

# TEMA 1 (II)

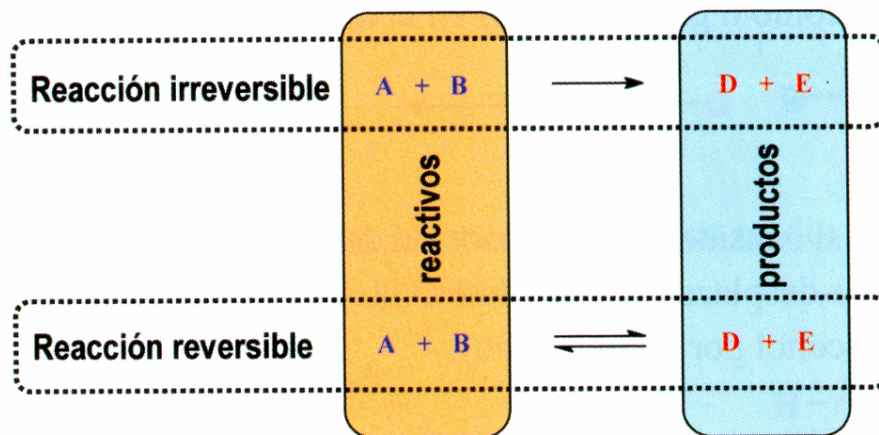
# REACCIONES ORGÁNICAS

Consideraciones generales

## 1(II).1 REACCIÓN QUÍMICA. MECANISMOS DE REACCIÓN

Una reacción química es sencillamente la transformación de uno o varios compuestos en otro u otros. Los compuestos que se transforman se denominan reactivos y los que se obtienen productos. Si existen reactivos que no se consumen en el proceso de reacción y que se emplean en cantidades molares muy bajas en comparación con el resto de los compuestos se denominan catalizadores.

La reacción de conversión o interconversión reactivos-productos se indica mediante flechas. Una única flecha que apunta hacia los productos indica que la reacción es irreversible, que los productos de la reacción no se pueden transformar en los reactivos de partida en las condiciones en las que se lleva a cabo la reacción. Sin embargo, dos flechas, una sobre otra, apuntando una hacia los reactivos y otra hacia los productos, indican que la reacción es reversible, y más concretamente que existe un equilibrio entre los reactivos y los productos que se forman.



La representación sencilla de las reacciones mediante reactivos, productos y flechas no es más que una simplificación que muestra únicamente el resultado macroscópico de la reacción. En realidad las reacciones orgánicas son mucho más complejas, puesto que el proceso de transformación de los reactivos en los productos puede pasar por intermedios de reacción que no se aíslan y en muchos casos no se detectan, y por estado o estados de transición indetectables caracterizados por lo que llamamos complejos activados. Por otra parte, el proceso global se encuentra gobernado por un perfil energético que marca la viabilidad de cualquier reacción química.

Teóricamente un mecanismo de reacción describiría paso a paso la transformación de los reactivos en los productos, incluyendo la energía del sistema en cada punto. Implicaría conocer en cada instante cómo se aproximan exactamente los reactivos (posición espacial), el movimiento de los electrones en los enlaces que se van a romper y formar (orbitales moleculares), y cuál es la energía relativa del conjunto frente a reactivos y productos. Como esto es prácticamente imposible, nos conformamos con conocer o intuir aspectos claves de la reacción, como reactivos, productos, especies intermedias y a ser posible estados de transición..

Por tanto, los mecanismos nos posibilitan el establecimiento de las relaciones entre la reactividad de las moléculas, puesto que los compuestos con los mismos grupos funcionales reaccionan habitualmente de forma similar, lo que permite predecir resultados de reacciones en las que intervienen grupos similares a partir de mecanismos de reacciones conocidas.

En general, muchos de los mecanismos propuestos para las reacciones orgánicas son planteamientos razonables que no están demostrados, pero que han mostrado su utilidad a la hora de generalizar las reacciones orgánicas, de racionalizar la química orgánica.

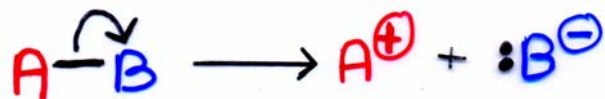
## 1(II).2 CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES

Desde el punto de vista de la manera **como se rompen los enlaces**, las reacciones se pueden clasificar en **homolíticas o radicalarias** y **heterolíticas o iónicas**.

**Ruptura homolítica.** Se produce por una fragmentación simétrica del enlace en la que se generan especies neutras, denominadas radicales.



**Ruptura heterolítica.** Se produce por una fragmentación asimétrica del enlace en la que se generan especies cargadas (iones) , una positivamente y otra negativamente.



Desde el punto de vista de la **variación del número de sustituyentes** en el sustrato (reactivo objeto de observación) las reacciones se pueden clasificar también en los siguientes tipos:

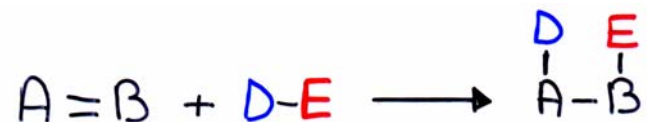
**Reacciones de sustitución o desplazamiento.** Son aquellas reacciones en las que se produce un cambio de un átomo o grupo de átomos por otro átomo o grupo de éstos en el sustrato.



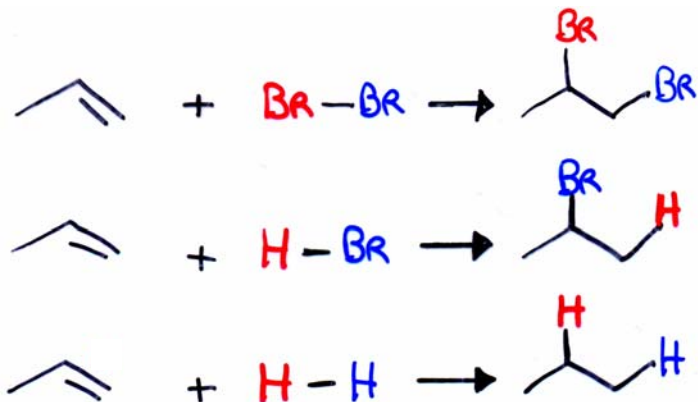
Por ejemplo, si consideramos la reacción de un alcohol con ácido bromhídrico en medio acuoso, se desplaza el grupo hidroxilo del alcohol por el anión bromuro.



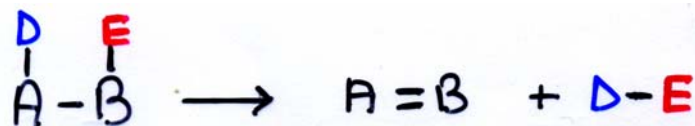
**Reacciones de adición.** Son exactamente lo que indica la palabra, adición de una molécula a otra sin pérdida ni salida de átomos o grupos de átomos. Estas reacciones se dan sobre enlaces múltiples.



Son muy comunes en los compuestos olefínicos y acetilénicos (dobles y triples enlaces carbono-carbono). Por ejemplo la adición de bromo, bromuro de hidrógeno e hidrógeno a dobles enlaces.



**Reacciones de eliminación.** Reacciones en las que se elimina una molécula de bajo peso molecular de un reactivo de mayor tamaño para dar lugar a un enlace múltiple. La eliminación se puede considerar como un proceso inverso a la adición.



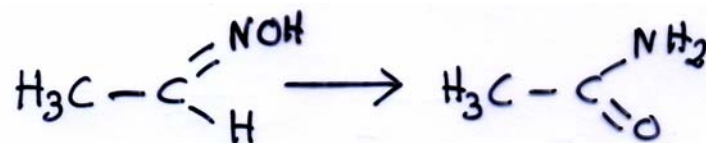
Como ejemplo se puede citar la deshidratación en medio ácido de un alcohol para dar lugar a una olefina, en este caso al propeno.



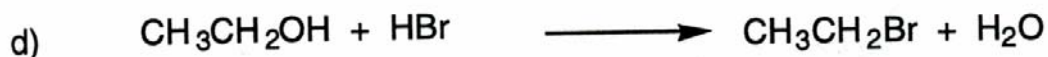
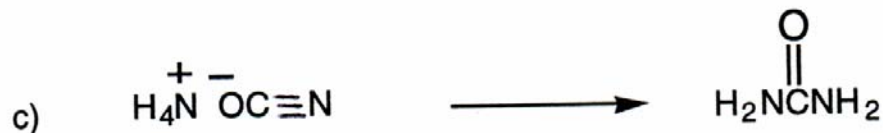
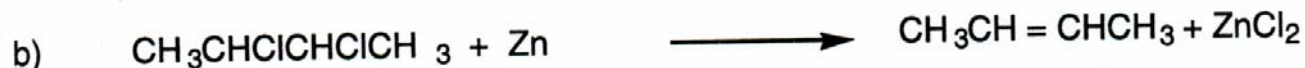
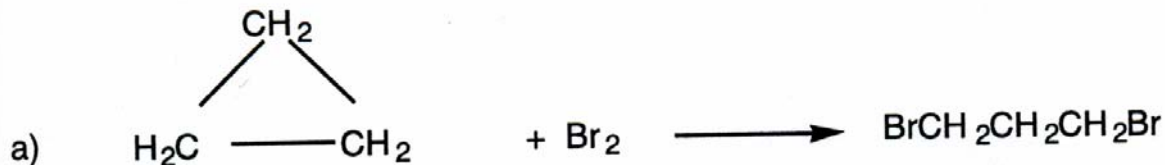
**Reacciones de transposición.** Implican reordenamientos internos sin la alteración del número de sustituyentes. Se llaman también isomerizaciones.



Como ejemplo la isomerización de etanaldoxima a acetamida.



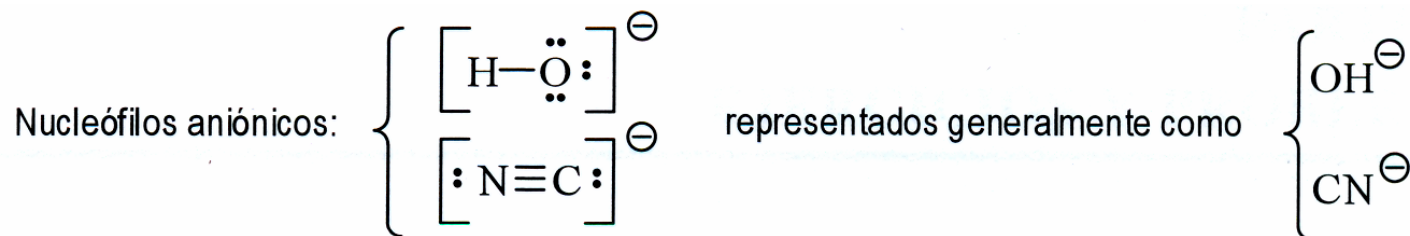
**PROBLEMA 1(II).1** Clasificar las siguientes reacciones como de sustitución, adición, eliminación o transposición.

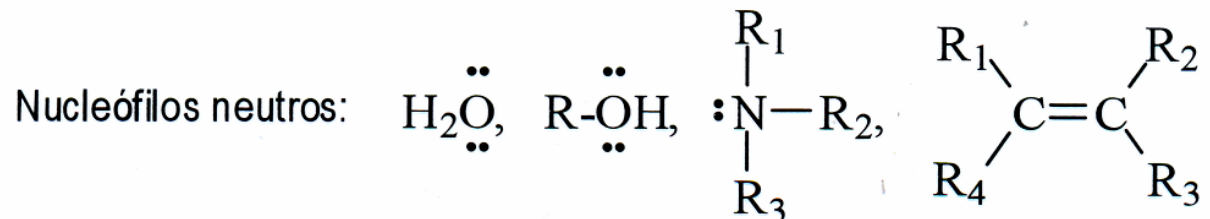


### 1(II)3. TIPOS DE REACTIVOS

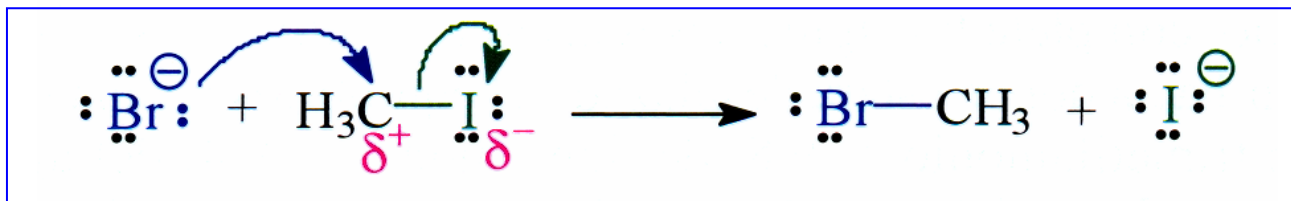
Las principales especies reactivas atacantes de un sustrato son los **nucleófilos** y los **electrófilos**.

**Nucleófilos** (afín con carga +). Son reactivos ricos en electrones que pueden ser especies aniónicas o moléculas que poseen pares de electrones no enlazantes o enlaces  $\pi$ . Por ejemplo entre los nucleófilos cargados se encuentran los iones hidroxilo y cianuro, y entre los neutros el agua, los alcoholes, las aminas y los dobles enlaces carbono-carbono.

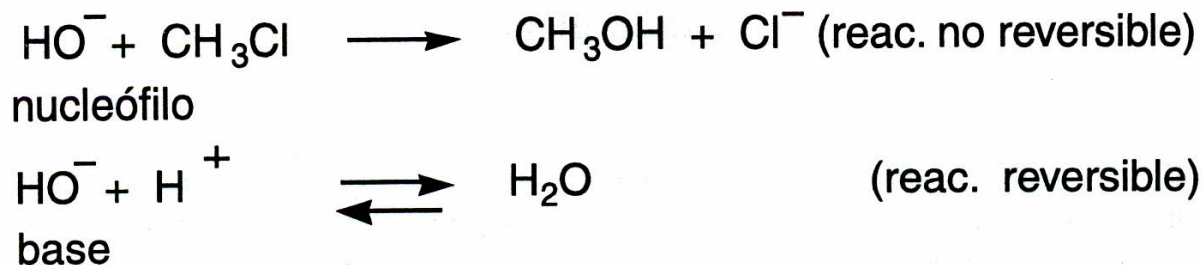




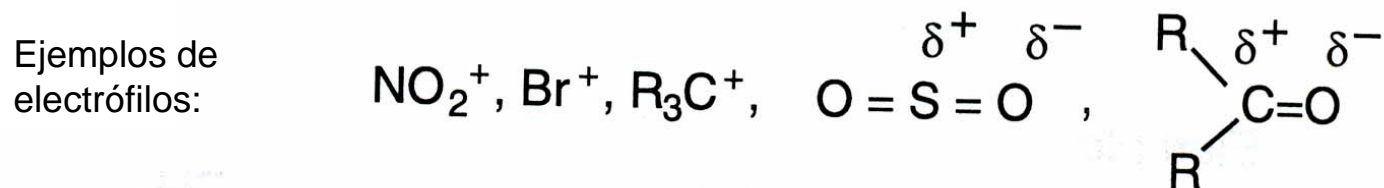
Los nucleófilos (Nu) pueden reaccionar con especies que poseen bien baja densidad electrónica o bien carga positiva. Por ejemplo, la reacción de un ión bromuro (nucleófilo) con yodoalcano da lugar a la formación del bromoalcano y la salida de un ión yoduro (un nuevo nucleófilo).



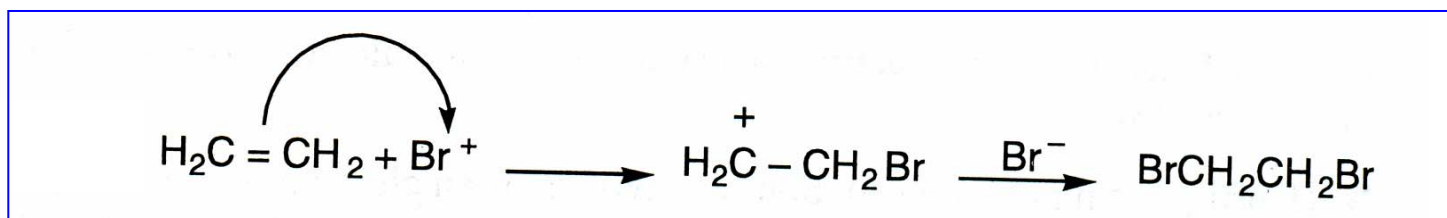
Por definición, un nucleófilo podría ser también una base (sustancia que cede un par de electrones según Lewis), pero el término nucleófilo se guarda para los reactivos que teniendo pares de electrones, establecen un enlace con C. Estas últimas reacciones son generalmente irreversibles. La nucleofilia es por tanto un concepto cinético y la basicidad termodinámico. Hay compuestos poco básicos que son buenos nucleófilos y viceversa.



**Electrófilos** (afín con electrones). Reactivos deficientes en electrones que pueden ser cationes, moléculas que tienen un átomo deficiente en electrones (por ejemplo con octeto incompleto) o moléculas con un átomo con baja densidad electrónica (por ejemplo el C carbonílico de cetonas).



Los electrófilos (E) son atacados por aniones, o por moléculas con pares de electrones no enlazantes, o con electrones  $\pi$ .

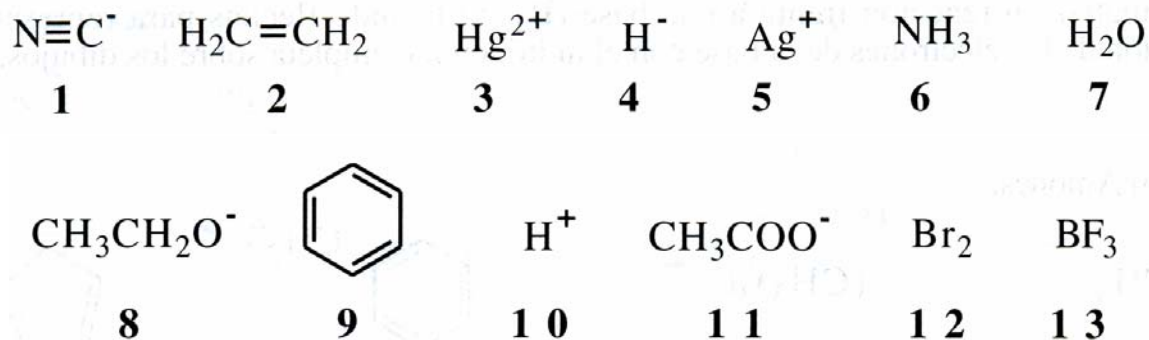


Al igual que los nucleófilos son además compuestos básicos, los electrófilos son también ácidos, y aunque electrofilia y acidez están relacionados, la acidez es un concepto termodinámico y la electrofilia cinético.

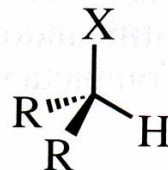
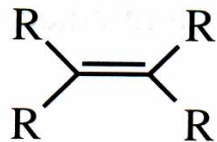
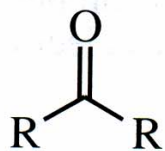
Las reacciones en que intervienen nucleófilos como especies atacantes se les denomina reacciones nucleófilas, y en las que la especie atacante es un electrófilo se les denomina reacciones electrófilas. Esta denominación sirve para clasificar gran parte de las reacciones orgánicas. La reacción anterior es una **adición electrófila**, y la reacción que vimos al hablar de los nucleófilos es una **sustitución nucleófila**.



**PROBLEMA 1(II)2.** Clasifica los compuestos/especies que se indican como electrófilos (E) o nucleófilos (Nu):



**PROBLEMA 1(II)3.** Representa con los signos  $\delta^+/\delta^-$  la polarización del grupo funcional de los compuestos dibujados y señala los carbonos susceptibles de ser atacados por nucleófilos (Nu) o electrófilos (E), utilizando flechas para representar el flujo de los electrones.



## 1(II).4. PERFIL ENERGÉTICO DE UNA REACCIÓN: ASPECTOS CINÉTICOS Y TERMODINÁMICOS

Los cambios energéticos asociados a las reacciones químicas se estudian por la termodinámica. Pero que una reacción se pueda llevar a cabo desde un punto de vista energético (termodinámico) no significa que se vaya a producir, puesto que es posible que dicha reacción sea tan lenta que en la práctica no se dé. Por ello, la velocidad a la que se producen las reacciones también es importante y se estudia por la cinética química.

Por tanto, para que una reacción sea viable, ha de ser termodinámicamente y cinéticamente favorable. Un químico se pregunta siempre a la hora de plantear una reacción si se va a producir, y si se produce en qué extensión (cuánto, qué rendimiento-termodinámica-) y en qué período de tiempo (a qué velocidad-cinética-).

### 1(II).4.1. Equilibrio químico y perfiles de energía

Si tenemos una reacción de transformación de unos reactivos en productos, ésta se encontrará gobernada por una constante de equilibrio.



Los paréntesis indican concentración en moles/litro

En general, si esta constante es muy grande, prácticamente infinita, consideramos que la reacción es irreversible y que la conversión de reactivos en productos será completa porque el proceso será favorable desde el punto de vista termodinámico.

Si la constante de equilibrio tiene un valor prácticamente cero, la reacción no se produce debido a que es termodinámicamente desfavorable.

Por el contrario, si la  $K_{eq}$  presenta valores intermedios, se tendrá un equilibrio termodinámico entre reactivos y productos. Si esta constante es mayor que la unidad, el equilibrio se desplaza hacia los productos y si es menor hacia los reactivos. El tiempo que se tarde en alcanzar el equilibrio dependerá de la cinética.

Por tanto,  $K_{eq}$  es un parámetro termodinámico, asociado únicamente a la diferencia de energía entre reactivos y productos, y más concretamente a la diferencia en la energía libre de Gibbs.

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K_{eq}$$

Si la reacción de equilibrio está desplazada hacia los productos hemos visto que la constante de equilibrio es grande, lo que conlleva una variación de energía libre negativa. Si esta variación es positiva, la reacción es desfavorable energéticamente y hay que aportar energía al sistema para que la reacción se produzca, habitualmente en forma de calor.

En general es más fácil hablar de calores de reacción que de energía libre. Los calores de reacción son los que se desprenden o consumen en el curso de la misma, se denominan entalpía, y son fáciles de medir. La entalpía está relacionada con la energía o fortaleza de los enlaces que se rompen (energía de disociación) y se forman (energía de formación de enlaces). Si en su conjunto se forman enlaces más fuertes que los que se rompen, la entalpía será favorable al avance de la reacción.

### PROBLEMA DE EJEMPLO:

*A partir de las energías medias de los enlaces C–C, C≡C, C–H y H–H, cuyos valores respectivos son: 347, 830, 415 y 436 kJ/mol, hallar el valor aproximado de la entalpía estándar de hidrogenación del acetileno a etano.*

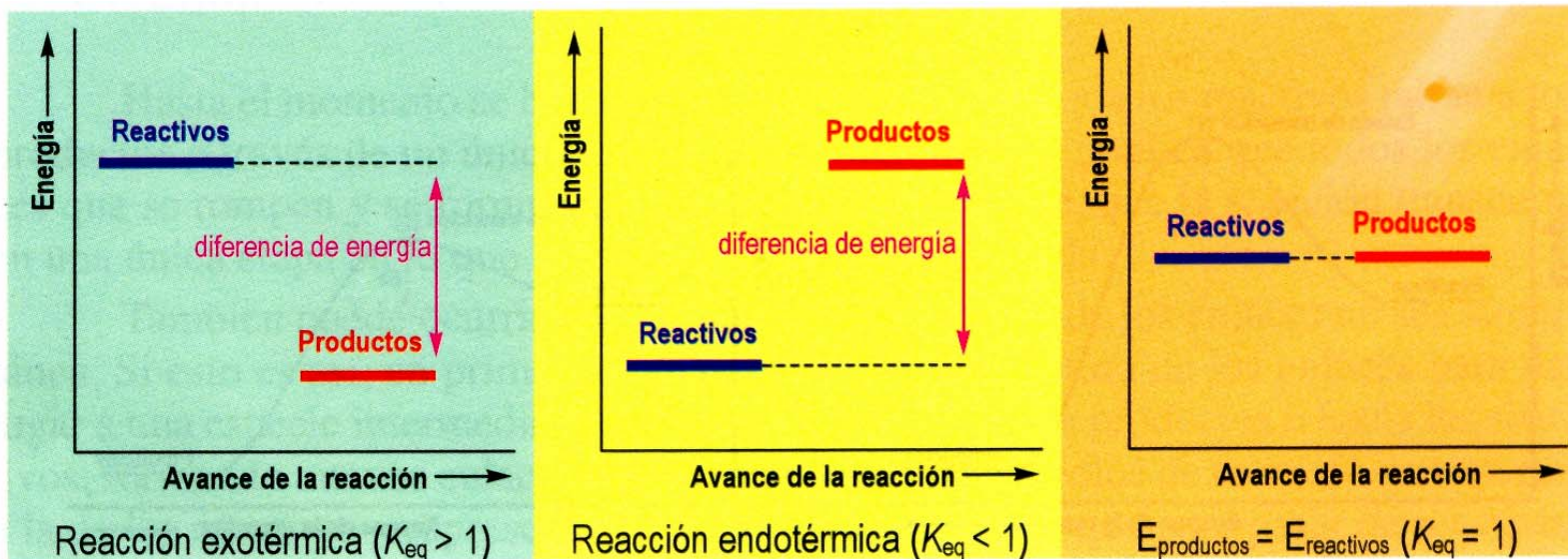
**Solución:** Como en la reacción de hidrogenación del acetileno a etano:



se rompe un enlace C≡C y dos H–H y se forma un nuevo enlace C–C y otros cuatro C–H, resulta:

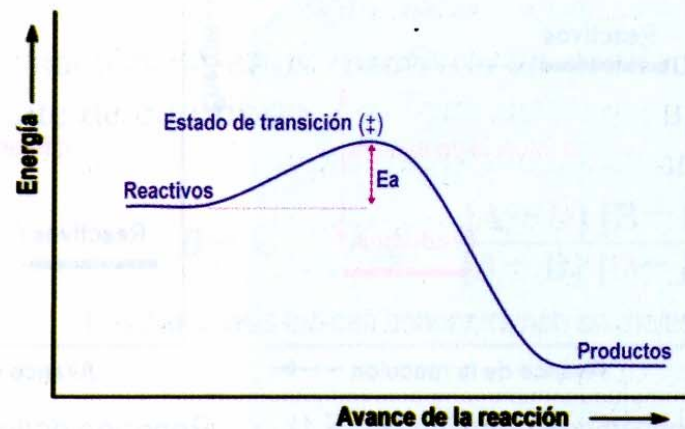
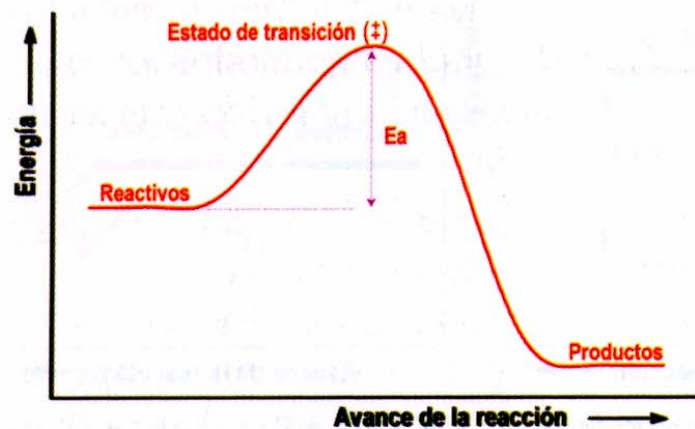
$$\Delta H^{\circ} = [830 + 2 \cdot 436 - (347 + 4 \cdot 415)] \text{ kJ} = \boxed{-305 \text{ kJ}}$$

La energía libre está relacionada con la entalpía y la entropía ( $\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \Delta S^{\circ}$ ). La entropía representa de alguna manera el grado de desorden del sistema, si el orden es menor en los productos, mayor desorden, la entropía aumenta ( $\Delta S^{\circ} > 0$ ) y el término contribuye favorablemente al avance de la reacción, puesto que  $-T\Delta S^{\circ}$  será negativo. En general el término entálpico predomina sobre el entrópico y por ello los químicos orgánicos tienden a obviar la entropía y considerar favorables las reacciones con entalpías negativas (reacciones exotérmicas) y desfavorables a las que poseen dicha magnitud positiva (reacciones endotérmicas). Se trata de una aproximación que da buenos resultados en la mayoría de los casos.





Además de los factores termodinámicos, en las reacciones intervienen condicionantes cinéticos. Para que se de realmente una reacción exotérmica, con una constante de equilibrio mayor que la unidad, deben de ocurrir varias cosas simultáneamente. En primer lugar los reactivos han de colisionar. Además, la aproximación en la colisión ha de ser en el sentido idóneo para que los enlaces que se tienen que romper y formar lo puedan hacer. Por último, los reactivos que intervienen han de poseer energía suficiente para que las colisiones que se dan en la orientación adecuada inicien la reacción química y alcancen un punto que llamamos estado de transición, situación intermedia de máxima energía entre reactivos y productos. Los enlaces que se van a romper estarán en este estado en un punto de media disociación y los que se van a formar estarán también a una distancia intermedia entre la de disociación y la de enlace. A partir del estado de transición, el sistema puede evolucionar hacia los reactivos o hacia los productos. La diferencia de energía entre los reactivos y el estado de transición se denomina energía de activación ( $E_a$ ). Cuanto más baja sea esta energía, más rápida será una reacción química, puesto que habrá mayor número de reactivos que poseerán, al menos, la energía necesaria para alcanzar el estado de transición.



En estos dos sistemas la energía de los reactivos y de los productos es la misma (igual  $K_{eq}$ ). Como  $E_a$  es mayor que  $E_a$ , la reacción de la derecha alcanzará el equilibrio más rápidamente que la de la izquierda.

La velocidad de reacción se puede incrementar de dos formas: a) aportando calor al sistema, de forma que un mayor número de moléculas puedan alcanzar el estado de transición: b) empleando catalizadores, que hacen que la reacción transcurra mediante otro mecanismo, pasando por estados de transición de menor energía.

Cuantitativamente la velocidad de reacción es proporcional a una constante de velocidad multiplicada por la concentración de cada reactivo elevado a un exponente, según se indica en el ejemplo de abajo. En este ejemplo (n) representa el orden de la reacción respecto al reactivo **A**, (m) representa el orden de la reacción respecto al reactivo **B**; y la suma (n+m) representa el orden total de la reacción. A su vez, la constante de velocidad está relacionada con la temperatura y la energía de activación por la ecuación de Arrhenius. En dicha ecuación **A** (factor preexponencial) representa el porcentaje de choques entre moléculas con la orientación adecuada y el factor exponencial ( $e^{-E_a/RT}$ ) el porcentaje de moléculas que poseen energía igual o superior a la de activación.

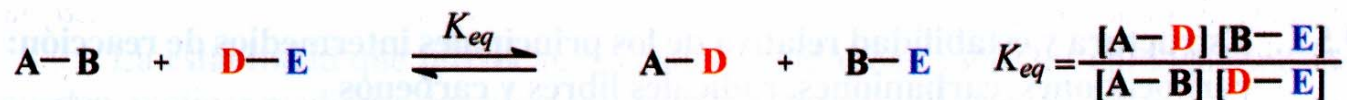


$$\text{Velocidad} = k [\text{A}]^n [\text{B}]^m$$

Ec. de Arrhenius:  $k = A e^{-E_a/RT}$

### 1(II).4.2 El principio de Le Chatelier

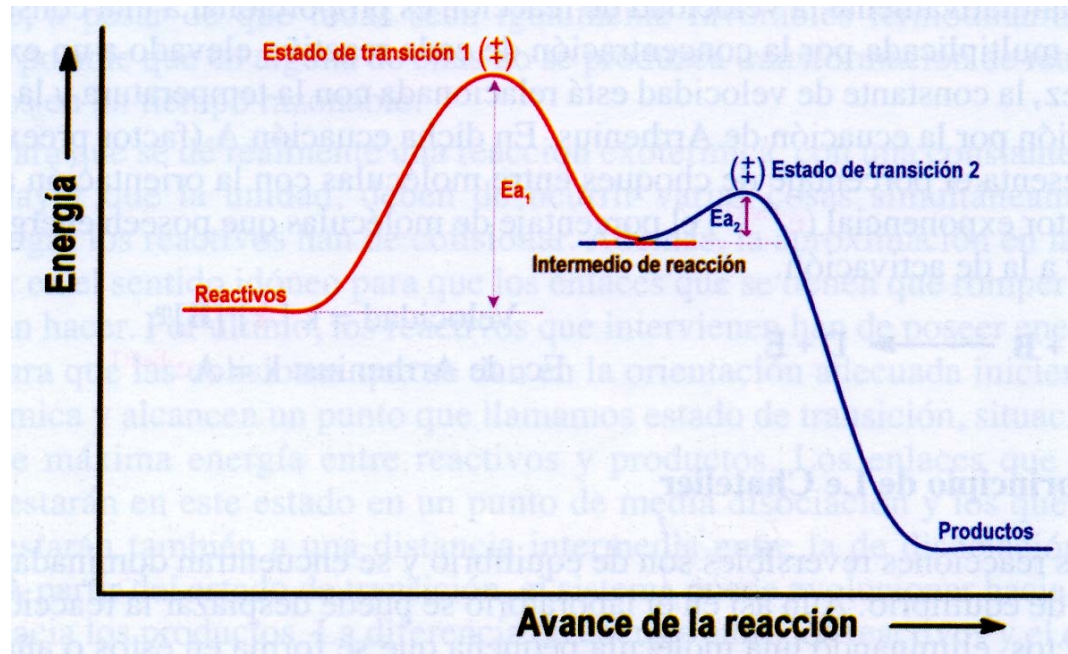
Las reacciones reversibles son de equilibrio y se encuentran dominadas por su constante de equilibrio. Aún así en el laboratorio se puede desplazar la reacción hacia los productos, eliminando alguno de estos productos (A-D ó B-E en el ejemplo de abajo) del medio de reacción, o añadiendo un exceso de uno de los reactivos. Este hecho conduce a que se produzca más producto para mantener  $K_{eq}$  constante.



## 1(II).5 INTERMEDIOS DE REACCIÓN

Hasta el momento se han mostrado gráficas en las que los reactivos pasan a los productos a través de un único estado de transición. Esto implica que todos los enlaces que se rompen y se forman lo hacen simultáneamente, que la reacción transcurre en una única etapa en lo que llamamos reacción concertada.

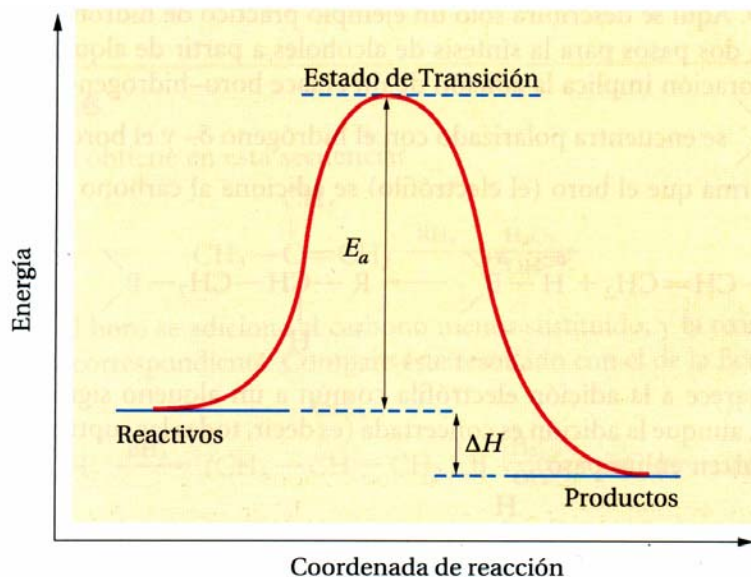
También puede ocurrir que la ruptura y formación de los enlaces no sea simultánea. Si esto es así, en primer lugar se produciría la ruptura de los enlaces para dar lugar a una especie intermedia, que evolucionaría hacia los productos o hacia los reactivos, formando nuevos enlaces. La energía de los intermedios de reacción es superior a la de los reactivos y representa un mínimo local, puesto que para pasar de reactivos a intermedios hay que superar un estado de transición ( $\ddagger$ ) caracterizado por una energía de activación ( $E_{a1}$ ). El avance de los intermedios a los productos requiere el paso por otro estado de transición que lleva asociada su correspondiente energía de activación ( $E_{a2}$ ). Los intermedios de reacción se pueden llegar a detectar y en algunos casos aislar. Este tipo de reacciones que transcurren a través de intermedios se denominan no concertadas.



### PROBLEMA DE EJEMPLO:

Dibuje un diagrama de energía de reacción para una reacción en una sola etapa (concertada) que sea muy lenta y ligeramente exotérmica.

**SOLUCIÓN:** Una reacción muy lenta tiene una  $E_a$  grande, y una reacción ligeramente exotérmica tiene un valor de  $\Delta H$  pequeño, negativo. Por tanto, el diagrama quedaría como se muestra a continuación



**PROBLEMA 1(II) 4.** Dibuje un diagrama de energía de reacción para una reacción concertada que sea muy rápida y muy exotérmica.

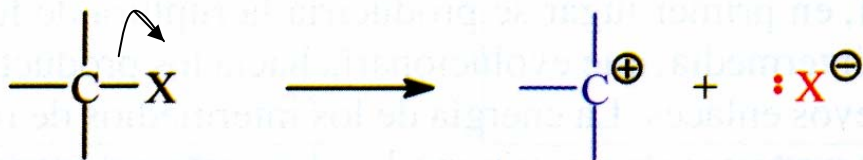
**PROBLEMA 1(II) 5.** Dibuje un diagrama de energía de reacción para una reacción endotérmica en dos etapas, con la primera etapa lenta y la segunda rápida.



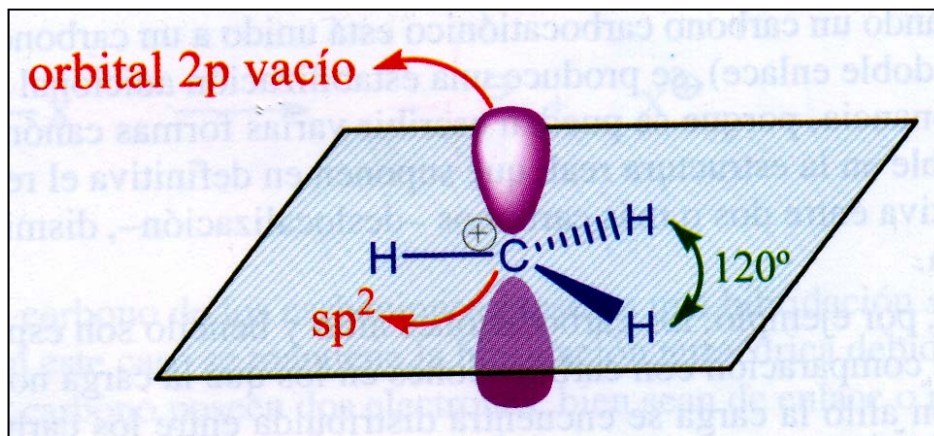
Los intermedios de reacción más comunes en química orgánica son tres especies con carbonos trivalentes (tres enlaces): **carbocationes** (carbonos cargados positivamente), **carbaniones** (carbonos cargados negativamente) y **radicales libres** (especies neutras).

### 1(II).5.1 Estructura y estabilidad relativa de los carbocationes

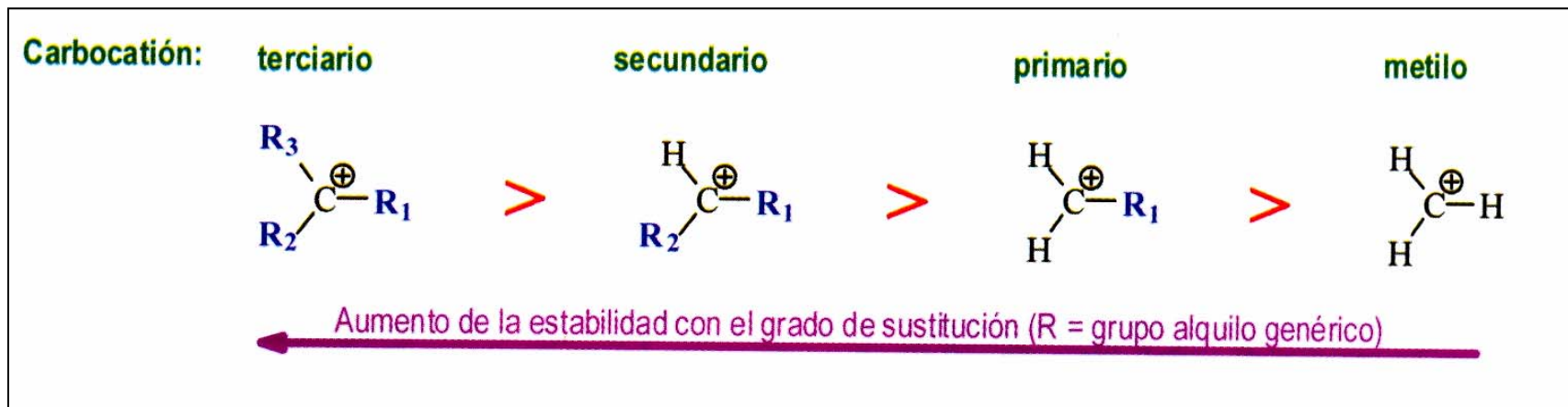
La formación de un carbocatión se produce a partir de una ruptura heterolítica de un enlace en el que participa el carbono, donde el grupo unido al carbono mediante el enlace que se rompe se queda con el par de electrones del enlace, dando lugar a compuestos iónicos



El carbono que soporta la carga positiva o carbocatión tiene una hibridación  $sp^2$  con un orbital 2p vacío perpendicular al plano que definen los orbitales híbridos sobre el carbocatión. El carbono  $sp^3$  cambia su hibridación a  $sp^2$  al transformarse en carbocatión debido a que en la geometría trigonal plana los tres pares de electrones situados sobre los híbridos se sitúan en orbitales que forman ángulos de  $120^\circ$ , mucho mayores que los correspondientes a los híbridos  $sp^3$  ( $109,5^\circ$ ), con lo que las repulsiones de las nubes de electrones serán mínimas.

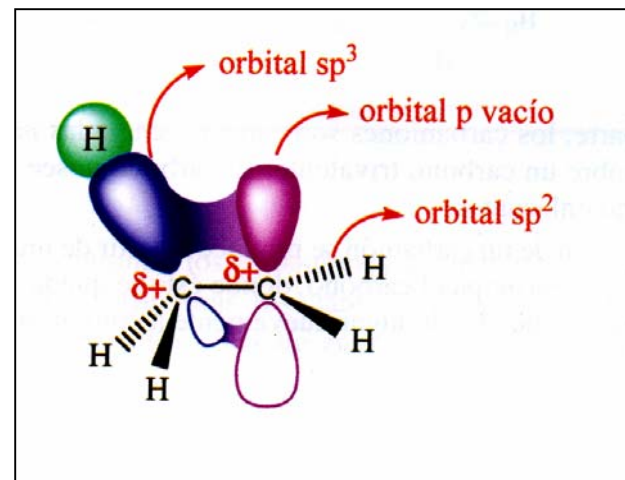


En función de la naturaleza de los tres sustituyentes de un carbono carbocatiónico, éstos pueden ser más o menos estables. Experimentalmente se sabe que la estabilidad aumenta con el grado de sustitución, siendo más inestable un carbocatión metilo y más estable el carbocation que posee tres grupos alquilo como sustituyentes, por ejemplo el trimetilmetilo.



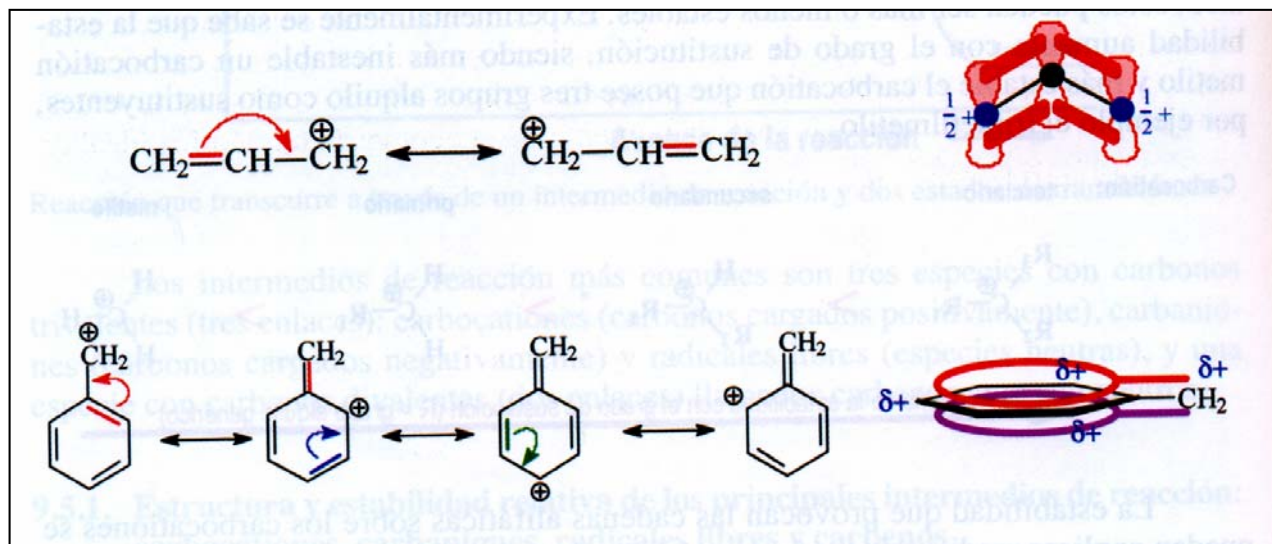
La estabilidad que provocan las cadenas alifáticas sobre los carbocationes se pueden explicar mediante dos efectos, el inductivo y el hiperconjugativo. Las cadenas alifáticas ejercen un efecto inductivo de donación de carga (+ I), por lo que ceden carga al carbono carbocatiónico, disminuyendo el déficit electrónico sobre este carbono, estabilizando al sistema.

Además, los carbocationes se estabilizan por la interacción del orbital p vacío del carbono carbocatiónico con un orbital  $sp^3$  de un carbono vecino. Esto se conoce como efecto hiperconjugativo. Cuantas más interacciones de este tipo se puedan establecer, mayor estabilidad por hiperconjugación.

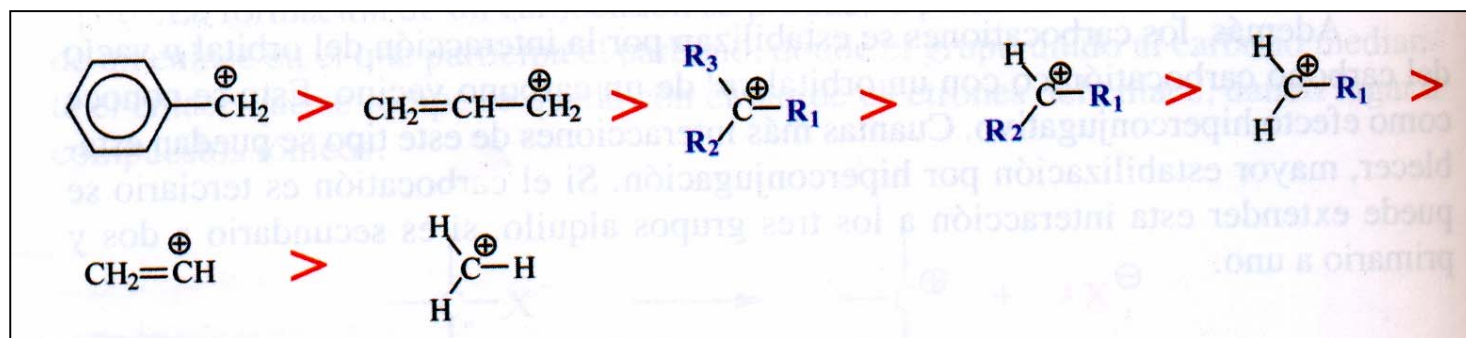


Cuando un carbono carbocatiónico está unido a un carbono  $sp^2$  (carbono vecino con un doble enlace), se produce una estabilización adicional por efecto conjugativo o resonancia, porque se pueden escribir varias formas canónicas que poseen un peso variable en la estructura real, que suponen en definitiva el reparto efectivo de la carga positiva entre dos o más carbonos –deslocalización–, disminuyendo la energía del sistema.

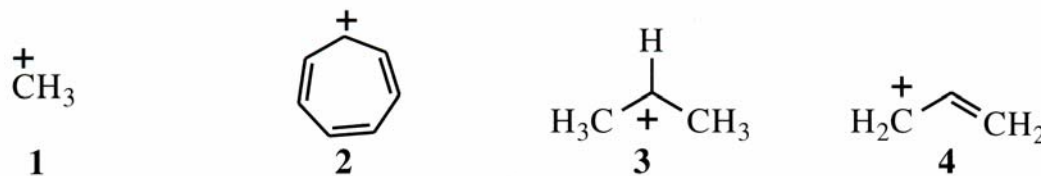
Así por ejemplo, los carbocationes alilo y bencilo son especies relativamente estables en comparación con carbocationes en los que la carga no está delocalizada. En el catión alilo la carga se encuentra distribuida entre los carbonos 1 y 3, y en el catión bencilo entre el carbono metilénico y los carbonos 2,4 y 6 del anillo.



Atendiendo a las posibilidades de estabilización por efectos inductivos, hiperconjugativos y resonantes, el orden de estabilidad en los carbocationes será:



**PROBLEMA 1(II).6.** Enumera los siguientes carbocationes en orden decreciente de estabilidad :



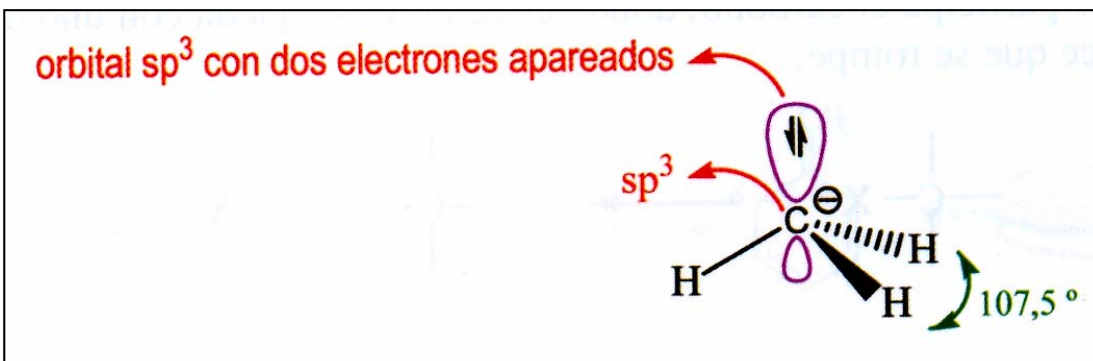
### 1(II).5.2 Estructura y estabilidad relativa de los carbaniones

La formación de un carbanión se produce a partir de una ruptura heterolítica de un enlace en el que participa el carbono, donde éste se queda con el par de electrones del enlace que se rompe, dando lugar nuevamente a compuestos iónicos.



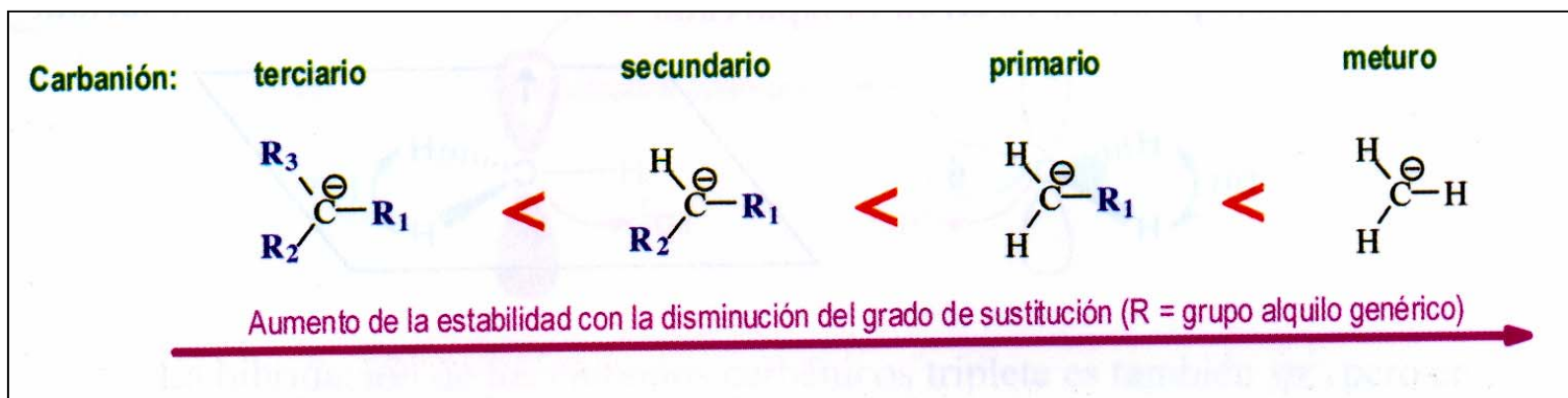
El átomo de carbono de los carbaniones presenta una hibridación  $sp^3$  y es por tanto tetraédrico. En este caso se mantiene la hibridación tetraédrica debido a que los cuatro orbitales del carbono poseen dos electrones, bien sea de enlace o no enlazantes, por lo que la repulsión entre sus nubes se minimiza en una geometría tetraédrica.

Además, como los electrones no enlazantes se encuentran retenidos por un único núcleo, el tamaño del orbital será mayor. Este hecho explica que los ángulos experimentales de enlace entre H-C-H sean de  $107,5^\circ$  y no  $109,5^\circ$ .

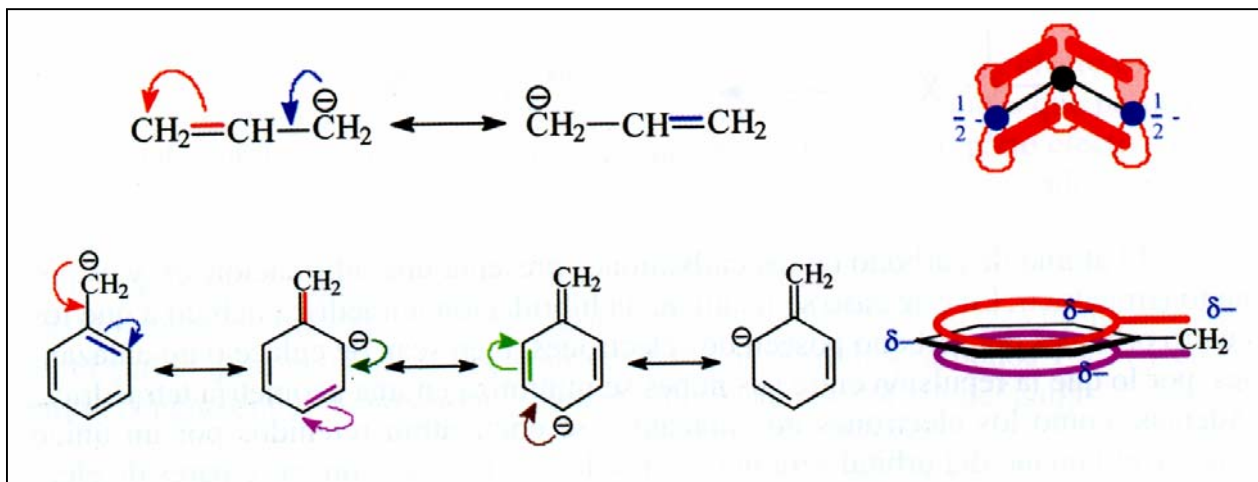




La estabilidad de los carbaniones se puede explicar por los mismos efectos que la de los carbocationes, por hiperconjugación y por efectos inductivos. Al igual que en los carbocationes, los sustituyentes alquílicos poseen un efecto electrón-donador, que en este caso aumentan la densidad electrónica sobre el carbono carbaniónico, desestabilizándolo. Por tanto, cuantos más grupos alquilo posea como sustituyente un carbanión, más inestable será, por lo que el orden de estabilidad es el opuesto al de los carbocationes.



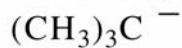
Igual que los carbocationes, los carbaniones se pueden estabilizar por efectos conjugativos. Cuantas más estructuras resonantes coherentes se puedan plantear, como es el caso de los aniones alilo y bencilo, más estable será el carbanión.



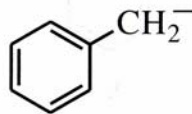
**PROBLEMA 1(II).7.** Enumera los siguientes carbaniones en orden decreciente de estabilidad :



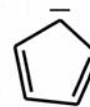
5



6



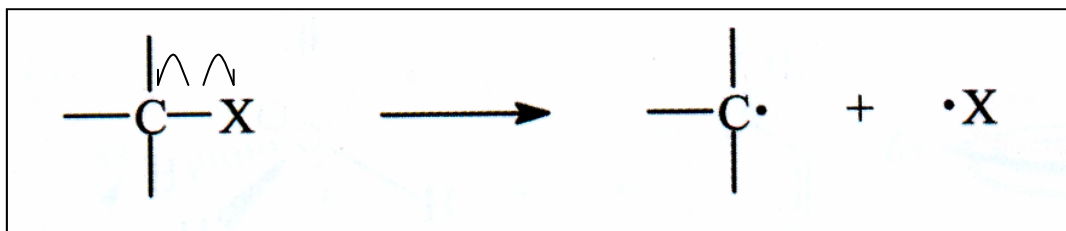
7



8

### 1(II).5.2 Estructura y estabilidad relativa de los radicales

La formación de un radical se produce a partir de una ruptura homolítica de un enlace en el que participa el carbono, donde el carbono se queda con uno de los electrones del enlace que se rompe



La geometría de los radicales orgánicos es igual a la de los carbocationes, trigonal plana. La diferencia está en que el orbital 2p sin hibridar del carbono radicalico  $sp^2$  se encuentra semiocupado por un electrón. La geometría es trigonal plana porque la repulsión máxima entre orbitales se da cuando se encuentran ocupados por dos electrones, por lo que los ángulos entre estos orbitales serán máximos.



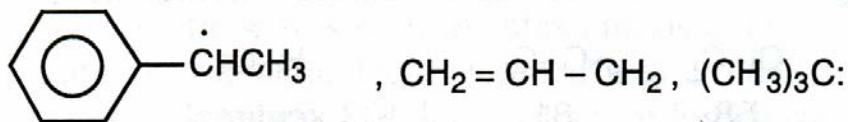


**PROBLEMA 1(II).8.** Enumera los siguientes radicales en orden decreciente de estabilidad :



**PROBLEMA 1(II).9.** Escribir las estructuras de las especies que resultan cuando se rompe homolíticamente y heterolíticamente el enlace C,C del etano.

**PROBLEMA 1(II).10.** Decidir qué tipo de intermedio de reacción son las siguientes especies químicas:



## 1(II).6 REACCIONES COMPETITIVAS

Se han estudiado las reacciones pensando que si se producen dan lugar inequívocamente a un producto o juego de éstos. Además, existe la posibilidad de que alguna reacción química dé lugar a más de un producto o conjunto de ellos, en lo que denominamos reacciones competitivas. Cuando este hecho ocurre, un químico ha de ser capaz de controlar las condiciones de reacción de forma que ésta se conduzca por la vía que dé lugar a la obtención mayoritaria de los productos de interés. Si pensamos en dos juegos de productos, se obtendrán por dos mecanismos diferentes que se caracterizarán por poseer distinta energía de activación y diferente energía de los productos, uno de los juegos se obtendrá más rápido que otro, y también uno de ellos ha de ser termodinámicamente más estable.

### 1(II).6.1 Control cinético y control termodinámico

Cuando una pareja de reactivos A y B reaccionan por dos mecanismos para dar lugar a dos juegos de productos **D + E** y **F + G**, se pueden dar dos situaciones diferentes. En la figura se muestra el



diagrama de reacción de cada una de ellas, en la que se plantean dos mecanismos que transcurren a través de estados de transición con dos energías de activación bien diferenciadas, donde  $E_a$  es menor que  $E_a$ , por lo que los productos  $F + G$  se obtendrán mucho más rápido que los  $D + E$ . A su vez, la energía de  $D + E$  es menor que la de  $F + G$  por lo que los primeros serán los favorecidos desde el punto de vista termodinámico. Es decir, si se mantiene la reacción poco tiempo y a temperatura baja, de forma que la mayoría de las moléculas posean energía para alcanzar en sus choques el estado de transición  $E_a$  pero no el  $E_a$ , se obtendrá mayoritariamente  $F + G$ , que denominamos producto de control cinético. Si por el contrario se sube la temperatura de forma que la mayoría de las moléculas posean la energía suficiente para alcanzar el estado de transición  $E_a$  y se deja tiempo para que el sistema alcance el equilibrio termodinámico, los productos mayoritarios que se obtendrán son los que llamamos de control termodinámico  $D + E$ .

