

Representación Física de la Unión Covalente y la Resonancia en la Química Orgánica

C. R. NULLER

Universidad de Stanford, California (USA)

El concepto de resonancia, aplicado a moléculas orgánicas, ha sido frecuentemente mal aplicado y mal entendido en otros tiempos, y es bastante cierto decir que la mayoría de los químicos que estudian la parte Orgánica, no tienen todavía un claro concepto del asunto.

La dificultad parece residir en que el químico orgánico no ha sido familiarizado con las ideas de la unión por un par de electrones y la regla del octeto, y que el concepto de Heisenberg sobre resonancia, según fuera aplicado por Pauling en el campo de la Química (1), estaba expresado en términos de estructuras formadas por unión por valencias, con las cuales el químico orgánico ya estaba familiarizado.

Aunque es conveniente el uso de las ideas convencionales de estructura en la discusión del concepto de resonancia, no pueden dar al químico medio más que una impresión de oscilaciones entre estructuras (2), aunque se han propuesto analogías mecánicas (3), biológicas o matemáticas (4), para ayudar a comprender el fenómeno. Además, el modo con que se ha encarado la unión por valencia, no proporciona, al pensamiento no matematizado, una representación física de la fuente de la energía de enlace o de la de resonancia, y no da ningún concepto sobre la naturaleza de los enlaces múltiples, que siempre tienen algo que ver con los asuntos de resonancia más importantes para el químico orgánico.

Simultáneamente con el desenvolvimiento

del método de estudio de la estructura electrónica por la unión de valencia, un nuevo paso hacia el concepto de órbitas moleculares fué dado por Hund, Mulliken (5) y otros. Las matemáticas de este método, resultan tan incomprensibles para el químico orgánico medio como las del concepto del enlace de valencia, y como no había ninguna explicación dada en los términos de formulación que son de uso en la Química Orgánica, la teoría de las órbitas moleculares permaneció olvidada para este campo de la ciencia. Sin embargo, y hace poco, un grupo de jóvenes químicos ingleses, y especialmente C. A. Coulson, han interpretado el estudio de las órbitas moleculares en términos asequibles para los químicos orgánicos, en su mayoría. Aunque Coulson ha escrito varios excelentes artículos para revista sobre este tema (6), el autor piensa que es deseable y aconsejable un mayor conocimiento del asunto por parte de los químicos orgánicos americanos.

Órbitas atómicas

Antes de entrar a considerar el enlace covalente, es conveniente resumir la concepción orbital de la estructura química, aunque este asunto se presente en la actualidad en el curso de Química General de primer año.

“Orbita” es un término usado en la concepción mecánico-ondulatoria de la estructura del átomo, y se define como la función de onda en conexión con el movimiento del elec-

De acuerdo con la regla de Hund, el carbono tiene dos electrones impares en dos orbitas p , y el nitrógeno tiene 3 electrones impares en 3 orbitas p . El emparejamiento de los electrones en las orbitas p , no empieza hasta el oxígeno, que tiene un par en una de las orbitas p , y otro electrón en cada una de las restantes. El número de electrones impares decrece a uno en fluor y ninguno en el neón. Los elementos del tercer período no tienen ningún electrón en las orbitas $3d$, aunque ellas son asequibles para fines de unión, y pueden ser utilizadas para formar complejos iónicos, o los electrones pueden ser llevados a ellas por efectos de excitación. No hay ninguna orbita $1p$, ni $1d$ o $2d$ correspondientes a las $2p$ y $3p$ y a las $3d$.

Orbitas moleculares y enlaces covalentes

El enlace de covalencia o par de electrones, parece en principio definitivamente anómalo. Se dice que los electrones se repelen, y su emparejamiento no puede explicar la liberación de energía que se produce en la formación de una unión covalente. La molécula de hidrógeno es más estable que dos átomos separados, en una cantidad que alcanza a 103 Kcal por molécula. La explicación parece ser que dos núcleos positivos de hidrógeno, pueden actuar como un número combinado de carga $+ 2$. Un electrón que rodee ambos núcleos, será más fuertemente atraído que si estuviera alrededor de un núcleo de carga $+ 1$. Por consiguiente, el electrón ocupa una nueva orbita rodeando ambos núcleos, con liberación de energía. Como orbitas de este tipo son las causantes de la formación de moléculas, se les llama "orbitas moleculares". Del mismo modo que las orbitas atómicas, obedecen al principio de exclusión de Pauli, en lo referente a que un segundo electrón puede ocupar la misma orbita molecular, siempre y cuando los dos electrones tengan spin diferente, pero un tercero debe ocupar una orbita de energía superior.

Dirección de las orbitas de enlace

Las orbitas atómicas, representan regiones del espacio en las cuales es más probable que se encuentre un electrón. Estas regiones tienen una enorme probabilidad cuando un electrón ocupa una orbita molecular. Por lo tanto, cuanto más completamente las orbitas atómicas individuales de los núcleos puedan coincidir o cubrirse parcialmente entre sí, mayor será la tendencia de un electrón a ocupar una orbita molecular y más fuerte será el enlace.

Las orbitas atómicas tienen una distribución definida en el espacio. Las orbitas s son simétricas y esféricas alrededor del núcleo, tal como se muestra en la figura 1a, en perspectiva, y en 1b en corte a través. En estas

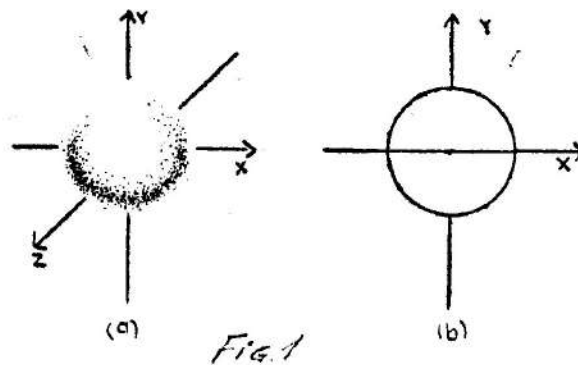


Fig. 1. — Representación de la orbita atómica $1s$.

figuras, no se ha hecho ninguna tentativa para indicar la distribución radial de los electrones dentro de la orbita, sino el espacio en que se puede esperar encontrarlo las más de las veces. Puesto que una orbita s puede cubrir a otra tanto en una dirección como en otra, la tendencia al enlace es igual en todas direcciones.

Cuando dos átomos de hidrógeno se unen para formar su molécula, sus orbitas s se unen por los bordes, y el par de electrones rodea ambos núcleos, tal como se muestra en la figura 2.

Esta orbita, que describe la posición promedio en el tiempo del par de electrones de enlace, es la nueva orbita molecular. Como es simétrica en relación a la línea que une los

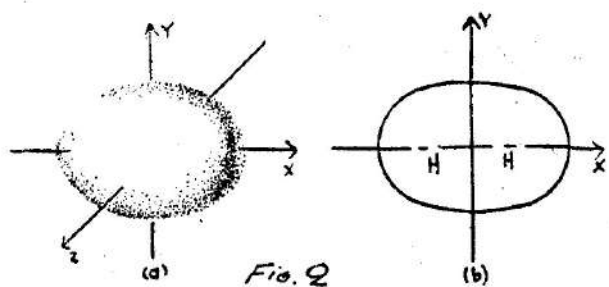


Fig. 2. — Representación de la órbita molecular tipo σ del H_2 : (a) perspectiva, y (b) corte a través de los núcleos.

dos centros, nos recuerda a una órbita s , y se le llama "órbita tipo σ (sigma)". El enlace formado por la unión de dos órbitas s , se le llama "enlace $s-s$ ".

Para elementos del segundo período, la órbita $1s$ se encoge hasta un tamaño que es, aproximadamente, la órbita $1s$ del hidrógeno dividida por el número atómico. Así, la órbita $1s$ del oxígeno, es alrededor de un octavo de la del hidrógeno. La órbita $1s$ está rodeada por la $2s$, que también es esférica y simétrica respecto al núcleo, y también enlaza en cualquier dirección.

Los electrones de las órbitas $2p$, tienen las mayores probabilidades de ser encontrados en regiones semejantes a dos copos unidos, tal como se ve en la figura 3. Estas órbitas po-

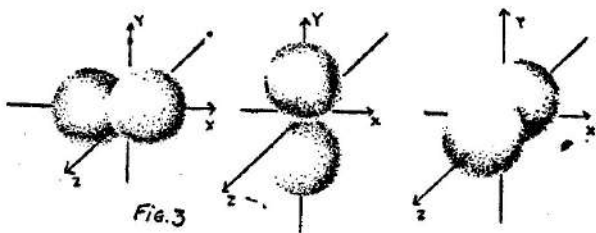


Fig. 3. — (a) Orbitas atómicas del H y el O antes del enlace. (b) Unión por los bordes de las orbitas atómicas, para dar dos orbitas moleculares tipo σ en la molécula de agua.

seen un plano nodal, que es el plano en el cual la probabilidad de hallar al electrón es cero. Los tres dobles pompones que representan a las tres órbitas $2p$, están orientados en posiciones perpendiculares entre sí, como los ejes X , Y y Z . Es por ello que, elementos que utilizan las órbitas p , como el oxígeno y el nitrógeno, tienden a formar enlaces con sepa-

ración de 90° entre sí. La unión de dos átomos de hidrógeno con uno de oxígeno para formar una molécula de agua, se muestra, en corte, en la figura 4. La tercera órbita p del

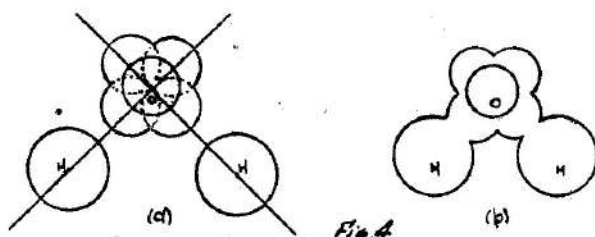


Fig. 4. — Representación en perspectiva de las orbitas atómicas p_x , p_y y p_z .

oxígeno, conteniendo dos electrones y extendiéndolos por encima y debajo del plano s del papel, está indicada por el círculo más interno alrededor del núcleo del oxígeno. De este modo, cuando el oxígeno está unido a otros dos átomos, dos de sus seis electrones de valencia están incluidos en orbitas moleculares tipo σ , dos en la órbita atómica $2s$ y dos en la $2p$. Aunque las órbitas p hacen ángulos de 90° entre sí dentro del átomo de oxígeno, las uniones hidrógeno-oxígeno en la molécula del agua hacen un ángulo de 105° entre ellas, medida obtenida espectroscópicamente. Del mismo modo, las uniones nitrógeno-hidrógeno en el amoníaco tienen una separación de 107° . Aparentemente, en ambos casos, la repulsión electrostática de los núcleos hace que los enlaces se desparramen o se extiendan. Además, una cierta hibridación del tipo sp^3 hace aumentar el ángulo de los enlaces.

Hibridación de las orbitas de enlace

De acuerdo con la distribución de los electrones en los átomos, dada en la tabla I, el berilo parecería ser inerte, puesto que sus electrones están en un par en la órbita $2s$, y el boro sería monovalente y el carbono bivalente, puesto que contienen sólo uno y dos electrones impares respectivamente en sus orbitas $2p$. Los átomos tienen tendencia, sin embargo, a usar sus orbitas tanto como les sea posible, y para los fines de la formación

de enlaces, la órbita 2s y una de las 2p pueden ser unidas o combinadas para dar dos "órbitas híbridas sp " (fig 5), cada una de

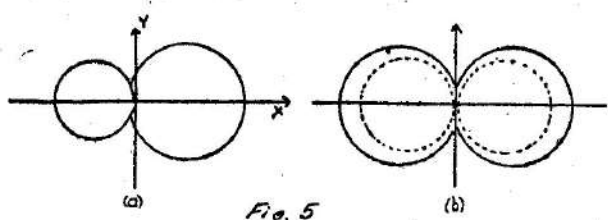


Fig. 5. — Vistas en corte de: (a) órbita atómica híbrida simple sp ; (b) órbita atómica híbrida triple sp .

las cuales contiene un electrón y es capaz de unirse por el borde con otra órbita atómica para dar una órbita molecular tipo σ , y dar lugar a un poderoso enlace covalente. La hibridación de dos órbitas atómicas, se denomina "hibridación diagonal". Los enlaces formados por un híbrido diagonal, forman un ángulo de 180° ; por consiguiente, moléculas como el $HgCl_2$ son lineares en fase gaseosa.

La órbita 2s y dos órbitas 2p, pueden sufrir "hibridación trigonal", a los efectos de la formación de enlaces, y dar tres órbitas nuevas, denominadas " sp^2 ". El número escrito como potencia, indica el número de órbitas p que están en juego. Estas tres órbitas híbridas hacen entre sí un ángulo de 120° , y se hallan en un plano (fig. 6). Ellos nos explican la formación de moléculas como la trimetil-boro, $B(CH_3)_3$.

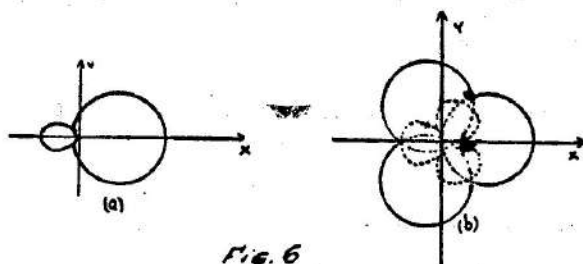


Fig. 6. — (a) Órbita híbrida atómica simple sp^2 . (b) Órbita híbrida atómica doble sp^2 , vistas en corte.

Finalmente, la órbita 2s puede hibridarse con tres órbitas p , para dar cuatro órbitas sp^3 , las que se distribuyen tetraédricamente formando ángulos de $109^\circ 28'$; son éstas las

órbitas que usa el carbono cuando se une con otros cuatro átomos.

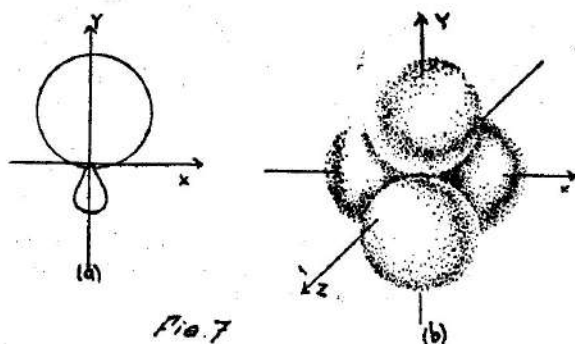


Fig. 7. — (a) Corte de una órbita atómica híbrida simple sp^3 , y (b) perspectiva de cuatro de las mismas.

Enlaces dobles y triples

La máxima liberación de energía, se consigue cuando el átomo de carbono se une con otros cuatro átomos o grupos, usando las órbitas híbridas sp^3 ; pero también puede unirse con otros tres átomos, en compuestos como el etileno, etc., o con dos átomos, como en los nitrilos, etc. Estos se forman por medio de las órbitas híbridas sp^2 o sp .

Así, en el etileno, cada átomo de carbono usa tres órbitas sp^2 . La conjunción de los bordes de una órbita de cada carbono, forma un enlace solitario sp^2-sp^2 entre los átomos de carbono. Las cuatro órbitas restantes, se unen por los bordes con las órbitas s del hidrógeno, y forman cuatro enlaces $s-sp^2$. Todos estos enlaces, resultan de la formación de órbitas moleculares tipo σ , y hacen ángulos de 120° entre sí. En estas órbitas moleculares, se colocan tres electrones de valencia de cada carbono, dejando un electrón en una órbita atómica p en cada uno de estos átomos. Esta órbita, es perpendicular al plano del enlace C-H. En la figura 8a, se puede apreciar un corte a través de los átomos de carbono, y perpendicular a este plano. La molécula representada por la figura 8, adquiriría un agregado de estabilidad, si los dos electrones que ocupan órbitas monocéntricas p (que encierran un sólo núcleo), pudieran ocupar una órbita molecular dicéntrica (de dos núcleos).

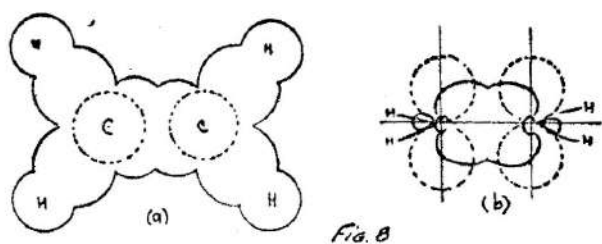


Fig. 8. — Vista en corte de una molécula de etileno antes de la formación del enlace π . (a) A través de los carbonos y los hidrógenos; (b) A través de los C y perpendicular al plano de los H.

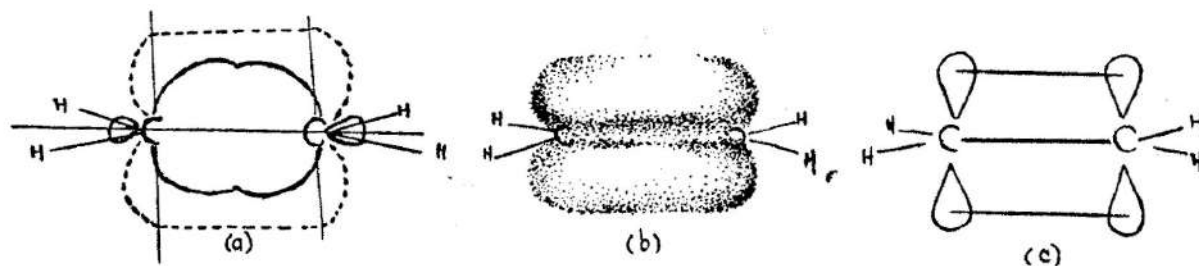


Fig. 9. — La molécula de etileno luego de la formación de enlace π : (a) Corte a través de los C y perpendicular al plano de los H; (b) perspectiva del enlace π y (c) representación esquemática.

Sería posible la formación de una órbita molecular, si las órbitas p se contactaran lo suficiente. Dado que las órbitas p son perpendiculares a los planos de los grupos CH_2 , están más capacitadas para unirse por los bordes, cuando los planos de los dos grupos CH_2 son coincidentes; en esta posición, las órbitas p se pueden juntar para formar una órbita molecular que recuerda a dos gruesas salchichas colocadas encima y debajo del plano de la molécula, y pudiendo dar sitio para los dos electrones. La figura 9a es el mismo corte de la 8b, pero luego de la formación de la órbita molecular; la 9b es una representación en perspectiva, y la 9c, es una práctica representación esquemática, en la cual las figuras en forma de "8" representan las órbitas p , y las líneas finas que las unen, indican la unión para formar la órbita molecular. Puesto que la presencia de un plano nodal hace que esta órbita molecular se parezca a una atómica p , el tipo de enlace que representa se llama "enlace π (pi)" y los electrones que lo forman, "electrones π ".

Debido a que el enlace de las órbitas p es más débil que el de las órbitas híbridas

sp^2 , la órbita molecular tipo π no es tan estable como la tipo σ . La energía del enlace C-C tipo σ , es de unas 80 kcal. por mol., mientras que el tipo π es de unas 60, por mol. Puesto que los electrones π no están tan firmemente unidos al núcleo del carbono como los que forman el enlace tipo σ , y, como se verá al hablar de resonancia, pueden envolver más de dos núcleos, a menudo se les llama "móviles", mientras que a los σ se les llama

"localizados". La menor estabilidad del enlace π (mayor contenido energético de sus electrones), explica la mayor reactividad del enlace π , esto es, su tendencia a formar con otros átomos el enlace σ , más estable; de ahí que se les llame "electrones de instauración".

El enlace π explica claramente la falta de libre rotación para el doble enlace $\text{C}=\text{C}$, ya que está en el máximo de estabilidad cuando hay un máximo de contacto entre las órbitas p , y esto es consigue cuando los ejes perpendiculares al plano nodal son paralelos. Otro efecto observable del enlace π , es el acortamiento de la distancia entre los átomos de carbono: la distancia interatómica de un enlace C-C, es de 1,54 Å, mientras que el $\text{C}=\text{C}$ está a 1,34 Å; esto significa que los núcleos están unidos más fuertemente cuando se hallan rodeados por un par más de electrones.

Los dobles enlaces, carbono-oxígeno, y carbono-nitrógeno, son estrictamente análogos a los carbono-carbono. En el formaldehído, el átomo de carbono usa tres órbitas sp^2 para formar enlaces tipo σ con los hidrógenos y el oxígeno; queda un elec-

trón en la órbita p sobrante del carbono, y una de las p del oxígeno tiene un solo electrón. Las dos órbitas p se unen por los bordes para formar una órbita molecular π , que da sitio para los dos electrones (fig. 10a). El enlace carbono-nitrógeno, es completamente similar (fig. 10b).

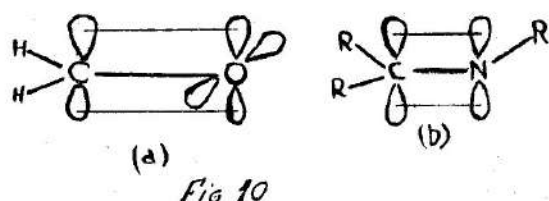


Fig. 10. — Representación esquemática de: (a) el doble enlace del formaldehído, y (b) el doble enlace carbono-nitrógeno en una base de Schiff.

tiene todavía dos órbitas p , perpendiculares entre sí, y conteniendo un electrón cada una. El contacto por los bordes de las cuatro órbitas p , da lugar a dos órbitas moleculares π , cuyos planos nodales se interceptan en ángulos de 90° . La figura 11a muestra un corte a través de las órbitas σ y de una de las π ; la otra se halla por delante y detrás del plano del corte; en 11b hay una perspectiva de la unión, y 11c es una representación esquemática de la unión por los bordes de las órbitas, y finalizando, 11d es la representación esquemática de un nitrilo.

Resonancia

En el ion carboxilato, la unión primaria

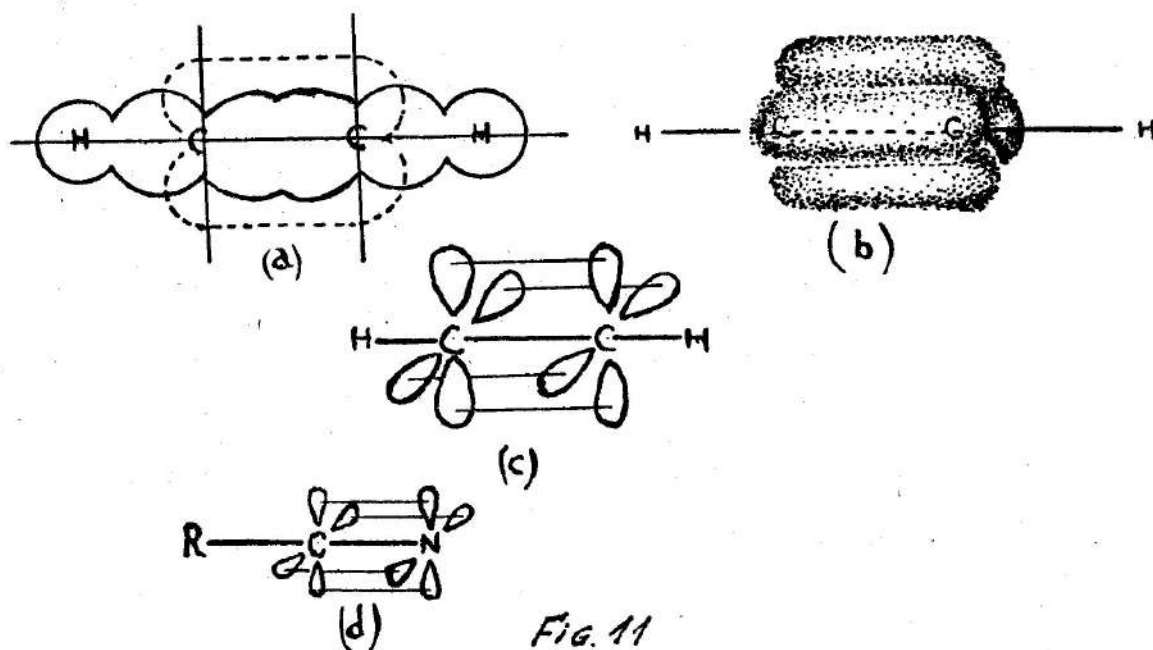


Fig. 11. — La molécula de acetileno: (a) Corte a través de una órbita molecular π ; (b) perspectiva de los enlaces π y (c) su representación esquemática. (d) Representación esquemática del triple enlace $C \equiv N$ en los nitrilos alifáticos.

La descripción de los triples enlaces, cae dentro del mismo molde que la de los dobles. En el acetileno, cada carbono está unido solamente a otros dos átomos. Como consecuencia, en el enlace se produce una hibridación sp y todas las uniones se hallan en línea recta. La unión primaria entre los carbonos, resulta de un contacto tipo $sp-sp$ de las órbitas, y la $C-H$, de un contacto $sp-s$, todo lo cual da lugar a una molécula lineal. Cada carbono

entre el carbono y los tres grupos a los cuales está unido, están formadas por la presencia de dos electrones en cada una de las tres órbitas σ . A causa de la hibridación tipo sp^2 de las órbitas atómicas del carbono, las órbitas moleculares forman entre sí ángulos de unos 120° y se hallan en un plano. Estos enlaces, indicados por el guión habitual, utilizan tres de los cuatro electrones de valencia del átomo de carbono; cada átomo de oxígeno,

contribuye con uno de sus seis electrones de valencia para estos enlaces. Otros dos electrones de valencia de cada oxígeno se encuentran en la órbita 2s, y otros dos en la *p*, dejando uno indeterminado para cada oxígeno. Como se adquiere un electrón en la ionización del protón, nos encontramos con un total de cuatro electrones indeterminados. Quedan tres órbitas *p* sin determinar, una en cada oxígeno y otra en el carbono; sus ejes pueden quedar

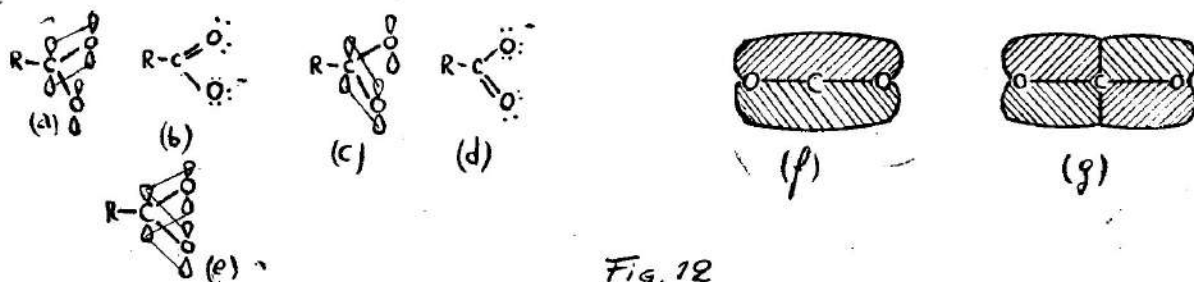
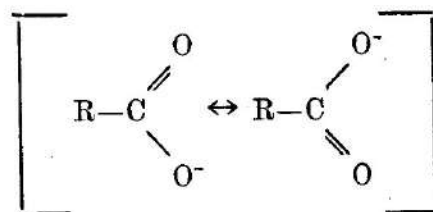


Fig. 12. — Resonancia en el ion carboxilato.

paralelos entre sí y perpendiculares al plano de las órbitas σ . Si una de las órbitas *p* del carbono contacta por los bordes con una del oxígeno para formar una órbita molecular π , esta última puede contener dos electrones; el par restante, puede ocupar la órbita vacía *p* del segundo oxígeno; este tipo de enganche (o unión por los bordes, o contacto, que es todo lo mismo) está indicado en la figura 12 por *a*, o por la estructura convencional del enlace de valencia, *b*. Como otra solución, la órbita *p* del carbono, puede contactar con el otro átomo, tal como se indica en *c* o *d*. Tanto la estructura *a* como la *c* serían o son más estables que si un electrón impar ocupara cada una de las dos órbitas *p*, puesto que así ambos electrones pueden envolver dos núcleos positivos; sin embargo, desde que la órbita *p* del carbono puede enganchar la órbita *p* de cualquiera de los dos oxígenos con igual facilidad, se puede formar una órbita molecular que envuelva a los tres núcleos, como se indica en *e*, en donde un par de electrones puede tener una energía menor aún que en *a* o en *c*; como hay dos órbitas moleculares tricéntricas posibles, una con un solo plano nodal (caso *f*) y otra con dos planos nodales perpendiculares entre sí (caso *g*) es posible

acomodar dos pares de electrones. Aunque la órbita tipo *g*, con dos planos nodales, tiene una energía ligeramente superior que la *f*, la energía total de los dos electrones en *f* y en *g*, es menor que la energía total de dos electrones en una órbita dicéntrica y dos electrones en una órbita *p*, como sucedería en *a* y en *c*. Esta capacidad de formar órbitas moleculares circuyendo más de dos núcleos positivos, es el fenómeno conocido como reso-

nancia, término que se le aplica en su significado químico. Como esta representación en la mente, es ahora más fácil visualizar el por qué el ion carboxilato es un "híbrido de resonancia" de los enlaces de valencia *b* y *d* y el significado del habitual símbolo de la resonancia,



Aparece claro, luego de las anteriores discusiones, que esas estructuras del enlace de valencia no existían en el primitivo estado de la molécula, y que no había oscilación entre los dos estados. El concepto del híbrido, es meramente uno de los símbolos posibles para indicar la resonancia.

La diferencia de energía entre la forma tricéntrica y la dicéntrica, es la llamada "energía de resonancia" de la molécula; su fuente, es la misma que la de cualquier otra energía de enlace. De tal modo, la energía de un enlace simple o doble resulta de la capacidad por parte de un electrón para rodear a dos núcleos positivos en una molécula, en

vez de uno en un átomo. La energía de resonancia es meramente la estabilización adicional resultante de la capacidad de un electrón para rodear a tres o más núcleos en vez de dos.

La energía de resonancia del grupo carboxilo cuando no disociado, es mucho menor que la del ion carboxilato, aunque las oportunidades de conexión para las órbitas p puedan parecer iguales (fig. 13a). Parece ser, sin

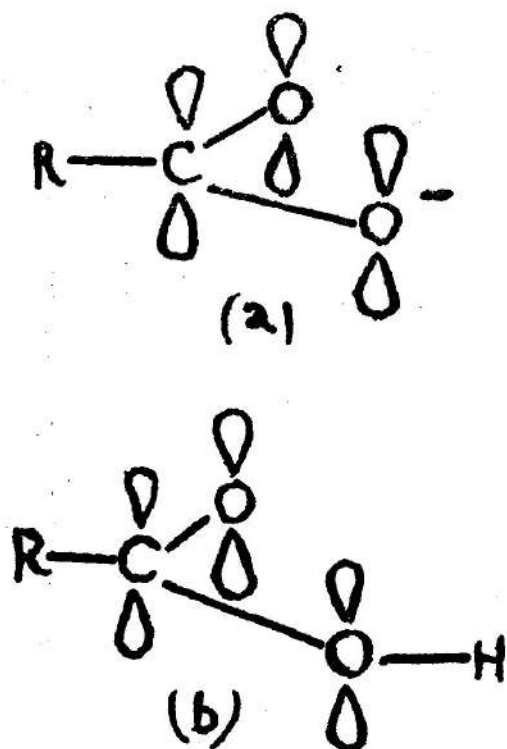


Fig. 13

Fig. 13. — Orbitas p asequibles para la formación del enlace π . (a) En el ion carboxilato; (b) en el grupo carboxilo no disociado.

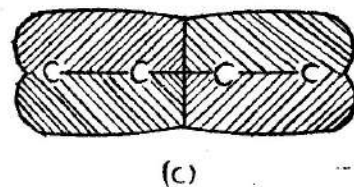
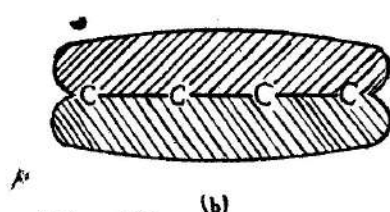
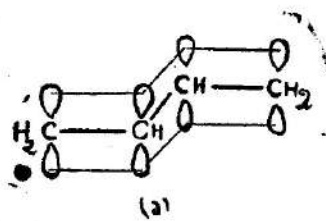


Fig. 14

Fig. 14. — El 1-3-butadieno: (a) Representación esquemática de la unión por los bordes de las órbitas p ; (b) y (c), órbitas moleculares π haciendo espacio para dos pares de electrones π .

embargo, que en el grupo carboxilo no disociado (13b), la órbita p del oxígeno hidroxílico contacta la del carbono mucho menos que

la del otro oxígeno, porque la formación del enlace con el núcleo positivo adicional causa una deficiencia de electrones alrededor del oxígeno hidroxílico; en otras palabras, que dado que el oxígeno hidroxílico tiene un par menos, de electrones, indiviso, es menos capaz que el otro oxígeno de contribuir con electrones para una órbita π . Por consecuencia, hay una mayor tendencia a formar una órbita dicéntrica, que es un doble enlace ordinario, que una tricéntrica.

La conjunción de los dobles enlaces, no es más que la formación de órbitas moleculares policéntricas. Así, en el 1-3-butadieno, el uso de las órbitas de enlace híbridas sp^2 , deja en cada átomo de carbono una órbita p , conteniendo un electrón. La unión por los bordes de las órbitas p (fig. 14), permite la formación de dos órbitas moleculares rodeando los cuatro núcleos de C. La órbita π de menor energía, tiene un plano nodal (fig. 14b), mientras que la segunda tiene dos (fig. 14c) y tiene una energía algo mayor; sin embargo, la energía total de los electrones en estas órbitas policéntricas es algo menor que la que tendrían si estuvieran colocados en las órbitas dicéntricas de dos dobles enlaces aislados. Si un enlace simple adicional separa los dos dobles, como en el 1-4-pentadieno, las órbitas p de los carbonos 2 y 4 no pueden engancharse y no se produce ninguna conjugación.

El benceno constituye el clásico ejemplo de la resonancia. Cada carbono está unido a otros tres átomos; como consecuencia, se produce la

hibridación de las órbitas sp^2 de los carbonos al enlazarse y resultan tres órbitas moleculares tipo σ , que forman entre sí ángulos de

120°, lo que obliga a los cuatro átomos a permanecer en un mismo plano. Por consiguiente, todos los átomos del benceno están en un mismo plano, y todos los ángulos C—C=C

bonos (fig. 15d). Estas estructuras están representadas, en los dibujos esquemáticos, por las líneas más delgadas, conectando las órbitas p para indicar su contacto. Las líneas

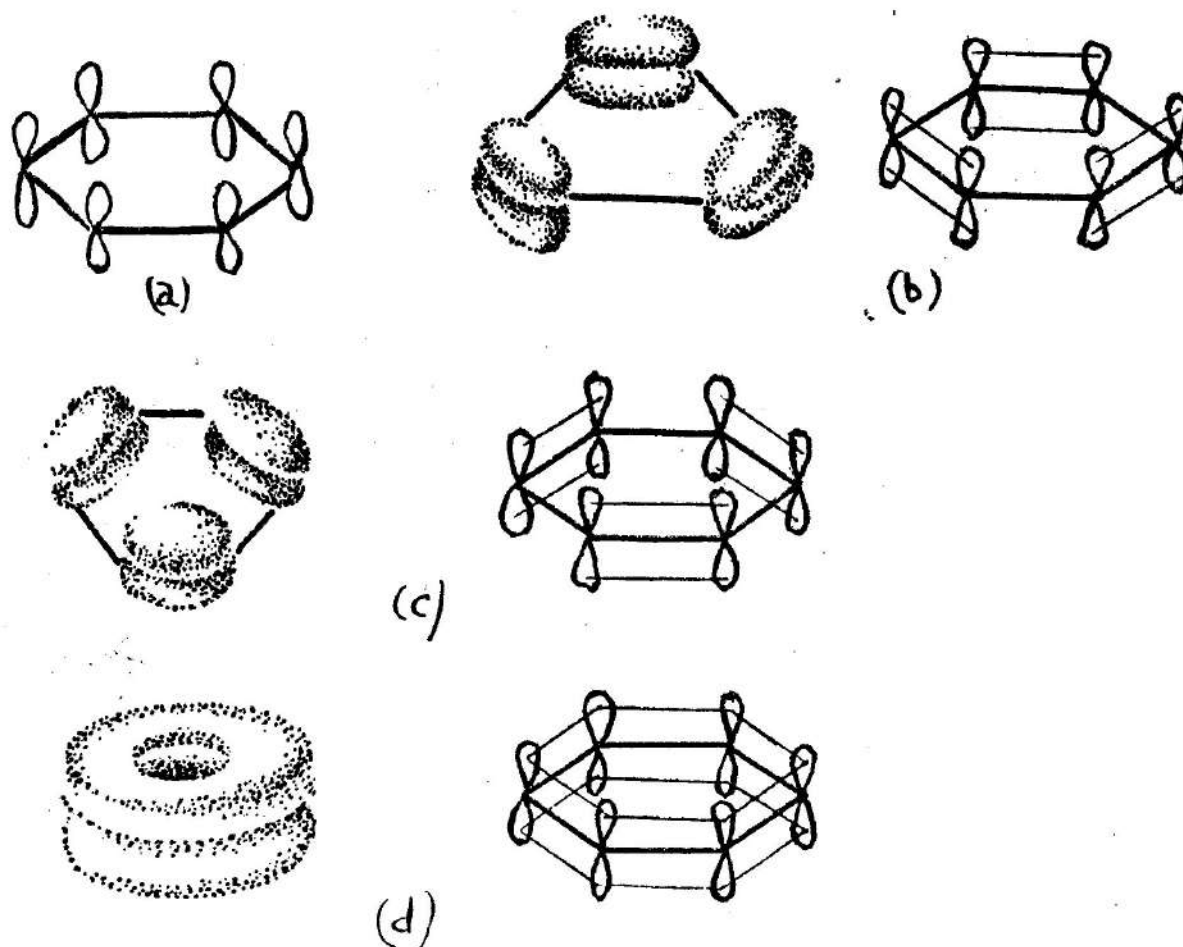


Fig. 15

Fig. 15. — La resonancia en el benceno.

y C—C—H son de 120°. Estos enlaces tipo σ , se indican con el gui3n habitual. Una 3rbita p , conteniendo un electr3n impar, permanece en cada carbono (fig. 15a). Si las 3rbitas p se unen por los bordes seg3n la fig. 15b, se obtiene una de las estructuras de Kekul3, mientras que 15c muestra la otra, ambas con los tres dobles enlaces. Pero, como todas y cualquiera de las 3rbitas p puede enganchar la correspondiente de cualquiera de sus vecinos con la misma facilidad, todas las seis 3rbitas se enganchan entre s3, formando una 3rbita circular π que parece dos roseas colocadas arriba y abajo del plano de los car-

gruesas indican los enlaces tipo σ entre los 3tomos. El movimiento de los electrones π alrededor de seis n3cleos positivos en vez de s3lo dos, explica la enorme estabilidad de este sistema y la gran energ3a de resonancia del anillo arom3tico. Seg3n la explicaci3n dada para el ion carboxilato, la 3rbita molecular π puede solamente dar cabida a dos electrones; de ese modo, otras dos 3rbitas π adicionales deben estar al alcance para dar sitio a los cuatro electrones restantes; 3stas pueden tambi3n envolver a los seis n3cleos, pero cada una tiene un plano nodal perpendicular al

plano del anillo, además del que está en el mismo plano del anillo.

Por simple analogía con los principios aquí explicados, se puede tener una imagen de la interacción de los electrones nucleares con los de un halógeno, oxígeno o nitrógeno unidos al anillo aromático, o con grupos no saturados y conjugados con el núcleo. La idea de la órbita molecular, permite asimismo una explicación fácilmente captable de los procesos que tienen lugar en la absorción de luz visible o ultravioleta por una molécula orgánica (9).

Referencias bibliográficas

- (1) PAULING, LINUS. "The nature of the Chemical bond". Cornell University Press, Ithaca, 1939.
- (2) WHELAND, G. W. "Advanced Organic Chemistry". John Wiley & Sn. New York, 1949. Pág. 391.
- (3) Ref. (1), pág. 11. WHELAND, G. W. "The Theory of Resonance". J. Wiley & Sn., New York, 1944. Pág. 18.
- (4) Ref. (2), págs. 392 y 404.
- (5) MULLIKEN, R. S. Physics Review, 41, 49 (1932).
- (6) COULSON, C. A. Proceedings of the Royal Society of Edinburgh, 41, 115 (1941). Endeavour, 6, 47 (1947). Quart. Rev. Chem. Soc., 1, 144 (1947).
- (7) Ref. (1), pág. 24.
- (8) Ref. (1), pág. 76.
- (9) BOWEN, E. J. "Chemical Aspects of Light". Oxford University Press, 1946.
Traducido de "The Journal of Chemical Education", de setiembre de 1950, pág. 504-510, por Luis Alberto Castellanos.

