

AC 05 64

Hola, buenas noches, entramos en el tiempo del curso de acceso directo a la universidad para mayores de 25 años, el CAT. Hasta las 11 de la noche 10 en la Comunidad Canaria, intentamos todos los días durante media hora ayudarles con orientaciones y entrevistas, con la compañía de los profesores de la sede central y otros expertos de cada una de las asignaturas que conforman este curso. Esta noche en nuestro programa Química, en la guía de medios audiovisuales que edita la dirección técnica y en la programación que semanalmente publica el bici, el alumno puede encontrar la relación de programas de radio que se emiten de esta asignatura, junto con el título, fecha y hora de emisión.

En aquellos casos en los que el alumno no pudiese escuchar los programas didácticos de radio de esta asignatura, puede pedir los casetes a su secretaría de su centro asociado. El seguimiento de estos programas de radio puede resultar de gran utilidad, al complementar y en muchos casos ampliar los diferentes temas contenidos en el libro, así como para fijar ideas fundamentales. Los guiones radiofónicos no son una mera repetición de las unidades, sino que las amplían y presentan nuevos enfoques sobre los temas e insisten en las ideas más importantes.

Pues bien, esta noche en Química nos acompaña la profesora María José Morcillo, con ella hablaremos del enlace químico. Esta noche en Introducción a la Química nos acompaña la profesora María José Morcillo. Vamos a hablar del enlace químico.

Buenas noches. Hola, buenas noches. En concreto, ¿de qué vamos a hablar en el programa de hoy? Pues en la emisión de hoy vamos a hablar de la propiedad que tienen los átomos para formar moléculas, es decir, de combinarse.

En una molécula cada pareja de átomos están unidos entre sí por lo que se llama un enlace químico. Para comprender la naturaleza del enlace químico hay que tener en cuenta la estructura electrónica de los átomos que hemos estudiado anteriormente y mediante ella se pueden interpretar las cuestiones fundamentales concernientes al enlace químico y a la estructura molecular. ¿Y cuáles son las cuestiones principales que se deben interpretar y justificar mediante una teoría aceptable del enlace químico? En primer lugar hay que explicar por qué se forman las moléculas, es decir, por qué, por ejemplo, el hidrógeno en forma atómica es muy inestable, de tal modo que los átomos de hidrógeno se unen entre sí y forman moléculas, esto es, H_2 , un poco para entendernos, que son muy estables.

Por el contrario, el helio es muy estable en forma atómica y no se conocen agregados moleculares formados por dos o más átomos de helio. Otra cuestión importante que tiene que explicar la teoría del enlace químico es por qué los átomos se combinan en proporciones definidas, es decir, por qué el número de enlaces que puede formar un átomo es fijo y relativamente limitado, hecho que se conoce con el nombre de saturación de la valencia. Al contestar a esta pregunta se aclara inmediatamente que existan ciertas agregaciones atómicas

muy estables, como por ejemplo el hidrógeno molecular, H_2 , ya mencionado, el agua, H_2O , el cloruro sódico, $ClNa$, y no puedan formarse otras distintas, como serían H_3 , Cl_2Na , H_3O , etc.

Por último, una teoría aceptable del enlace tiene que interpretar la forma geométrica espacial de las moléculas, esto es, la arquitectura molecular, de la que hablaremos más adelante. Y describir cuantitativamente los aspectos energéticos de la formación de los enlaces, cuestión esta de importancia fundamental, pero de la que no podemos tratar en un curso elemental como es el nuestro de introducción a la química, y ya trataremos en otros cursos ya de la carrera. Veo que el enlace químico es fundamental en química, por lo que supongo que su estudio habrá sido el tema principal de investigación de muchos químicos, ¿no es así? En efecto, así ha sido desde hace unos 150 años.

El estudio del enlace químico y de la estructura molecular fue llevado a cabo en un principio por numerosos químicos, utilizando métodos de investigación puramente químicos, relacionados con la composición química de las sustancias, existencia de isómeros, tipo de reacciones químicas en las que intervenía una sustancia, etc. A partir de la consideración de hechos de este tipo, fue Franklin, en 1852, quien por primera vez propone el concepto de valencia, estableciendo que cada elemento forma compuestos por unión con un número definido de equivalentes de otro elemento. Unos años más tarde, otro químico, Keul, amplía el concepto de valencia a los compuestos orgánicos, estableciendo la tetravalencia del carbono y la posibilidad de este elemento de unirse a un número indefinido de otros átomos de carbono para formar largas cadenas.

En el mismo año, 1858, y de forma totalmente independiente, el químico Scocer-Cuper llega a las mismas conclusiones, siendo el primer químico que usó una raya entre los símbolos para representar el enlace químico. En todos estos trabajos se consideraba a los átomos más o menos como si fuesen bolas de billar, en cuya superficie tenían una especie de ganchos, esto es, las valencias, mediante las cuales podían engarzarse a un número determinado de otros átomos, es decir, que la valencia era una propiedad fundamental invariable del átomo. Estas ideas tenían su principal aplicación en el campo de la química orgánica, en pleno desarrollo, y que desde la síntesis de la urea había acaparado el interés de muchísimos químicos, pero en los compuestos inorgánicos presentaba serias dificultades por las combinaciones en proporciones múltiples de muchos elementos, que no podían interpretarse con la idea de valencias fijas, teniendo que acudir a la antigua teoría de Berzelius, ya un poco abandonada.

¿Nos podrías recordar un poco esta teoría? Sí, cómo no. Los experimentos con corrientes eléctricas de Volta, Galvani y Debye indujeron al famoso químico sueco Berzelius a postular su teoría eléctrica de la valencia en el año 1812, sólo tres años después de que Dalton hubiese publicado su importante teoría atómica. Berzelius supuso que los átomos contienen dos polos eléctricos de signo contrario, si bien la cantidad de electricidad en cada polo no es la misma, de modo que el conjunto de un átomo tiene un exceso de electricidad positiva o de negativa.

El enlace químico consistía en neutralizar las cargas eléctricas mediante la atracción de átomos

cargados con signos opuestos. Así, por ejemplo, el agua se mantenía unida debido a la atracción entre el hidrógeno positivo y el oxígeno negativo. Las sales se formaban por la atracción entre metales positivos y no metales negativos.

Esta teoría explicaba incluso la reacción entre óxidos de metales y óxidos de no metales, suponiendo que los primeros tenían todavía un ligero exceso de carga residual positiva, mientras que en los segundos esta carga era negativa, si por ejemplo se podía unir el óxido de calcio positivo con el dióxido de carbono o anidrido carbónico negativo para formar el carbonato cálcico. La teoría eléctrica de Berzelius parece muy ingeniosa, pero me imagino que con ella sería muy difícil de explicar el enlace en muchas moléculas orgánicas, ¿verdad? Efectivamente, la teoría eléctrica de Berzelius no era capaz de interpretar la formación de los numerosos compuestos orgánicos ni las reacciones características de éstos, pero además fracasaba rotundamente en la explicación de las moléculas diatómicas de muchos elementos ordinarios, como el hidrógeno, el oxígeno, O₂, el nitrógeno, N₂, el cloro, etc. Por este motivo, Berzelius, junto con Dalton, se oponía a Bogadro y le rebatía su hipótesis de que éstas moléculas eran diatómicas.

¿Cómo se iban a unir átomos iguales? Lo más lógico es que tengan cargas del mismo signo y en vez de unirse se deben de repeler. Este razonamiento erróneo es el que mantuvo en el olvido por casi unos 50 años a la hoy bien comprobada hipótesis de Bogadro. La teoría de Berzelius sufrió un rudo golpe al demostrarse que en efecto dichas moléculas eran diatómicas.

Pero en ninguna de estas teorías se habla de fórmulas químicas. No tiene razón. Ninguna de las teorías anteriores hace mención a la necesidad de utilizar fórmulas químicas que muestren la unión en el espacio de unos átomos con otros, por lo que no podían interpretarse las propiedades estereoquímicas de muchos compuestos orgánicos.

En este sentido, el siguiente paso importante se debe a Van Gogh y Lebel, que en 1874 por vez primera emplean estructuras tridimensionales para representar a las moléculas, estableciendo la orientación tetraédrica de las cuatro valencias del átomo de carbono. Estas ideas las utiliza unos 20 años más tarde Werner en su famosa teoría de la coordinación, que le valió el premio Nobel en 1913. Esta teoría vino a esclarecer la confusión reinante en el campo de los llamados compuestos complejos de los metales de transición.

Como es sabido, Werner suponía que el átomo que forma el complejo, llamado átomo central, ocupa el centro de un octaedro o de un cuadrado imaginarios, y en cuyos vértices se situaban los llamados ligandos, moléculas neutras o radicales negativos, generalmente en número de 6 y con menos frecuencia de 4. Esta teoría de la coordinación tuvo mucho éxito para predecir y obtener isómeros de los complejos, que antes eran desconocidos, pero sólo podía interpretar las propiedades geométricas, ya que no profundizaba en la verdadera naturaleza del enlace químico. Al comienzo de nuestro siglo, eran de uso general las fórmulas desarrolladas planas o espaciales, y en las que se representaba el enlace químico por una raya. Estas fórmulas expresaban de una manera concisa muchos hechos químicos, pero tenían sólo un significado

empírico y cualitativo respecto a la estructura molecular.

La naturaleza íntima del enlace químico era completamente desconocida. En todas estas teorías del enlace químico no se habla para nada de los electrones, puesto que se habían desarrollado antes del descubrimiento de estas partículas fundamentales. ¿Pero qué pasó una vez descubiertas? Después del descubrimiento del electrón por Thomson en el año 1897, era natural que se hiciesen numerosos intentos por muchos investigadores, entre ellos el propio Thomson, para desarrollar una teoría electrónica del enlace químico.

Estos trabajos culminaron en el año 1916 con la famosa teoría de dobletes de electrones compartidos, desarrollada principalmente por el físico-químico norteamericano Lewis para el caso de formación de iones. En esta teoría se hace una interpretación del enlace diferente para los compuestos iónicos, sales inorgánicas, y para los covalentes, casi todos los orgánicos. Cosa importante y por la que habían tenido muchos fracasos las teorías anteriores.

Como bien es conocido, en esta teoría, cuyas ideas cualitativas se utilizan en la enseñanza media hasta nuestros días, se explica la formación de iones por la tendencia de los átomos a adquirir la estructura estable de los gases nobles, regla de los TETE, mientras que el enlace covalente se interpreta por la compartición de dobletes de electrones, para que se puedan cumplir así también la regla de los TETE. Todas estas teorías tienen un defecto fundamental, y es que tratan a los electrones principalmente como si fuesen cargas eléctricas en reposo. Esto se pone de manifiesto muy claramente con el famoso modelo geométrico de Langmuir, en el que se supone que cada núcleo atómico está rodeado por un cubo imaginario, en cuyos vértices se sitúan los electrones de valencia.

Cuando dos átomos van a combinarse, sus cubos respectivos se orientan de manera que se compartan entre ambos los lados o caras con huecos electrónicos, de tal forma que en la unión todos los vértices quedan ocupados por un electrón, y se cumple la regla de los TETE. Si los dos cubos comparten un lado, esto es, un doblete de electrones, se trata de un enlace simple. Y si comparten una cara, o sea, dos dobletes de electrones, se trata de un enlace doble.

Este modelo es como una versión electrónica del modelo primitivo de Van Gogh para el carbono y compuestos orgánicos, en el que suponía el átomo de carbono en el centro de un tetraedro, con sus valencias dirigidas hacia los cuatro vértices. Cuando dos carbonos compartían un vértice, se hablaba de un enlace simple, un enlace doble si se compartían un lado, y un enlace triple si se compartía una cara. Pero ambos modelos, bien el cubo con el tetraedro, tienen un error engarrafal, y es que presuponen una distribución estática de los electrones, por lo que no pueden interpretar muchas propiedades, en particular la conductividad, y fracasan por completo al intentar explicar los compuestos aromáticos y conjugados.

Por lo que acabas de decir, supongo que la teoría de Lewis estará anticuada y no tendrá validez. ¿Cuál es la actual teoría del enlace químico? Las dificultades con que tropezaban las teorías del enlace químico, junto con otras muchas, con las que se enfrentaba la física y la

química de sistemas atómico-moleculares, no se solucionaron de forma lógica, hasta que en 1925 dos jóvenes físicos alemanes, Heisenberg y Schrödinger, de forma independiente crearon una nueva doctrina, que, ampliada entre otros por Bohr y Dirac, se conoce hoy con el nombre de mecánica cuántica. La mecánica cuántica es un método esencialmente matemático, que no podemos explicar aquí.

Basta con decir que mediante ella se ha conseguido, por primera vez, desarrollar una teoría coherente y satisfactoria del enlace químico, que permite calcular cuantitativamente las propiedades de moléculas sencillas, así como interpretar muchos fenómenos químicos relacionados con la estructura atómico-molecular, que habían constituido un verdadero misterio. Por otra parte, es posible utilizar un lenguaje intuitivo para describir de forma aproximada los resultados matemáticos de la mecánica cuántica, que es lo que vamos a hacer en este curso que nos ocupa de introducción a la química. Una vez que ya hemos visto las teorías del enlace químico, creo recordar que había distintos tipos principales de enlace, ¿no es así? Sí, así es.

Como estamos viendo, el enlace químico es, en general, bastante complejo, por lo que, para facilitar su estudio, se recurre a dividirlo en dos tipos límites, enlace iónico y enlace covalente. ¿Podrías explicarnos un poco cómo se forma, en primer lugar, el enlace iónico? El enlace iónico entre dos átomos se forma por transferencia total de uno o dos electrones, muy raras veces tres, desde uno de los átomos al otro. Como los átomos son neutros, el átomo que cede un electrón se queda cargado positivamente, formando lo que se llama un ión positivo o catión, mientras que el átomo que capta un electrón queda cargado negativamente, formando así un ión negativo o anión.

Los dos iones con cargas eléctricas opuestas se atraen mutuamente mediante fuerzas de tipo electrostático, llamadas fuerzas de Coulomb, y pueden formar, de esta manera, una molécula estable o, más corrientemente, un sólido cristalino, en el que cada ión está rodeado por varios de carga opuesta. La formación de un enlace iónico se comprende muy fácilmente mediante el símil de los edificios y viviendas atómicas, aunque sea un símil muy simple. Supongamos el caso sencillo del cloruro sódico o sal común.

El átomo de sodio tiene un electrón solitario en el piso tercero, orbital 3s, un tanto aislado de las demás parejas de electrones del primero y segundo piso, mientras que en el átomo de cloro hay también un electrón solitario, pero, en este caso, en el orbital 3pz, estando acompañado por las otras tres parejas que habitan los orbitales 3s, 3px y 3py. Es fácil comprender que el electrón solitario del sodio se pase al edificio del cloro, con lo que, además de formar una pareja con el electrón antesolitario del orbital 3pz, se encontrará rodeado de las otras tres parejas del piso tercero, que le harían una vida más agradable. En un lenguaje más científico podemos decir que la causa fundamental de esta transferencia de electrones es la disminución de energía, en la que intervienen principalmente la energía de ionización y la afinidad electrónica.

El enlace iónico puede explicar la formación de muchos compuestos, entre ellos todas las sales, pero hay otras muchas moléculas cuya existencia no puede explicarse mediante el enlace iónico. Entre estas, los casos más sencillos son las moléculas diatómicas en elementos gaseosos, como por ejemplo hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, cloro, etc., como he dicho anteriormente. En estos casos, como los dos átomos tienen idéntica configuración electrónica, es imposible suponer que un átomo ceda un electrón al otro.

Ya hemos visto que estas moléculas han sido precisamente el caballo de batalla de todas las teorías del enlace. Para explicar su formación, así como la de muchas otras, principalmente de compuestos orgánicos, hay que admitir otro tipo límite de enlace, el llamado enlace covalente, que se forma por compartición de una pareja de electrones entre dos átomos. ¿Se podría utilizar el símil anterior, que parece que queda muy claro, para explicar ahora el enlace covalente? Sí, por supuesto.

Utilizando de nuevo el símil de los edificios atómicos, podemos aclarar cómo se forma un enlace covalente, por ejemplo el de la molécula de cloro. Como acabamos de ver, en el edificio atómico del cloro vive un electrón solitario en el orbital 3p_z. Naturalmente no se encuentra satisfecho.

Podría marcharse al edificio del otro átomo de cloro y formar una pareja con el otro electrón también solitario. Pero esto no puede hacerlo, pues para ello tiene que abandonar a todos sus seres queridos, los demás electrones de su edificio, con lo que ha convivido mucho tiempo y se siente atraído. ¿Cómo pueden entonces dos electrones desparejados, uno de cada átomo de cloro, formar una pareja y vivir juntos sin abandonar sus propias casas? Pues muy fácilmente, uniendo ambos edificios mediante una vivienda común.

Esto es, uniendo los dos orbitales 3p_z, uno de cada átomo de cloro, para formar un nuevo y único orbital que pertenezca a los dos átomos a la vez. Este orbital común, formado por superposición de los dos orbitales atómicos, se llama un orbital molecular y en él pueden vivir ya contentos los dos electrones que estaban solitarios, pues han formado una pareja y además siguen viviendo en parte en sus propias casas con los otros electrones queridos, sirviendo a la vez de nexo de unión entre los dos edificios atómicos antes independientes. Los cálculos matemáticos exactos de este tipo de enlaces son muy difíciles o imposibles de realizar, pero los cálculos aproximados, así como las interpretaciones cualitativas basadas en los cálculos teóricos, han permitido explicar satisfactoriamente la mayoría de los fenómenos químicos internamente relacionados, como es lógico, con la naturaleza del enlace químico y la estructura molecular.

Ya hemos dicho en este programa la importancia de este tema, el enlace químico. ¿Qué es lo que el alumno debe resaltar? Bueno, en este tema es muy importante todo en sí. El enlace químico, ya he dicho, se lo tiene que comprender muy bien para luego poder estudiar las reacciones.

Pero yo lo que les aconsejaría es que cuando estudien un enlace, aunque en el libro vienen por

separado, pero tienen muy bien que unir el enlace iónico con luego el enlace covalente. Y luego también, que aquí en esta charla, como ya no daba tiempo, no se ha hablado, también existe el enlace metálico, aunque son los otros dos los más importantes. Entonces yo les aconsejaría que, aunque vienen en temas diferentes, una vez que se estudie también el enlace covalente, tenga el alumno una visión global de lo que es el enlace químico y la diferencia muy clara, que yo creo que aquí en esta charla queda bastante clara, con el símil este que hemos hecho de cuándo se forma un enlace iónico, para qué tipo de compuestos, y cuándo se forma un enlace covalente, puesto que esto puede ser una de las cuestiones que seguramente vendrán en las pruebas de evaluación a distancia.

Y es importante diferenciar qué tipo de enlace tiene un compuesto. Pues recordando que este tema es muy importante, nos despedimos por esta noche. Muchas gracias y hasta el próximo programa.

A vosotros, gracias. Esta noche en Química hemos hablado del enlace químico. El alumno puede dirigirse al profesorado de la sede central atendiendo el siguiente horario.

Los lunes de 10 a 2 y los miércoles de 3 a 7. Y despedimos ya hasta mañana el curso de acceso. Gracias por su atención. Muy buenas noches.

La UNED les ha acompañado un día más con dos horas y media de radio educativa y cultural. Les esperamos de nuevo mañana en esta emisora y a nuestra hora habitual. Nuestro primer espacio será Revista de Derecho.

Continuaremos con informativo universitario. Cerrará nuestra programación el curso de acceso. Un día más les agradecemos su compañía.

Que pasen una feliz noche. Un saludo.