



**Nombre de alumno: Roxana Belen
López López**

**Nombre del profesor: Luz Elena
Cervantes**

Nombre del trabajo: Ensayos

Materia: Química Orgánica I

PASIÓN POR EDUCAR

Grado: 1º

Grupo: "A"

INTERACCIONES MOLECULARES

Las fuerzas intermoleculares son aquellas interacciones que se dan entre las moléculas y hacen que éstas se mantengan unidas.

Dependen del dipolo eléctrico de las moléculas.

Por lo tanto, decimos que el flúor es más electronegativo que el hidrógeno

El momento dipolar se da en las sustancias moleculares; es decir, aquellas sustancias que presentan interacciones covalentes, y representa la distribución de la densidad electrónica en un enlace.

Las fuerzas que mantienen unidas las moléculas se denominan, de forma general, fuerzas o interacciones intermoleculares o débiles o no covalentes. La energía puesta en juego aquí es mucho menor que para los enlaces vistos anteriormente y tienen un marcado componente electrostático, aunque este tipo de interacciones juega un papel relevante en las propiedades físicas de las sustancias. Son particularmente importantes en términos de cómo interaccionan las moléculas biológicamente.

Un enlace químico, son las fuerzas que mantienen a los átomos unidos formando las moléculas o iones. Existen dos tipos de enlaces químicos, los enlaces covalentes y las interacciones débiles no covalentes.

La fuerza por enlace de hidrógeno

Las fuerzas de Van de Waals, que podemos clasificar a su vez en: ion-dipolo.

FUERZAS DIPOLO-DIPOLO

La interacción dipolo-dipolo consiste en la atracción electrostática entre el extremo positivo de una molécula polar y el negativo de otra. El enlace de hidrógeno es un tipo especial de interacción dipolo-dipolo.

Interacción entre los dipolos eléctricos de las moléculas de cloruro de hidrógeno.

Las fuerzas electrostáticas entre dos iones disminuyen de acuerdo con un factor $1/d^2$ a medida que aumenta su separación d .

En cambio, las fuerzas dipolo varían según $1/d^3$ y sólo son eficaces a distancias muy cortas; además son fuerzas más débiles que en el caso ion-ion porque q^+ y q^- representan cargas parciales.

Las energías promedio de las interacciones dipolo son aproximadamente 4 kJ por mol, en contraste con los valores promedio para energías características de tipo iónico y de enlace covalente.

Estas son ligeramente direccionales, es decir, al elevarse la temperatura, el movimiento traslacional, rotacional y vibracional de las moléculas aumenta y produce orientación más aleatoria entre ellas. En consecuencia, la fuerza de las interacciones dipolo-dipolo disminuye al aumentar la temperatura.

Los enlaces entre dipolos permanentes ocurren entre moléculas que tienen un momento dipolar intrínseco; esto habitualmente se puede relacionar con una diferencia de electronegatividad. Por otro lado, los átomos y las moléculas apolares, que no tienen un momento dipolar permanente, son polarizables, esto es, pueden formar dipolos eléctricos como reacción a un campo eléctrico cercano.

El enlace entre un átomo o molécula apolar y una molécula dipolar se denomina dipolo permanente-dipolo inducido, y es de alcance aún más corto.

PUENTE DE HIDRÓGENO

La noción de puente de hidrógeno se emplea en el ámbito de la química. El concepto refiere a una clase de enlace que se produce a partir de la atracción existente en un átomo de hidrógeno y un átomo de oxígeno, flúor o nitrógeno con carga negativa. Dicha atracción, por su parte, se conoce como interacción dipolo-dipolo y vincula el polo positivo de una molécula con el polo negativo de otra.

Puente de hidrógeno

El puente de hidrógeno puede vincular distintas moléculas e incluso sectores diferentes de una misma molécula. El átomo de hidrógeno, que cuenta con carga positiva, se conoce como átomo donante, mientras que el átomo de oxígeno, fluor o nitrógeno es el átomo aceptor del enlace.

Los puentes de hidrógeno aparecen en el ADN, el agua y las proteínas, por ejemplo. Debido a su existencia, se producen fenómenos de gran importancia, que incluso aparecen de manera cotidiana. El punto de ebullición del agua, la menor densidad del hielo respecto al agua líquida y la consistencia de la glicerina están vinculados a la presencia de puentes de hidrógeno en las moléculas.

- En la sustancia en la que resultan más efectivos es en el agua.
 - Diversos son los trabajos e investigaciones que, a lo largo de los años, se han realizado sobre los puentes de ese tipo. No obstante, una de las más significativas es la que establece que la distancia entre los átomos de oxígeno que toman parte en aquellos es de 0,28 nm, es decir, 0,28 nanómetros.
 - Se puede decir que vienen a ser un caso singular en cuanto a la interacción de clase dipolo – dipolo.
 - De entre todo el conjunto de fuerzas intermoleculares que existen, se considera que los puentes que estamos abordando son, sin lugar a dudas, los que tienen mayor entidad. Y es que su fuerza puede alcanzar hasta los 155 KJ por mol.
 - Los átomos que, por regla general, son los que participan en el desarrollo y creación de puentes de hidrógeno son el flúor, el nitrógeno o el cloro.
 - Es importante conocer que cualquier puente de hidrógeno se puede subdividir en lo que se ha dado en llamar puente de hidrógeno simétrico. Este es un término con el que se hace referencia a un enlace que es mucho más fuerte, que se puede dar en el hielo que está sometido a altas presiones y que se caracteriza porque el átomo de hidrógeno está a una distancia equidistante del átomo al que se encuentra unido de manera covalente. Muchas de las particularidades de los puentes de hidrógeno se deben a la poca fuerza de atracción que tienen en comparación a los enlaces covalentes. Debido a esta característica, las sustancias experimentan cambios en sus propiedades. El punto de fusión de una sustancia, por citar un caso, puede estar relacionado a esta particular atracción del puente de hidrógeno.
- Hay que tener en cuenta, por lo tanto, que los puentes de hidrógeno cuentan con diferentes valores en lo referente a la energía de sus enlaces, que suele expresarse en kJ/mol.

FUERZAS INTERMOLECULARES

Las fuerzas o uniones intermoleculares son aquellas interacciones que mantienen unidas las moléculas. Por lo general, las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que las fuerzas intramoleculares. Hay varios tipos de fuerzas intermoleculares, como las fuerzas de Van der Waals y los puentes de hidrógeno. Las fuerzas intermoleculares son las responsables de la unión aparente y débil que muestran moléculas electro neutras .

No es difícil imaginar que cuando dos o más moléculas se encuentran a una distancia moderada, aparece una fuerza de atracción entre sí.

Cuando hablamos de este tipo de fuerzas nos referimos a ellas como «Fuerzas de Van der Waals»

Cuando dos o más átomos se unen mediante un enlace químico forman una molécula, los electrones que conforman la nueva molécula recorren y se concentran en la zona del átomo con mayor electronegatividad, definimos la electronegatividad como la propiedad que tienen los átomos en atraer electrones.

FUERZA DE VAN DER WAALS

En fisicoquímica, las fuerzas de Van der Waals o interacciones de Van der Waals son las fuerzas atractivas o repulsivas entre moléculas distintas a aquellas debidas a un enlace intermolecular o a la interacción electrostática de iones con moléculas neutras.

La fuerza entre dos dipolos permanentes. Si las interacciones son entre moléculas que están polarizadas de manera permanente, se conocen como fuerzas de Keesom.

Fuerza entre un dipolo permanente y un dipolo inducido. Cuando un dipolo inducido interactúa con una molécula que tiene un momento dipolar permanente, esta interacción se conoce como fuerza de Debye. Un ejemplo de esta interacción serían las fuerzas entre las moléculas de agua y las de tetracloruro de carbono.

Fuerza entre dos dipolos inducidos instantáneamente. Si las interacciones son entre dos dipolos que están inducidos en los átomos o moléculas, se conocen como fuerzas de London.

También se usa en ocasiones como un sinónimo para la totalidad de las fuerzas intermoleculares.

Estas fuerzas fueron nombradas en honor al físico neerlandés Johannes Diderik van der Waals, premio Nobel de Física en 1910, que en 1873 fue el primero en introducir sus efectos en las ecuaciones de estado de un gas.

Todas las fuerzas intermoleculares de Van der Waals presentan anisotropía, excepto aquellas entre átomos de dos gases nobles, lo que significa que dependen de la orientación relativa de las moléculas. Las interacciones de inducción y dispersión son siempre atractivas, sin importar su orientación, pero el signo de la interacción cambia con la rotación de las moléculas. Esto es, la fuerza electrostática puede ser atractiva o repulsiva, dependiendo de la orientación mutua de las moléculas. Cuando las moléculas tienen movimiento térmico, como cuando están en fase gaseosa o líquida, la fuerza electrostática se reduce significativamente, debido a que las moléculas rotan térmicamente y experimentan las partes repulsiva y atractiva de la fuerza electrostática. Algunas veces, este efecto se expresa indicando que el «movimiento térmico aleatorio a temperatura ambiente puede imponerlo o anularlo», refiriéndose al componente electrostático de la fuerza de Van der Waals. Claramente, el efecto térmico promedio es mucho menos pronunciado para las fuerzas atractivas de inducción y dispersión.

FUERZAS ELECTROSTÁTICAS

La fuerza electromagnética es la interacción que se da entre cuerpos que poseen carga eléctrica. Es una de las cuatro fuerzas fundamentales de la Naturaleza. Cuando las cargas están en reposo, la interacción entre ellas se denomina fuerza electrostática. Dependiendo del signo de las cargas que interactúan, la fuerza electrostática puede ser atractiva o repulsiva. La interacción entre cargas en movimiento da lugar a los fenómenos magnéticos.

La carga eléctrica es una propiedad fundamental de la materia que poseen algunas partículas subatómicas. Esta carga puede ser positiva o negativa. Todos los átomos están formados por protones y electrones. En general, los átomos son neutros, es decir, tienen el mismo número de electrones que de protones. Cuando un cuerpo está cargado, los átomos que lo constituyen tienen un defecto o un exceso de electrones.

La carga eléctrica es discreta, y la unidad elemental de carga es la que porta un electrón. La carga del electrón es una constante física fundamental. El protón tiene la misma cantidad de carga que un electrón, pero con signo opuesto.

La carga eléctrica está cuantizada, por lo que, cuando un objeto está cargado, su carga es un múltiplo entero de la carga del electrón.

El concepto de electrón fue introducido en el siglo XIX para explicar las propiedades químicas de los átomos. Desde entonces hasta principios del siglo XX se propusieron distintos modelos atómicos. Tanto en el modelo de Rutherford como en el de Bohr, los electrones son partículas que giran en torno al núcleo, por lo que el átomo es un sistema solar en miniatura.

Con el descubrimiento de la mecánica cuántica se desarrolló una ecuación que permite calcular la función de onda asociada a un electrón. Éste ya no es una partícula con una posición bien definida, sino que lo que podemos determinar es la probabilidad de encontrar un electrón cerca de una cierta posición r del espacio. Esta probabilidad es el cuadrado de la función de onda.

Las soluciones de la ecuación de Schrödinger están cuantizadas, dependiendo sus soluciones de una serie de números cuánticos relacionados con su energía, con su momento angular y con su spin.

GRUPOS FUNCIONALES

Un grupo funcional es un átomo, o conjunto de átomos, unido a una cadena carbonada, representada en la fórmula general por R para los compuestos alifáticos y como Ar para los compuestos aromáticos y que son responsables de la reactividad y propiedades químicas de los compuestos orgánicos. Se asocian siempre con enlaces covalentes al resto de la molécula.

La nomenclatura química de los compuestos orgánicos se basa en la combinación de los prefijos y sufijos asociados a los grupos funcionales junto con los nombres de los alcanos de los que derivan al acceder a los átomos.

Una serie homóloga es un conjunto de compuestos que comparten el mismo grupo funcional y, por ello, poseen propiedades y reacciones similares. Por ejemplo: la serie homóloga de los alcoholes primarios poseen un grupo OH en un carbono terminal o primario.

Las series homólogas y grupos funcionales listados a continuación son los más comunes.² En las tablas, los símbolos R, R', o similares, pueden referirse a una cadena hidrocarbonada, a un átomo de hidrógeno, o incluso a cualquier conjunto de átomos.

Las moléculas biológicas grandes generalmente están compuestas por un esqueleto de carbono y algunos otros átomos, incluyendo oxígeno, nitrógeno o azufre. A menudo, estos átomos adicionales aparecen en el contexto de grupos funcionales. Los grupos funcionales son motivos químicos o patrones de átomos que muestran una «función» consistente independientemente de la molécula exacta en la que se encuentran. Las moléculas biológicas pueden contener muchos tipos y combinaciones diferentes de grupos funcionales, y el conjunto particular de grupos de una biomolécula afectará muchas de sus propiedades, incluida su estructura, solubilidad y reactividad.

