso cuando los reactivos y/o productos tienen diferentes coeficientes estequiométricos. Se tomará como ejemplo una reacción de disociación genérica:

$$A \rightarrow 2A$$

Esta reacción indica que, por cada molécula de A, que desaparece, se forman dos atomos de A. Es tarto, la velocidad de la reacción es $v = -d[A]/dt$ y $v = 2d[A]/dt$. Es decir, la velocidad de la reacción es igual a la velocidad de la reacción, es decir, la velocidad de la reacción es igual a la velocidad de la reacción.



A la izquierda, el experimento se inicia solo con N_2O_4. Cuando aún hay poco NO_2 sigue habiendo una reacción neta de reactivos a productos. Finalmente se alcanza una situación en la que las concentraciones dejan de variar. En ese momento el sistema está en equilibrio químico. En la representación de la ecuación, el equilibrio se indica por una doble flecha, señalando en ambos sentidos.

Fuente: adaptado de <https://wp.produhell.com/wp/media/chpuzle/3001/3135390/1dh1501.html>.

Audiovisual

Aunque el agua no se descompone espontáneamente en hidrógeno y oxígeno en condiciones normales, es posible llevar a cabo la reacción mediante el pasaje de una corriente eléctrica. Este procedimiento recibe el nombre de **electrólisis**, que significa "romper mediante electricidad". El siguiente video muestra un experimento casero de electrólisis del agua.

<https://www.youtube.com/watch?v=dPY1X5dY8G> [Consulta: 31 de agosto 2017].

6.6.1. La constante de equilibrio

En el apartado anterior se mostró la expresión de la constante K para la reacción
$N2O_4 \leftrightarrow 2NO$
. En este se analizará el caso más general. Para ello consideraremos una reacción genérica de ecuación balanceada:

$$aA+bB \rightleftharpoons cC \tag{6.8}$$

Para esta reacción, la constante de equilibrio se define como:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \tag{6.9}$$

Leer con atención

Podemos expresar en palabras la regla general para escribir la constante de equilibrio K_c: la constante K_c está dada por el producto de las concentraciones de productos, cada uno elevado a su correspondiente coeficiente estequiométrico, dividido por el producto de las concentraciones de los reactivos, cada uno elevado a su correspondiente coeficiente estequiométrico.

Es importante notar que en el cálculo de K, solo se pueden utilizar las concentraciones de equilibrio. En la ecuación anterior, este aspecto fue destacado mediante la utilización del subíndice "e". Sin embargo, en muchos libros de texto, este punto no se destaca de igual manera, lo que puede llevar a creer que cualquier concentración es válida para calcular la constante de equilibrio. Esa creencia es falsa. Si en lugar de utilizar las concentraciones de equilibrio se emplean concentraciones arbitrarias, lo que se está calculando es el cociente arbitrario de reacción Q:

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \tag{6.10}$$

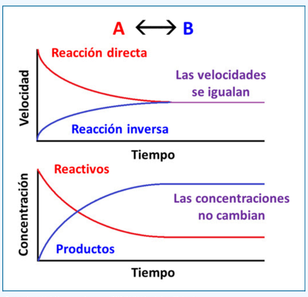
Como su nombre lo indica, Q puede tomar cualquier valor, desde cero cuando no hay productos, hasta infinito cuando no hay reactivos. El valor de K_c, por el contrario, es único para una temperatura dada. Cuando se prepara un sistema reactivo con concentraciones diferentes a las de equilibrio, el sistema reacciona en un sentido o en otro. Esta reacción neta, a su vez, produce modificaciones en las concentraciones de todos los componentes y, por ende, se modifica Q. Eventualmente, la reacción neta se detiene porque el sistema ha llegado al equilibrio. En ese momento (solo en ese momento), las concentraciones alcanzadas son las de equilibrio, por lo que Q es igual a K_c.

Un valor elevado de K_c indica que, cuando se alcanza el equilibrio, la proporción de productos a reactivos es grande. Por el contrario, un valor de K_c muy pequeño indica que el sistema deja de reaccionar cuando la proporción de productos a reactivos es pequeña. A veces, la constante de equilibrio es tan grande que las concentraciones de reactivos presentes en el equilibrio son despreciables. Incluso puede ocurrir que sean tan bajas que no puedan ser medidas. En estos casos decimos que la reacción es completa o irreversible. Por el contrario, una reacción con un K_c extremadamente bajo, tal que las concentraciones de productos en el equilibrio no sean detectables, es una reacción que prácticamente no ocurre.

6.6.2. Equilibrio y velocidad de las reacciones químicas

Es importante notar que el equilibrio químico siempre es un equilibrio dinámico, al igual que el equilibrio de fases. Esto significa que la condición de equilibrio, evidenciada por la ausencia de reacción neta, no se alcanza cuando hay ausencia de reacciones químicas sino cuando las reacciones directa e inversa ocurren a la misma velocidad. La evolución de un sistema reactivo hacia la situación de equilibrio se ilustra en el Gráfico 6.12, tomando como ejemplo una reacción esquemática
$A \leftrightarrow B$
, que podría corresponder a una reacción de isomerización o de disociación. En el momento inicial solo está presente el reactivo A y, por ende, solo puede ocurrir la reacción directa. Al cabo de un tiempo, la concentración de B es apreciable y por ello se vuelve apreciable la reacción inversa. Sin embargo, la velocidad de la reacción directa es mayor a la velocidad de la inversa, por lo que la reacción neta sigue siendo la reacción directa y la concentración de B sigue aumentando. Como este proceso consume A y produce B, enlentece la velocidad directa e incrementa la velocidad inversa. Claramente, el proceso solo puede continuar hasta que ambas velocidades se igualan, ya que en ese momento dejan de variar las concentraciones.

Gráfico 6.12. Evolución de un sistema reactivo al equilibrio



Fuente: <https://cellulologicus.wordpress.com/2015/04/16/chemical-equilibrium/>.

A pesar del nombre "constante de equilibrio", la K_c de una reacción no es una constante absoluta, sino que depende de la temperatura. Esta dependencia con T es causada, a su vez, por la dependencia de las velocidades de reacción directa e inversa. Así, las constantes de velocidad de ambas reacciones se modifican al variar la temperatura, pero no se modifican en la misma proporción, lo que hace variar la relación de las concentraciones en el equilibrio. Tanto la experiencia experimental como las deducciones de termodinámica teórica indican que, si una reacción absorbe calor, aumenta su K, al aumentar la temperatura. Por el contrario, las reacciones que desprenden calor disminuyen su K, al aumentar la temperatura.

Cuando los componentes de una reacción están todos en fase gaseosa, la constante de equilibrio puede expresarse en función de la presión que ejerce cada gas por separado; en ese caso, la constante de equilibrio se simboliza con K_p. Por ejemplo, si la reacción
$aA+bB \rightleftharpoons cC$
ocurre en fase gaseosa, la situación de equilibrio se puede analizar en términos de K_p, dada por

$$Kp = \frac{p(C)^c . p(D)^d}{p(A)^a . p(B)^b} \tag{6.11}$$

Donde p(X) representa la presión parcial del componente X en el equilibrio.

6.6.3. Equilibrios heterogéneos

Muchos sistemas reactivos involucran reactivos o productos que están en diferentes fases. Cabe por tanto que veamos cuáles son las expresiones para la constante de equilibrio en esos casos.

Si alguna de las especies que participan de la reacción están en solución mientras que otras son gases, entonces la constante de equilibrio se expresa en función de las concentraciones molares de los componentes en solución y de las presiones parciales de los componentes en el vapor. Finalmente, si en la reacción se forman o consumen sólidos, estos no aparecen en la expresión de la constante de equilibrio. Por ejemplo, para la reacción:

$Zn(s) + 2HCl($

la constante de equilibrio se expresa de la siguiente manera:

$$Kc = \frac{[Zn(C)_2].p}{[H^+C]} \tag{6.12}$$

Cabe notar que la proporción de H_2 en fase gaseosa se indica por su presión, mientras que el cinc sólido no aparece mencionado en la constante.

Actividades

1. a. El nitrógeno (N_2) y el hidrógeno (H_2) se combinan para formar amoníaco (NH_3). Escriba una ecuación química balanceada que represente dicho cambio.
   b. El etileno (C_2H_4) reacciona con el oxígeno (O_2) para formar dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). Escriba por lo menos dos ecuaciones balanceadas alternativas para esta reacción teniendo en cuenta que lo importante no son los coeficientes esteequiométricos en sí, sino la relación entre ellos.

2. Escriba la ecuación iónica completa y la ecuación iónica neta para la reacción de precipitación entre cloruro de sodio y nitrato de plata.

3. Balancee las siguientes ecuaciones químicas.
   a. $NO(g) + O_2 g$
   b. $C2H_4(g) + HC$
   c. $Na(s) + H_2O(l$

4. A partir de las ecuaciones balanceadas del ejercicio anterior, calcule:
   a. ¿Cuántas moléculas de O_2 reaccionan con 1,500 moléculas de NO?
   b. ¿Cuántos moles de HCl se requieren para formar 3 moles de C_2H_5Cl?
   c. ¿Cuántos átomos de Na se requieren para producir un mol de moléculas de H_2?

5. Determine el número de oxidación de cada uno de los átomos de los siguientes compuestos:
   a. CaH_2
   b. CO
   c. CH_3OH
   d. MnO_4K

6. a. Clasifique las siguientes reacciones como de neutralización, precipitación o redox.
   b. En el caso de las reacciones redox, identifique el oxidante y el reductor, e indique cómo cambiaron sus números de oxidación.
   - $2HNO_3(aq)$
   - $+ 2SH_2(g) +$
   - $3O\ Pb(N\ O_3$

   $_2\ (aq)$

7. La reacción de oxidación de $NH_3(g)$ es:

   $4NH_3(g) + 3O$

   Si en un momento dado la velocidad a la que se forma el nitrógeno es de 0,5 moles/s, ¿cuál es la velocidad de formación de agua? ¿Y la velocidad con la que desaparece el amoníaco?

8. Una reacción genérica de tipo
   $A + B \rightarrow C +$
   es de primer orden en A y segundo orden en B. Escriba la ley de velocidad de la reacción.

9. Para el siguiente mecanismo de reacción escriba la reacción neta e identifique reactivos, productos, intermediarios y catalizadores (si los hubiere).
   $NO(g) + Br\ g$
   $NO(g) + NOB$

7. Química nuclear
7.1. Descubrimiento de la radiactividad
7.2. Transformaciones nucleares
7.3. La mesa y la energía
7.4. Efectos biológicos de la radiación
Actividades

7. Química nuclear

Objetivos

- Adquirir capacidad de establecer hábitos relacionados con el concepto de radiactividad.
- Reconocer las diferencias entre las reacciones nucleares y las reacciones químicas.
- Conocer las características de los diferentes tipos de radiaciones emitidas, sus efectos. Reconocer estas transformaciones en radiactivas naturales.
- Conocer las aplicaciones de los isótopos radiactivos.
- Conocer los riesgos biológicos de la exposición a la radiación.

7.1. Descubrimiento de la radiactividad

En las unidades anteriores se estudiaron transformaciones químicas. En ellas solo los electrones entre interaccionan, se mantienen los mismos que reaccionan y forman nuevos enlaces entre los átomos del mismo. Pero en la naturaleza se producen otras reacciones en las que se ven implicados los núcleos. Son reacciones, estas transformaciones que involucran a los núcleos y que corresponden a la química nuclear. Se estudiará en este tema, la radiactividad, la fisión y la fusión nucleares y sus aplicaciones.

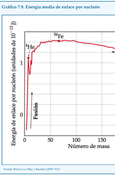
El plomo (Pb) es la sala radiactiva desde su formación hace quince millones de años. Sin visibilidad, la edad de la Tierra. Los científicos han logrado determinar la edad de nuestro planeta a partir de la edad de los meteoritos. Hasta ahora, la edad, sabía alrededor. Esperamos conocer la edad, aquella que nuestro sistema de los agujeros radiactivos, tiene, en el diagrama como en el tratamiento de diversas enfermedades. Los científicos han logrado determinar la edad de nuestro planeta a partir de meteoritos que sabía alrededor. Esperamos conocer nuestro sistema radiactivo, tiene, en el diagrama como en el tratamiento de diversas enfermedades. Los científicos han logrado determinar la edad de nuestro planeta a partir de meteoritos que sabía alrededor.

Como ha sucedido muchas veces en la historia de la ciencia, algunos hallazgos se producen alrededor de otro investigando en profundidad. Fue el caso de Henri Becquerel, que estaba con Henri Becquerel[1] estudiaba los rayos X, cuando, en 1896, descubrió que, sin ser expuestas a la luz, las sales de uranio producían una mancha. Este descubrió Marie Sklodowska, de Sklodowska, de Sklodowska, de

7.2.1. Defecto de masa

El análisis de la masa de un núcleo estable como el de ^{56}Fe permitió comprobar que su menor que la suma de las masas de los protones y los dos neutrones que forman dicho núcleo. Esta pérdida de masa, denominada **defecto de masa**, se debe a que parte de la masa de los nucleones se convierte en energía de la interacción fuerte que mantiene unidos a los nucleones en el interior del núcleo. Así, la masa de dicho corresponde a la energía que ha liberado al formarse el núcleo, que es la cual es igual a la energía que hay que suministrar para desintegrarlo en los protones y dos neutrones. A esta energía se le denomina **energía de enlace** y se puede calcular a partir de la ecuación de Einstein $E = \Delta m \cdot c^2$, donde Δm es el defecto de masa, esta medida en el núcleo considerado. Cuando la energía de enlace se divide por el número de nucleones involucrados, se obtiene la energía media de enlace por nucleón que permite comparar la estabilidad de distintos núcleos (Gráfico 7.10).

Gráfico 7.9. Energía media de enlace por nucleón



Fuente: Serway, La Mar y Beichner (2005: 918).

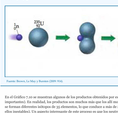
El Gráfico 7.9 permite observar que la energía de enlace por nucleón crece a medida que aumenta el número másico hasta, aproximadamente, el valor de $A = 56$, siendo a partir de ese valor cuando decrece. Esto nos muestra que los núcleos con $A < 56$ poseen menor estabilidad nuclear, a otros núcleos, y que los núcleos con $A > 56$ pueden aumentar su estabilidad nuclear, dividiéndose en otros más pequeños. El primer proceso recibe el nombre de **fusión nuclear** y el segundo el de **fisión nuclear**.

Cuando en ninguna de ellas una situación de menor estabilidad a una de mayor estabilidad y bien cuidado energía. Esto ocurre porque los estados comparativamente más estables corresponden a los de menor energía. Por ello, cuando ocurren procesos como la fusión nuclear o la fisión nuclear, que ferrea a la formación de núcleos más estables, se liberan grandes cantidades de energía.

7.2.2. Fisión nuclear

La fisión nuclear es el proceso de liberación de energía en el que se hacen los armamentos y las centrales nucleares, y consiste en la división de un núcleo atómico. Esta división se inicia/ha sido extensamente en algunos núcleos inestables como ^{235}U, cuya interacciones atractivas debilita a la fuerza nuclear fuerte son lo suficientemente pequeñas como para permitir que, al ser, que es la fuerza de repulsión electrostática no suficiente para desmantelar el proceso de fisión que tiene distintos productos (núcleo radiactivo), dando una combinación de núcleos más pequeños (Gráfico 7.10).

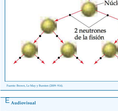
Gráfico 7.10. Fisión del ^{235}U



Fuente: Serway, La Mar y Beichner (2005: 918).

En el Gráfico 7.10 se muestran algunos de los productos obtenidos por esta fisión (solo los más importantes). En realidad, los productos son muchos más que los del gráfico, ya que, se ha determinado que se forman diferentes núcleos de Ba, elementos, lo que conduce a más de 400 núcleos distintos (muchos de ellos radiactivos). Por ejemplo, el ^{235}U puede producir ^{90}Sr y ^{136}Xe (ambos radiactivos), ^{90}Sr es uno de los núcleos de ^{90}Sr sirven para desmantelamiento nuevos fisiones de los núcleos de ^{235}U que quedan sin desencontrar, si se que se encuentran en una cantidad apropiada. Se de entonces se presenta un proceso en cadena, que es el que se encuentra en una energía (Gráfico 7.11). Tales reacciones son las que proporcionan la energía de las reactores nucleares.

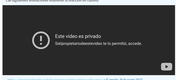
Gráfico 7.11. Reacción de fisión en cadena



Fuente: Serway, La Mar y Beichner (2005: 918).

Audiovisual

Las siguientes animaciones muestran la reacción en cadena.


Este vídeo es privado.
Siga/suscríbase/conecte/vote/ha/ha/ha

Referencias bibliográficas

Andrews, F. C. (1976), “Colligative properties of simple solutions”, *Science,* 194(4265):567-71.

Asimov, I. (1983), *La búsqueda de* los *elementos*, Plaza Janes, Barcelona.

Atkins, P. W. y Jones, L. (2006), Principios *de Química: los caminos del descubrimiento*, Editorial Médica Panamericana, Buenos Aires.

Boyle, R. (1661), *The Sceptical Chymist: or Chymico-Physical Doubts Paradoxes,* Cawdell for Crooke, Londres.

Brown, T. L.; Le May, H. E. y Bursten, B. E. (2009 o ediciones posteriores), *Química la Ciencia Central*, Pearson, Prentice Hall, México.

Burns, R. A. (2003 o ediciones posteriores), *Fundamentos de Química*, Prentice Hall, México.

Chain, Y. e Illanes, L. *Radiofármacos en medicina nuclear: fundamentos y aplicación clínica*, [en línea]. La Plata. Editorial de la Universidad de La Plata. 2015. Disponible en: <http://sedici.unlp.edu.ar/bitstream/handle/10915/46740/Documento_completo.pdf?sequence=1> [Consulta: 08-08-2017].

Hetch, H. (1987), *Física en perspectiva*, Addison Wesley - Longman, México.

Hewitt, P. G. (2007), *Física conceptual*, Prentice-Hall, México.

Macho Ortiz, A. "Modelo estándar de física de partículas", [en línea]. Archivo Digital UPM, Universidad Politécnica de Madrid, 2015. Disponible en: <http://oa.upm.es/37502/1/Modelo%20estandar.pdf> [Consulta: 08-08-2017].

Mendeleev, D. I. (1905), *Principles of Chemistry*, Vol. II, Longmans, Green and Company, Pennsylvania State University.

National Institute of Biomedical Imaging and Bioengineering (NIBIB, USA). “Medicina nuclear”. <https://www.nibib.nih.gov/sites/default/files/Medicina%20Nuclear.pdf>. [Consulta: 08-08-2017].

Russell, B. (1959), *The ABC of Relativity*, Signet, New American Librey USA.