

Universidad Autónoma de Madrid
Facultad de Ciencias

Trabajo de Fin de Grado

**Estudio de la estructura y acidez
de algunos ácidos en fase gas**

Sara del Río Plaza

Director: Al Mokhtar Lamsabhi ¹

¹ Departamento de Química

Índice general

1. Introducción	7
2. Detalles computacionales	9
3. Resultados y discusión	13
3.1. Estabilidad de estructuras	13
3.2. Acidez en fase gas de moléculas	17
3.2.1. Hidratación específica	20
4. Conclusión	23

Abstract

bla bla bla ingles

En este ensayo se trata la estabilidad de ácidos en fase gas, y la variación de esta al sustituir átomos de hidrógenos por halógenos como el flúor y el cloro. El principal tema abordado es el estudio de la acidez intrínseca de una serie de oxácidos y ácidos orgánicos, siendo este apartado de gran interés, ya que la ausencia de interacciones con un disolvente resulta a una acidez muy diferente. Los temas de estudio son las diferencias de acideces de dichos ácidos, los cambios que se producen en las acideces intrínsecas con la sustitución de hidrógenos por halógenos y la variación de dicha acidez cuando hidratamos de forma específica el ácido. El aumento de acidez observado al tener átomos más electronegativos en la molécula se ha observado mediante el uso de distintos métodos teóricos. Se han llevado a cabo cálculos DFT con el fin de calcular valores teóricos de la acidez de las moléculas a estudiar, También se ha utilizado el método NBO de análisis de poblaciones para describir los cambios en las configuraciones electrónicas de las moléculas y que son responsables del cambio de la acidez de éstas. Se han empleado cálculos G4 para hacer un análisis más preciso de algunos resultados dudosos con el fin de relacionar los resultados expuestos en el presente trabajo, es importante destacar que dichos resultados expuestos en este trabajo están de acuerdo con los datos experimentales previamente dados.

Key words: bla bla bla

Capítulo 1

Introducción

Para abordar el tema de la estabilidad y la acidez de los ácidos hay que tener en cuenta la definición ácido-base de Brönsted y de Lewis.

Según Brönsted los ácidos son sustancias que actúan como dadoras de protones y las bases son especies que actúan comoceptoras. En esta definición, el término protón se refiere al ion de hidrógeno H^+ , por lo que un ácido es una especie que contiene al menos un átomo de hidrógeno ácido que puede transferirse como núcleo, un protón, a una especie que actúa como base. La teoría de Brönsted se centra en la transferencia de un protón de una especie a otra. Sin embargo los conceptos de ácidos y bases tienen un significado mucho más amplio que la transferencia de protones. Pueden clasificarse más sustancias como ácidos o bases si se consideran las definiciones desarrolladas por G. N. Lewis, el cual dice que un ácido de Lewis es un aceptor de un par de electrones y una base de Lewis es un donante de un par de electrones. Cuando una base de Lewis dona un par de electrones a un ácido de Lewis, ambos forman un enlace covalente coordinado. Un protón (H^+) es un aceptor de un par de electrones y, por tanto, un ácido de Lewis, ya que puede aceptar un par solitario de electrones de una base de Lewis. es decir, un ácido de Brönsted es donante de un ácido de Lewis particular, un protón. [1]

En dichas definiciones, ya que no se hace mención a ningún disolvente, se aplica a disolventes no acuosos e incluso a reacciones en fase gaseosa. El comportamiento ácido-base de una sustancia puede variar en gran medida con el disolvente. Por ejemplo, los ácidos fuertes en agua no existen como tal, sólo en su forma disociada y son más fuertes que el catión oxonio, puesto que la donación de protones ocurre desde el ácido al agua, la fortaleza de un ácido fuerte en agua se nivela a la fuerza del ion oxonio y la de cualquier base fuerte a la fuerza del OH^- . Los ácidos y bases que se encuentren dentro del rango de estabilidad ácido-base en agua son débiles. [2]

La acidez de una sustancia en fase gaseosa está relacionada con la energía necesaria para romper heterolíticamente el enlace H-A, esta energía se puede obtener como la suma de la energía necesaria para romper el enlace H-A homolíticamente más la energía necesaria para ionizar H y A (que es la suma del potencial de ionización del hidrógeno y la afinidad electrónica de A). Estos dos procesos son endotérmicos, por lo que la disociación de un ácido no es favorable termodinámicamente en fase gas. En contraste, en disolución acuosa, los iones se hidratan fuertemente, sobretudo el protón por su pequeño tamaño, la energía en dicho proceso es la que explica la disociación de los ácidos en agua.

estado del problema y que queremos resolver y como. preguntas planteadas.....

Es interesante el estudio de componentes termodinámicas de ácidos orgánicos y oxácidos como el H_2SO_4 , HPO_3 , HNO_3 ..., etc., la sustitución de sus hidrógenos por halógenos en fase gaseosa [4] y el estudio de una hidratación específica viendo el aumento o disminución de su acidez, para así realizar dicho estudio de forma rigurosa realizando los cálculos anteriormente citados.

Capítulo 2

Detalles computacionales

La química computacional es una herramienta útil para estudiar los ácidos en fase gas. Es una técnica que hace uso de los fundamentos cuánticos para calcular las estructuras y las propiedades de moléculas en distintos estados. Sus resultados pueden predecir propiedades físico-químicas y es el complemento ideal que se ha revelado imprescindible para acompañar al experimento. Los estudios computacionales pueden llevarse a cabo con el fin de facilitar el trabajo en el laboratorio, ser usados para predecir moléculas hasta la fecha totalmente desconocidas o explotar mecanismos de reacción que no han sido fáciles de estudiar experimentalmente. Así, la química computacional puede ayudar a la experimental a predecir objetos químicos totalmente nuevos y explicar fenómenos experimentales, la idea de las herramientas de simulación es tratar de ir hacia donde las demás técnicas no logran llegar o les cuesta mucho. **Para ello se hace uso de equipos muy rápidos llamados clusters, son una serie de procesadores que están interconectados entre sí permitiendo hacer cálculos en paralelo, es decir, hacer un cálculo en muchos procesadores simultáneamente. NO SE SI PONER ESTO**

La energía total está determinada por una solución aproximada de la ecuación de Schrödinger dependiente del tiempo, haciendo uso de la aproximación de Born-Oppenheimer se simplifica dicha ecuación. Esto conduce a la evaluación de la energía total como una suma de energía electrónica en las posiciones fijas del núcleo más la energía de repulsión del mismo. Algunos métodos para determinar la energía total y predecir la estructura molecular de un sistema son, entre otros muchos: HF (Hartree Fock), MPx (Moller-Plesset), DFT (teoría del funcional de densidad), etc. [3]

Los métodos ab initio como Hartree-Fock ayudan a resolver la ecuación de Schrödinger asociada al Hamiltoniano molecular, esta resolución es aproximada, conociendo siempre el margen de error de antemano. Estos métodos no incluyen ningún parámetro empírico en sus ecuaciones, éstas vienen directamente de principios teóricos sin incluir datos experimentales, tampoco incluye la correlación electrónica por lo que el error de dichos

métodos es considerable.

La teoría del funcional de densidad es utilizada para determinar la estructura electrónica molecular, expresan la energía total en términos de densidad total en lugar de la función de onda, en estos cálculos hay un hamiltoniano aproximado y una expresión aproximada para la densidad electrónica total. La calidad de los resultados obtenidos, y su eficiencia computacional hacen que los métodos DFT se utilicen con frecuencia, la precisión de éstos se debe a que se incluye la correlación electrónica, aunque de forma aproximada ya que el funcional no es exacto, se ha probado su eficiencia en muchos sistemas orgánicos e inorgánicos.

Por otro lado los métodos compuestos G1, G2, G3 y G4 proporcionan una mayor precisión en los resultados, puesto que están basados en la teoría del funcional de densidad, combinando también métodos como Hartree-Fock, Moller-Plesset.

Todos estos métodos también son preparados para la imaginación de nuevos compuestos. Nuestro estudio se basa en la estabilidad de isómeros y conformeros en fase gaseosa

Para el diseño de la estructura de todos los ácidos a estudiar se ha utilizado el programa Gaussian09, cuyo software resuelve la ecuación de Schrödinger basándose en la teoría de orbitales moleculares para obtener una serie de propiedades atómicas y moleculares.

Los cálculos DFT expuestos en este trabajo se han llevado acabo también con el programa Gaussian09, se ha utilizado el funcional B3LYP que es un método híbrido que contiene elementos DFT y la teoría Hartree-Fock, HF se utiliza para expresar la energía de intercambio en la aproximación del potencial de correlación de intercambio en la ecuación de kohn-Sham. Se realizaron optimizaciones de estructura completa utilizando la base 6-311G**, con la opción .opt+freq como tipo de trabajo, donde ningún compuesto tiene frecuencias imaginarias en la geometría optimizada final. Los datos de energía total Hartree-Fock se calcularon utilizando la base 6-311+G(2df,2p) por su mayor precisión.

Las componentes termodinámicas se calcularon utilizando métodos estándar [5], teniendo en cuenta las energías del punto cero (ZPE) y las correcciones del punto cero y térmicas de la entalpía (TCE) y la energía libre de Gibbs (GFE). Al usar la base mencionada antes (6-311G**), estos números llevan una corrección, las energías escaladas serían las siguientes:

$$H(0K) = E_{HF} + 0,9887 * ZPE$$

$$H(298K) = E_{HF} + TCE + ZPE - 0,9887 * ZPE$$

$$G = E_{HF} + GFE$$

Se consideró la conformación de energía más baja de cada compuesto en el estudio de estabilidad y se han diseñado nuevas estructuras para hacer un análisis más extenso de la acidez en fase gas.

Se realizó un análisis de poblaciones NBO, éste se basa en un método para transformar de manera óptima una función de onda en forma localizada, correspondiente a los elementos de un centro (pares solitarios-LP), y de dos centros (enlaces-BD) tal como se observarían en la estructura de Lewis de una molécula. En dicho análisis, el conjunto de bases orbitales atómicas a la entrada se transforma a través de orbitales atómicos naturales (NAOs) y orbitales híbridos (NHOs) en orbitales de enlace natural (NBOs). Los NBO obtenidos corresponden a la imagen normalmente utilizadda de Lewis donde los enlaces de dos centros y electrones no enlazantes estan localizados [6].

En este estudio teórico se utilizó el método desarrollado por Bader, AIM [7] con el fin de tener evidencias teóricas de las interacciones por formaciones de puentes de hidrógeno, basándose en la densidad electrónica, los puntos críticos de densidad electrónica fueron localizados con el programa Gaussian.

Se uso el método compuesto G4 para una mayor precisión de resultados, previamente dudosos, con el fin de compararlos con los experimentales.

Capítulo 3

Resultados y discusión

3.1. Estabilidad de estructuras

Se estudian los posibles isómeros conformacionales de los ácidos sulfúrico, carbónico y fosfórico (ANEXO) con el fin de hallar la estructura más estable en fase gas.

Isómeros H_2SO_4	ΔE	Isómeros H_2CO_3	ΔE	Isómeros H_3PO_4	ΔE
H_2SO_4	4,1908	H_2CO_3	0,0000	H_3PO_4	0,9832
H_2SO_41	2,5058	H_2CO_31	1,3775	H_3PO_41	0,4458
H_2SO_42	0,0000	—	—	H_3PO_42	0,0000
—	—	—	—	H_3PO_43	0,6187

Tabla 3.1: Diferencias de la energía libre de Gibbs en Kcal/mol de cada isómero conformacional de los ácidos a estudiar

A la vista de los resultados de energías expuestos en la Tabla 3.1, el isómero más estable del ácido sulfúrico es el llamado H_2SO_42 , debido a que dicha disposición espacial minimiza las repulsiones de los pares de electrones originando una baja energía y a su vez una mayor estabilidad, ésta también se debe a la posible formación de puentes de hidrógeno intramoleculares, ya que los hidrógenos 3 y 7 de dicho conformero están dirigidos hacia los átomos de oxígeno 5 y 4 respectivamente, con dos pares de electrones libres en orbitales p, la distancia de los H a los O es menor que la suma de sus radios de Van Der Waals (Tabla 3.2), los H presentan una carga positiva y los oxígenos una negativa como se muestra en la figura 3.1.

3.1. ESTABILIDAD DE ESTRUCTURAS

Radio de Van Der Waals en Å	
O	1,5
H	1,2

Tabla 3.2: Valor de los radios de Van Der Waals en Å

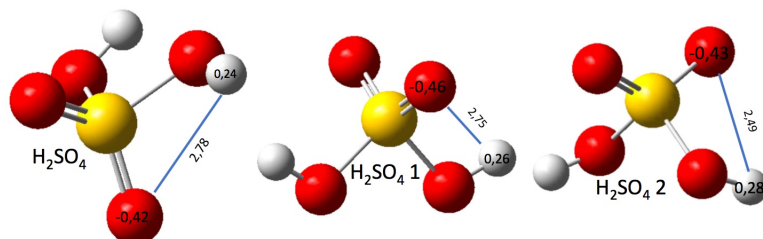


Figura 3.1: Parámetros para un enlace de hidrógeno, distancias en Å

El isómero del ácido carbónico más estable es el H_2CO_3 , pero hay que tener en cuenta que la diferencia de energía es mínima, los dos isómeros presentan una estructura trigonal plana, y un enlace muy fuerte CO, pero dicho conformero posee una de las otras dos distancias CO menor que en el H_2CO_3 1, Tabla 3.3, por tanto sus enlaces son más fuertes y la molécula presenta menor energía total y mayor estabilidad, tabla 3.1.

Ácido	$d(C - OH_{(1)})$	$d(C - OH_{(2)})$
H_2CO_3	1,34	1,34
H_2CO_3 1	1,36	1,34

Tabla 3.3: Distancias C-OH del ácido carbónico

En cuanto a los isómeros del ácido fosfórico, no se puede decir que el H_3PO_4 2 sea el más estable ya que las diferencias de energía son demasiado pequeñas, y entra dentro del error que puede tener el software utilizado. Ver tabla 3.1

Se estudia también la estabilidad de los conformeros de los ácidos anteriores sustituyendo uno o varios átomos de hidrógeno por halógenos. Tablas de la 3.4 a la 3.7.

En primer lugar se estudian los conformeros del ácido sulfúrico sustituido, donde el $HClSO_4$ 1 tiene dos enlace S-O muy fuerte ($d(S-O)=1,43\text{Å}$) y la disposición del cloro es tal que no hay impedimento estérico ya que está en trans con el hidrógeno. (Ver Fig:3.2). El SO_4HF es la molécula más estable en la sustitución de un hidrógeno por un átomo de flúor, ya que es la única con dos enlaces S-O muy fuertes ($d(S-O)=1,43\text{ Å}$), esto es

porque el flúor esta a una distancia muy grande ($d(S-F)=2,52\text{\AA}$) y permite la fortaleza de los demás enlaces.

Sustitución por F	ΔE	Sustitución por Cl	ΔE
$HFSO_4$	10,818	$HClSO_4$	0,0555
$HFSO_41$	10,777	$HClSO_41$	0,0000
$HFSO_42$	10,780	$HClSO_42$	65,028
$HFSO_43$	10,826	$HClSO_43$	64,227
$HFSO_44$	42,675	$HClSO_44$	24,428
$HFSO_45$	10,826	$HClSO_45$	0,0427
HSO_4F	101,31	HSO_4Cl	109,95
SO_4HF	0,0000	SO_4HCl	4,8299

Tabla 3.4: Diferencias de la energía libre de Gibbs en Kcal/mol de cada isómero conformacional del ácido sulfurico sustituyendo un H por un halógeno

Los conformeros más estables del ácido carbónico sustituido con halógenos presentan distancias menores de enlaces C-O, es decir, enlaces más fuertes, por lo que poseen una energía total menor.

Sustitución por F	ΔE	Sustitución por Cl	ΔE
$HFCO_31$	3,9632	$HClCO_3$	48,952
$HFCO_3$	3,8449	$HClCO_31$	49,890
HCO_3F	92,693	HCO_3Cl	91,991
CO_3HF	1,8115	CO_3HCl	0,0000
CO_3HF1	0,0000	CO_3HCl1	0,3151

Tabla 3.5: Diferencias de la energía libre de Gibbs en Kcal/mol de cada isómero conformacional del ácido carbónico sustituyendo un H por un halógeno

AQUI NO SE SI PONER TABLA CON LAS DISTANCIAS C-O DE CADA MOLECULA, PORQUE YA SON MUCHAS TABLAS, PUEDO HACERLA Y PONERLA EN EL ANEXO Y REFERENCIARLA: "....energía total menor", ver tabla: anexo X.

Análogamente a lo dicho en los casos de los ácidos anteriores se concluye que los compuestos más estables al sustituir un hidrógeno por un halógeno en el caso del ácido fosfórico son el H_2FPO_4 y el H_2ClPO_4 . y al sustituir un hidrógeno más por otro halógeno las moléculas de mayor estabilidad son el HF_2PO_4 y el PO_4HCl_2

3.1. ESTABILIDAD DE ESTRUCTURAS

Sustitución por F	ΔE	Sustitución por Cl	ΔE
H_2FPO_4	1,2641	H_2ClPO_4	0,8643
H_2FPO_41	1,2640	H_2ClPO_41	0,8675
H_2FPO_42	0,0014	H_2ClPO_42	0,0000
H_2FPO_44	8,6205	H_2ClPO_43	40,005
H_2FPO_43	8,6218	H_2ClPO_44	40,001
H_2FPO_45	56,668	H_2ClPO_45	29,134
H_2FPO_46	8,4010	H_2ClPO_46	40,725
H_2FPO_47	8,6178	H_2ClPO_47	43,487
H_2FPO_48	0,0000	H_2ClPO_48	29,959
H_2FPO_49	57,869	H_2ClPO_49	90,161
H_2PO_4F	22,242	H_2PO_4Cl	1,2929
PO_4H_2F	23,164	PO_4H_2Cl	0,5166

Tabla 3.6: Diferencias de la energía libre de Gibbs en Kcal/mol de cada isómero conformacional del ácido fosfórico sustituyendo un hidrógeno por un halógeno.

Sustitución por 2 átomos F	ΔE	Sustitución por dos átomos Cl	ΔE
HF_2PO_4	0,000	HCl_2PO_4	98,649
HF_2PO_41	18,038	HCl_2PO_41	38,457
HF_2PO_42	#¡VALOR!	HCl_2PO_42	39,297
HF_2PO_43	#¡VALOR!	HCl_2PO_43	39,330
HF_2PO_44	#¡VALOR!	HCl_2PO_44	38,462
PO_4HF_2	60,559	PO_4HCl_2	0,000
PO_4HF_21	60,559	PO_4HCl_21	2,077
FPO_4HF	15,887	$ClPO_4HCl$	19,523
FPO_4HF1	36,514	$ClPO_4HCl1$	0,101
FPO_4HF2	39,126	$ClPO_4HCl2$	38,645

Tabla 3.7: Diferencias de la energía libre de Gibbs en Kcal/mol de cada isómero conformacional del ácido fosfórico sustituyendo dos hidrógenos por dos halógenos.

También se ha realizado el estudio de estabilidad de dichos ácidos frente a la sustitución de hidrógenos por diferentes halógenos. Ver figura 3.2.

En la tabla 3.8 se observa la diferencia de energía, entre los ácidos sustituidos por flúor o cloro y los no sustituidos.

Ácido	ΔE	Ácido	ΔE	Ácido	ΔE
H_2SO_4	0	H_2CO_3	0	H_3PO_4	0
$HFSO_4$	6,22E+04	$HFCO_3$	6,22E+04	H_2ClPO_4	2,88E+05
$HClSO_4$	2,88E+05	$HClCO_3$	2,88E+05	HCl_2PO_4	5,77E+05

Tabla 3.8: Diferencias de energía en Kcal/mol

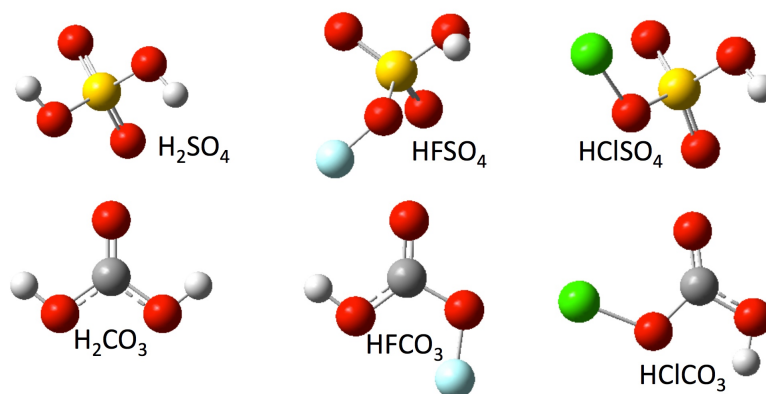


Figura 3.2: Sustitución de hidrógenos por diferentes halógenos

La estabilidad de la molécula aumenta con la sustitución del halógeno, esto se debe a su efecto inductivo (electronegatividad), por otro lado, aunque el flúor sea más electronegativo que el cloro (3,98 y 3,16 respectivamente), la estabilidad aumenta al sustituir un hidrógeno por este último halógeno por su mayor tamaño, ya que cuanto más espacio se tenga, más “cómodo” estará el electrón y más estable será la molécula. También se observa como la estabilidad aumenta al aumentar el número de sustituciones de hidrógeno por el halógeno, ver columnas 5 y 6 de la tabla 3.8, por el efecto inductivo del halógeno mencionado antes.

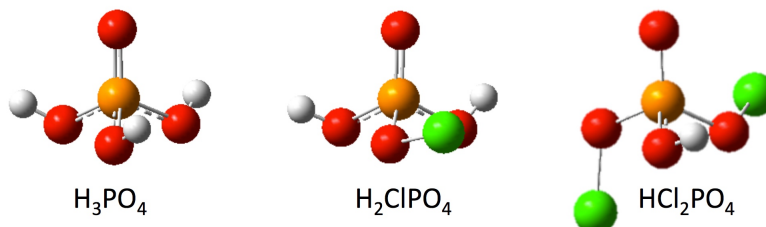


Figura 3.3: Sustitución de hidrógenos por más de un halógeno

3.2. Acidez en fase gas de moléculas

Con el fin de estudiar el impacto de estas sustituciones en la acidez en fase gas de los ácidos, se han diseñado más estructuras sustituyendo hidrógenos por fluor. Para calcular la acidez en fase gas se han hecho los mismos cálculos computacionales con sus aniones. También se ha sustituido el grupo ácido por otro para así ver el cambio de acidez en fase gas.

3.2. ACIDEZ EN FASE GAS DE MOLÉCULAS

ACIDEZ			
Ácido	ΔG	ΔG_{exp}	$\Delta G_{H.especf}$
CF_3COOH	314,04	316,3	309,0282809
CF_3COSH	311,58	312,5	303,3527667
CF_3SO_3H	292,87	299,5	292,2881339
$FHSO_3$	293,57	299,8	293,0524411
H_2CF_2COOH	328,14	—	320,5998791
H_2CF_2COSH	323,99	—	314,4709262
$H_2CF_2SO_3H$	303,60	—	302,9127567
H_2CO_3	327,95	—	319,6992767
$H_2S_2O_6$	281,75	—	283,4104362
H_2SO_4	302,60	302,2	301,2892628
H_3CCOOH	338,57	—	328,9212264
H_3CCOSH	330,46	—	319,4866136
H_3CSO_3H	312,65	315,0	309,7167849
HCF_2COOH	321,43	—	314,9858609
HCF_2COSH	316,83	—	308,5712026
HCF_2SO_3H	297,86	—	298,3781185
HPO_3	303,54	303,3	300,9305154
HNO_3	315,01	317,8	309,4734993
H_3PO_4	321,44	—	332,5547603

Tabla 3.9: Acideces en fase gas con y sin hidratación específica y el valor experimental en Kcal/mol. [4]

Los resultados dados en la Tabla 3.9 apoyan el siguiente orden de acidez intrínseca para los ácidos orgánicos: $CF_3SO_3H > HCF_2SO_3H > H_2CF_2SO_3H > CF_3COSH > H_3CSO_3H > CF_3COOH > HCF_2COSH > HCF_2COOH > H_2CF_2COSH > H_2CF_2COOH > H_3CCOSH > H_3COOH$, y el siguiente para los oxácidos: $H_2S_2O_6 > FHSO_3 > H_2SO_4 > HPO_3 > HNO_3 > H_3PO_4 > H_2CO_3$.

Los ácidos llamados normalmente fuertes (CF_3SO_3H , $FHSO_3$, HCF_2SO_3H , H_2SO_4 , HPO_3 , $H_2CF_2SO_3H$) están en un intervalo de acidez relativamente estrecho (10,7 kcal/mol), se tienen algunos valores experimentales, donde la variación con los calculados computacionalmente no llega a las 3 Kcal/mol exceptuando al CF_3SO_3H y al $FHSO_3$ que difieren de 6-7 kcal/mol, al tener una diferencia tan alta, se ha llevado a cabo un cálculo G4 para estos dos últimos ácidos con el fin de ver si el primer cálculo sobreestima la acidez de dichos ácidos.

Ácido	ΔG	ΔG_{exp}
CF_3SO_3H	dato	299,5
$FHSO_3$	dato	299,8

Tabla 3.10: Acideces en fase gas con el método G4 en Kcal/mol

La acidez es proporcional a la tendencia del ácido a perder un protón. Se ve como el orden de acidez sustituyendo el grupo ácido es $COOH < COSH < SO_3H$, ya que en los aniones correspondientes se debe tener en cuenta la estabilización por resonancia, deslocalización de enlaces π , que es mayor en el SO_3^- ya que hay mayor número de átomos, en cuanto a las otras dos estructuras, los iones COS^- y COO^- son estabilizados por resonancia, pero en el COS^- es mayor, se puede explicar observando la carga Mulliken en dichos átomos dada en la tabla 3.11. Ver figura 3.4.

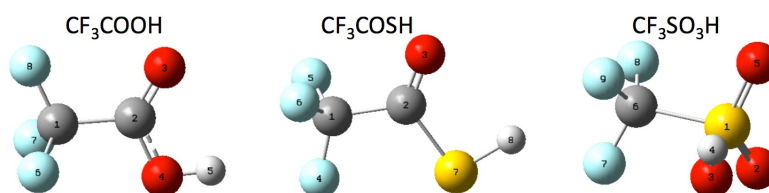


Figura 3.4: Ácidos con tres átomos de flúor

SO_3^-	Carga Mulliken	COS^-	Carga Mulliken	COO^-	Carga Mulliken
S	1.007134	S	-0.503466	C	0.201081
O	-0.575748	O	-0.381057	O	-0.482870
O	-0.575646	C	-0.018142	O	-0.491545
O	-0.575761	—	—	—	—

Tabla 3.11: Carga Mulliken de la moléculas CF_3 — grupo ácido

Comparamos también sustitución de átomos de flúor por átomos de hidrógeno en el grupo CF_3 de la molécula. En la tabla 3.9 se ve que cuantos más átomos de flúor haya en la molécula mayor es su acidez, esto se debe a la elevada electronegatividad del flúor, cuántos más átomos de flúor haya, mayor capacidad atractora tendrá el grupo, y mayor será el efecto inductivo, polarización de carga transmitida por enlaces σ , si se observa la carga Mulliken (tabla 3.12) en los átomos de las moléculas se comprueba su estabilización por resonancia. Ver figura 3.5.

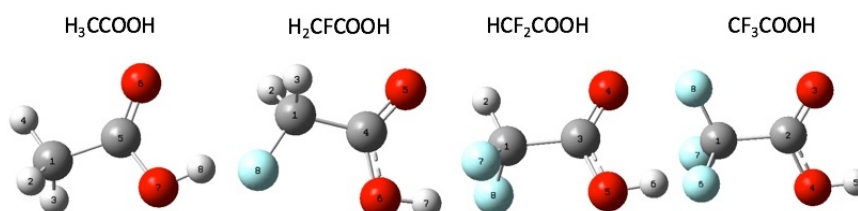


Figura 3.5: Ácidos carboxílicos con diferentes sustituciones de hidrógenos por átomos de flúor.

3.2. ACIDEZ EN FASE GAS DE MOLÉCULAS

CF_3-	Carga Mull	HCF_2-	Carga Mull	H_2CF-	Carga Mull	H_3C-	Carga Mull
C	0.549474	C	0.382878	C	0.151906	C	-0.189412
C	0.201081	C	0.204525	C	0.203532	C	0.234883
O	-0.482870	O	-0.510709	O	-0.527054	O	-0.519973
O	-0.491545	O	-0.488498	O	-0.493739	O	-0.525498
F	-0.261497	F	-0.287967	F	-0.334645		
F	-0.261531	F	-0.300230				
F	-0.253112						

Tabla 3.12: Carga Mulliken de moléculas grupo-COOH con las cargas de hidrógenos sumadas dentro de los átomos pesados.

3.2.1. Hidratación específica

Se estudia el impacto que tiene la hidratación específica en la acidez de las moléculas anteriores, en la tabla 3.9 también se indica la acidez en presencia de una molécula de agua en fase gas. A la vista de los resultados expuestos, la acidez aumenta al haber una molécula de agua en un punto determinado de la molécula, ya que se forman enlaces de hidrógeno fuertes como se puede comprobar mirando las distancias $d(O-H)$ y teniendo en cuenta la existencia de un máximo de densidad en dichos enlaces en la tabla 3.13.

TENGO QUE MIRAR DETENIDAMENTE EL H_3PO_4 Y $H_3PO_4 \cdot H_2O$

Ácidos- H_2O	distancia	d(O-H) (Å)	$Max_{densidad}$
$CF_3COOH - H_2O$	$d(O_9 - H_5)$	1,6926	4,665E-02
	$d(O_3 - H_{10})$	2,1371	1,852E-02
$CF_3COSH - H_2O$	$d(O_9 - H_8)$	1,9225	3,014E-02
	$d(O_3 - H_{10})$	2,0486	2,064E-02
$CF_3SO_3H - H_2O$	$d(O_{10} - H_4)$	1,6142	5,653E-02
	$d(O_5 - H_{12})$	2,1910	1,631E-02
$FHSO_3 - H_2O$	$d(O_7 - H_4)$	1,6098	5,682E-02
	$d(O_5 - H_8)$	2,3134	1,323E-02
$H_2CFCOOH - H_2O$	$d(O_9 - H_7)$	1,7347	4,251E-02
	$d(O_5 - H_{11})$	2,0119	2,375E-02
$H_2CFCOSH - H_2O$	$d(O_3 - H_{10})$	1,9847	2,356E-02
	$d(O_9 - H_6)$	1,9897	2,633E-02
$H_2CFSO_3H - H_2O$	$d(O_{10} - H_4)$	1,6489	5,205E-02
	$d(O_5 - H_{11})$	2,0786	2,015E-02
$H_2CO_3 - H_2O$	$d(O_7 - H_5)$	1,7367	4,163E-02
	$d(O_2 - H_9)$	2,2011	1,575E-02
$H_2S_2O_6 - H_2O$	$d(O_{11} - H_{10})$	1,5480	6,753E-02
	$d(O_2 - H_{12})$	2,0478	1,959E-02
$H_2SO_4 - H_2O$	$d(O_8 - H_5)$	1,6514	5,181E-02
	$d(O_6 - H_9)$	2,1459	1,768E-02
$H_3CCOOH - H_2O$	$d(O_9 - H_8)$	1,7673	3,947E-02
	$d(O_6 - H_{10})$	1,9607	2,645E-02
$H_3CCOSH - H_2O$	$d(O_3 - H_{10})$	1,9582	2,496E-02
	$d(O_9 - H_5)$	1,9999	2,587E-02
$H_3CSO_3H - H_2O$	$d(O_{10} - H_4)$	1,6892	4,736E-02
	$d(O_5 - H_{11})$	2,0648	2,080E-02
$HCF_2COOH - H_2O$	$d(O_9 - H_6)$	1,7146	4,446E-02
	$d(O_4 - H_{11})$	2,0782	2,083E-02
$HCF_2COSH - H_2O$	$d(O_9 - H_7)$	1,9489	2,858E-02
	$d(O_3 - H_{10})$	2,0214	2,186E-02
$HCF_2SO_3H - H_2O$	$d(O_{10} - H_4)$	1,6342	5,386E-02
	$d(O_5 - H_{12})$	2,1099	1,899E-02
$HPO_3 - H_2O$	$d(O_6 - H_2)$	1,6586	5,063E-02
	$d(O_4 - H_7)$	2,1034	1,920E-02
$HNO_3 - H_2O$	$d(O_6 - H_2)$	1,6767	4,803E-02
	$d(O_4 - H_7)$	2,2611	1,515E-02

Tabla 3.13: Análisis de enlaces de hidrógeno en los ácidos objeto de estudio

3.2. ACIDEZ EN FASE GAS DE MOLÉCULAS

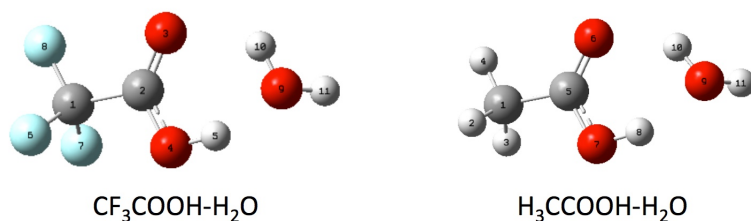


Figura 3.6: Ácidos- H_2O

Teniendo en cuenta el análisis NBO de dichas moléculas también comprobamos la mayor facilidad para romper el enlace O-H cuando se expone el ácido a la hidratación específica. En la molécula H_3CCOOH , los dos pares libres de electrones del átomo O_7 donan 5,69 y 44,35 Kcal/mol al enlace $\text{C}_5 = \text{O}_6$ mientras que en la molécula de $\text{H}_3\text{CCOOH} - \text{H}_2\text{O}$, al formar un enlace de hidrógeno, los pares libres del O_7 donan 7,28 y 53,66 Kcal/mol, por lo que el enlace O-H se debilita, y en consecuencia aumenta la acidez de dicha molécula. La diferencia de acidez entre el CF_3COOH y el H_3CCOOH es de 24,53 Kcal/mol, hidratando los ácidos de forma específica ($\text{CF}_3\text{COOH} - \text{H}_2$ y $\text{H}_3\text{CCOOH} - \text{H}_2\text{O}$) la diferencia se reduce a 19,89 Kcal/mol. Esto lleva a pensar que el efecto del agua en ese punto, en el ácido trifluoretanoico, no es completo, puesto que el efecto inductivo de los tres halógenos compite con este. En el caso del ácido etanoico, al no tener efecto inductivo por parte de ningún halógeno, el incremento de la acidez de dicho ácido es mayor al ser hidratado. Se ven algunas de las distancias de dichos ácidos en la tabla 3.14.

	d(C-F)	d(O-H)	d(C=O)		d(O-H)	d(C=O)
CF_3COOH	1,34	0,97	1,19	H_3CCOOH	0,97	1,21
$\text{CF}_3\text{COOH} - \text{H}_2\text{O}$	1,34	0,99	1,21	$\text{H}_3\text{CCOOH} - \text{H}_2\text{O}$	0,99	1,22

Tabla 3.14: Distancias internucleares de interés de cada ácido en Å

Las d(C-F) son las mismas para las dos moléculas, en las demás distancias se observa una pequeña variación, haciendo uso del análisis NBO se ve que un par de electrones libre del O_9 de la molécula de $\text{CF}_3\text{COOH} - \text{H}_2\text{O}$ actúa como donador de 24,26 Kcal/mol al enlace $\text{O}_4 - \text{H}_5$, actuando este último como aceptor. En contraste, en la molécula $\text{H}_3\text{CCOOH} - \text{H}_2\text{O}$, uno de los pares de electrones libres del O_9 dona 18,59 Kcal/mol de energía al enlace $\text{O}_7 - \text{H}_8$. Y la energía donada por uno de los pares de electrones libres de los átomos de oxígeno O_4 y O_7 respectivamente, a los enlaces C=O correspondientes, es mayor en el ácido $\text{CF}_3\text{COOH} - \text{H}_2\text{O}$ que en el $\text{H}_3\text{CCOOH} - \text{H}_2\text{O}$.

Capítulo 4

Conclusión

1. Para determinar la estabilidad de diferentes conformeros de ácidos en fase gas, hay que tener en cuenta la posible formación de enlaces de hidrógeno intramoleculares.
2. La estabilidad de oxácidos en fase gas depende de la electronegatividad de los sustituyentes y de el tamaño de los mismos, siendo dentro de un período, más estable una molécula con los sustituyentes más electronegativos, y dentro de un grupo más estable la molécula con los sustituyentes de mayor tamaño.
3. El efecto inductivo en ácidos orgánicos en fase gas tiene un papel de elevada importancia en la acidez de éstos en fase gas, utilizando métodos DFT con una base relativamente grande como es la 6-311+G(2df,2p) se tiene la sucesión indicada en el apartado anterior y produce un acuerdo bastante satisfactorio con los valores experimentales, **aun así sobreestima la acidez de algunos ácidos alrededor de 6 Kcal/mol.**, los cálculos G4 son mucho más precisos y sería el siguiente paso para continuar con el estudio.
4. La acidez aumenta con el efecto de la hidratación específica en fase gas por la formación de enlaces de hidrógeno muy fuertes, pero el impacto de esta hidratación compite con el efecto inductivo del cloro y el incremento de acidez no es muy elevado.
5. Los cálculos DFT se completaron en 11 moléculas sin mediciones experimentales, proporcionando así una base de datos termoquímica y estructural rigurosa para futuros estudios termodinámicos.

Bibliografía

- [1] Jones, L. / Atkins (2012) *Principios de Química. 5a ed.* Editorial Médica Panamericana
- [2] Alcañiz, E. de Jesús *Química Inorgánica*. Recuperado de <http://www3.uah.es> Págs. 35-54 2012
- [3] Bertran Rusca, J.; Branchadell Gallo, V.; Moreno Ferrer, M.; Sodupe Roure, M. (2012) *Química Cuántica. 1a ed.* Editorial Síntesis Págs. 169-198
- [4] *J. Am. Chem. Soc., Vol. 122, No. 21,* 2000 Págs. 5114-5124
- [5] Joseph W. Ochterski, Ph.D *Thermochemistry in Gaussian*. 2000
- [6] Frank Weinhold and Eric D. Glendening. (s.f) Natural Bond Orbital. Analysis Programs. Madison, Wisconsin 53706, USA: *Natural Bond Orbital 6.0 Homepage*. Recuperado de [http : //nbo.chem.wisc.edu/nbo6abman.pdf](http://nbo.chem.wisc.edu/nbo6abman.pdf)
- [7] Sánchez-Viesca, F. Un estudio teórico AIM sobre tiazoles *TIP Rev. Esp. Cienc. Quím. Biol. Vol. 12, No. 1* 20-26 (2009).

Ácido	Carga de O	Carga de H	d(O-H)
H_2SO_4	-0,419063	0,241845	2,78
H_2SO_41	-0,456911	0,258090	2,75
H_2SO_42	-0,434038	0,279918	2,49

Tabla 4.1: Parámetros para un enlace de hidrógeno