

## DETERMINACIÓN EXPERIMENTAL DEL EQUILIBRIO LÍQUIDO-LÍQUIDO DE MEZCLAS BINARIAS FENILACETONA + ALCANO.

ALONSO TRISTÁN, Cristina<sup>(1,2)</sup>; GONZALEZ LOPEZ, Juan Antonio<sup>(2)</sup>; GARCÍA DE LA FUENTE, Isaías<sup>(2)</sup>; COBOS HERNÁNDEZ, José Carlos<sup>(2)</sup>.

catristan@ubu.es

(1)Universidad de Burgos, Escuela Politécnica Superior, Dpto. Ingeniería Electromecánica. (2) GETEF (Grupo Especializado en Termodinámica de los Equilibrios entre Fases). Universidad de Valladolid. Facultad de Ciencias. Paseo de Belén 7, 47011, Valladolid

### RESUMEN

La fenilacetona es un precursor de la anfetamina y metanfetamina, potentes estimulantes del sistema nervioso central y utilizadas como drogas de “diseño”. Además, la fenilacetona es el producto de la desaminación de la anfetamina en el cuerpo humano. Por otra parte, el estudio de mezclas que contienen un compuesto aromático con un grupo funcional polar permite investigar una serie de efectos tales como interacciones intramoleculares entre el anillo bencénico y un grupo funcional polar (interacciones n-  $\pi$ ). En este trabajo se han determinado las curvas de los equilibrios líquido-líquido de mezclas binarias formadas por fenilacetona +  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_u\text{CH}_3$  ( $u = 8, 12, 14$ ) mediante el método de la opalescencia crítica utilizando un sistema de dispersión de luz láser durante la transición. Todos los sistemas muestran una temperatura de solución crítica superior (UCST), que aumenta casi linealmente con la longitud del n-alcano, u.

**Palabras clave:** ELL, alcanos, fenilacetona

## 1. Introducción

El estudio, teórico y experimental, de las propiedades termodinámicas asociadas al estado líquido constituye una tarea de gran interés en el campo de la investigación básica así como en el de las aplicaciones industriales. La necesidad de caracterizar el comportamiento termodinámico de las mezclas binarias de fases condensadas viene determinada por dos aspectos fundamentales:

- a) En el plano teórico, se pretende profundizar en el comportamiento de la estructura de la materia para avanzar en la búsqueda de una teoría generalizada del estado líquido.
- b) En el plano industrial, se demandan continuamente datos termodinámicos para resolver cuestiones en Ciencia de materiales e Ingeniería Química.

Muchos problemas industriales alcanzan un alto grado de complejidad originado por la no idealidad de las fases en equilibrio y la presencia de mezclas multicomponentes, lo que obliga a sustituir la información experimental, inexistente o muy costosa, por predicciones basadas en cálculos teóricos. Además del interés industrial, el estudio de mezclas líquidas orgánicas de no electrolitos es una fuente de información sobre las interacciones moleculares que tienen lugar en la mezcla. Dichas interacciones dependen tanto de factores estructurales, como son la forma y el tamaño, como de factores energéticos, consecuencia de las fuerzas de interacción intra e intermoleculares. Todo proceso de mezcla va siempre acompañado por dos hechos simultáneos: la ruptura y la formación de interacciones. El conocimiento termodinámico de estos procesos concretos y del proceso global suministra información sobre la naturaleza e intensidad de las interacciones presentes en la mezcla (balance entrópico-energético del proceso) y por tanto, de las diferentes fuerzas presentes en el seno de las mezclas líquidas. Salvo en el caso de los puentes de hidrógeno (mezclas asociadas) siempre se considera que el proceso de mezcla no reactiva deja inalterados todos los grados de libertad intramoleculares, quedando reducidas las interacciones presentes en la mezcla a tres:

- a) ***Interacciones electrostáticas***: originadas por la reordenación local producida por las fuerzas electrostáticas ejercidas por moléculas vecinas (fuerzas coulombianas del tipo dipolo-dipolo o dipolo-dipolo inducido). Se caracterizan por su naturaleza direccional que origina campos de fuerza no esféricamente simétricas y mezclas “no al azar”
- b) ***Interacciones dispersivas***: debidas a las fuerzas de dispersión tipo London por las interacciones entre orbitales electrónicos de moléculas próximas y que provienen de las fluctuaciones instantáneas de los momentos dipolares de las moléculas. Son fuerzas centrales que generan mezcla al azar y siempre atractivas.
- c) ***Interacciones específicas***, debidas principalmente a la presencia de puentes de hidrógeno inter e intramoleculares que conducen, por asociación o solvatación, a la formación de agregados polimoleculares y generan una alteración significativa de los grados de libertad de las moléculas presentes en la mezcla. También se puede incluir en este apartado otro tipo de interacción específica producto de la formación de complejos de transferencia de carga entre moléculas que puede intercambiar electrones, como por ejemplo sustancias en las que participan compuestos aromáticos.

Una mezcla líquida es tanto más compleja cuanto mayor sea el número de interacciones que se originan entre los distintos grupos activos (grupos funcionales): partes significativas que constituyen los eslabones característicos de la cadena de cada tipo de moléculas.

La determinación del equilibrio líquido-líquido de mezclas binarias es una forma de abordar el estudio de las interacciones moleculares. El análisis de estabilidad termodinámica indica que una mezcla líquida se separa en dos fases líquidas si al hacerlo puede disminuir su energía de Gibbs. Este fenómeno es importante en muchos procesos de separación como la extracción y la destilación extractiva. La miscibilidad parcial es una manifestación del comportamiento no ideal de los líquidos y su predicción es un test para las teorías de las disoluciones.

La fenilacetona es un precursor para la síntesis de aminas simpaticomiméticas, utilizadas como drogas estimulantes del sistema nervioso central. Conocida como P2P (phenyl-2-propanona) se emplea en la

síntesis clandestina del éxtasis y otras drogas de diseño. Por otra parte, este compuesto resulta muy interesante desde el punto de vista molecular: la existencia del grupo carbonilo (C=O) en la molécula hace que aparezcan interacciones dipolo-dipolo y dipolo-dipolo inducido mientras que el grupo bencénico será responsable de la aparición de interacciones n- $\pi$ . En la mezcla con alcanos, los elevados valores de las entalpías de mezcla[1, 2] indican la prevalencia de las interacciones intramoleculares y la formación de agregados entre las moléculas iguales, con lo que las mezclas tendrán elevados valores de temperatura de transición que serán menores a medida que disminuya la longitud del alcano. En el trabajo, se determinan las curvas de coexistencia de las mezclas binarias  $C_6H_5(CH_2)COCH_3 + CH_3(CH_2)_uCH_3$  ( $u = 8, 12, 14$ ) mediante el método de la opalescencia crítica.

## 2. Método experimental

### 2.1. Materiales

Los compuestos químicos utilizados en el trabajo proceden de Fluka (hexadecano, tetradecano y decano) y de Sigma-Aldrich (fenilacetona) de la máxima pureza disponible (<99 mol %). Previamente a su utilización, los líquidos se almacenan en recipientes con tamiz molecular (Union Carbide Type 4D, Fluka) para controlar su contenido en humedad. Todos los compuestos son utilizados sin tratamientos adicionales. Las densidades a 298.15 K y presión atmosférica están de acuerdo con los valores encontrados en la literatura, como se recoge en la tabla 1. El contenido en agua de las muestras se determina mediante el método Karl-Fisher y los valores se muestran también en la Tabla 1.

Tabla 1: Propiedades de los compuestos puros empleados a 298.15 K y presión atmosférica.

Compuesto	CAS	Fuente	Fracción molar inicial	$\rho^a$ /kgm <sup>-3</sup> Exp.	$\rho$ /kgm <sup>-3</sup> Lit.	Contenido en agua <sup>b</sup>
Fenilacetona	103-79-07	Sigma-Aldrich	$\geq 98\%$	999,024	998,07 <sup>c</sup>	123x10 <sup>-6</sup>
Decano	24-18-5	Fluka	$\geq 99\%$	726,347	726,337 <sup>d</sup>	19x10 <sup>-6</sup>
Tetradecano	629-59-4	Fluka	$\geq 99\%$	759,275	759,316 <sup>e</sup>	32x10 <sup>-6</sup>
Hexadecano	544-76-3	Fluka	$\geq 99\%$	770,221	770,316 <sup>e</sup>	35x10 <sup>-6</sup>

<sup>a</sup>)Incertidumbre en la medida de la densidad  $u(\rho) = \pm 0,02 \text{ kgm}^{-3}$ ;  $u(T) = \pm 0,01 \text{ K}$ ;  $u(P) = \pm 0,01 \text{ kPa}$ ; <sup>b</sup>) En fracción molar; <sup>c</sup>) Ref. [1] ; <sup>d</sup>) Ref. [3]; <sup>e</sup>) Ref. [4]

### 2.2. Técnica de medida y procedimiento

Las mezclas se preparan mediante pesada con una precisión en la medida de 0,0001 g, dentro de tubos de Pyrex de 0,9 cm de diámetro interior y 4 dm de longitud. Estos tubos son inmediatamente sellados a presión y temperatura atmosférica. La conversión a magnitudes molares se basa en la tabla de masas atómicas relativas de 2013 publicada por la CIAAW (Commission of Isotopes Abundances and Atomic Weights) de la IUPAC [5]. La incertidumbre en el cálculo de las fracciones molares es inferior a 0,0005. La precisión en la pesada es 0,0001, pero debido a que el componente más volátil se evapora parcialmente en el volumen libre de la ampolla ( $\cong 1,17 \times 10^{-6} \text{ m}^3$ ) este valor es ligeramente inferior.

Las curvas de coexistencia de las mezclas binarias se determinan mediante el método de la opalescencia crítica. Este método se basa en la observación de una turbidez (opalescencia) cuando se produce la separación de una fase originada por un cambio en la temperatura a composición y presión constantes. Tradicionalmente una de las mayores dificultades de esta técnica reside en determinar el criterio que garantice la reproducibilidad de las medidas para distintos sistemas, ya que la opalescencia aparece de forma muy progresiva para ciertas mezclas y bruscamente para otras.

El dispositivo experimental (figura 1) consta de un recipiente de cristal con una cámara externa que permite hacer el vacío. De este modo se evitan las pérdidas de calor al exterior y se consigue un mejor control de la temperatura en el recipiente. El barrido en temperatura se realiza utilizando un baño termostático con recirculación (GRANT LTC6-40RS) que se usa como controlador de temperatura. El

sistema puede trabajar con agua entre 5°C y 90°C. El tubo con la mezcla se introduce en el recipiente. Tanto la mezcla dentro del tubo Pyrex como el agua del recipiente se agitan mediante un aparato de agitación magnética (P-SELECTA AGIMATIC). La temperatura se determina mediante una resistencia Pt-1000 con un multímetro de alta precisión Philips PM2534. El termómetro se calibra en base a la escala de temperatura ITS-90 respecto al punto triple del agua y al punto de fusión del galio. El sistema garantiza una precisión en la determinación de la temperatura de equilibrio de  $\pm 0.001$  K con una incertidumbre estimada de  $\pm 0.05$  K. Un láser de He-Ne se coloca en un lado de la celda de equilibrio de modo que el haz de luz atraviesa la solución e incidiendo sobre un fotodiodo colocado en el lado opuesto, cuya señal se registra en un multímetro de alta precisión (AGILENT 34410A). Cuando la temperatura desciende lentamente ( $1,2 \text{ K h}^{-1}$ ) la aparición de pequeñas gotas de líquidas dispersas en la disolución causan la difusión de la luz durante la separación de fases produciéndose un decremento de la señal detectada por el fotodiodo. Tanto el multímetro que determina la señal incidente sobre el fotodiodo, como el que mide la temperatura, están conectados mediante GPIB a un ordenador y un programa de control implementado mediante la aplicación HP-VEE de Agilent que realiza la adquisición de datos. El sistema garantiza una reproducibilidad en las medidas de temperatura de  $\pm 0,02$  K en las proximidades del UCST (punto crítico superior).

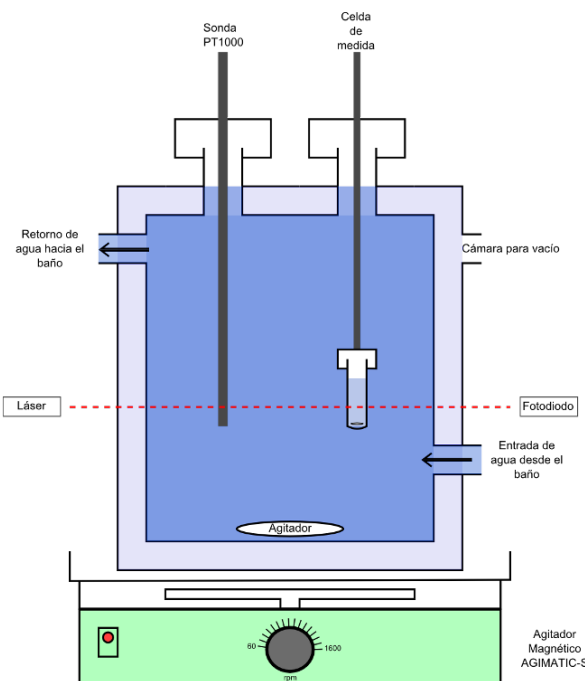


Figura 1: Esquema del dispositivo experimental.

### 3. Resultados experimentales

La tabla 2 muestra los resultados de las medidas directas de las temperaturas del equilibrio líquido-líquido,  $T$ , en función de la fracción molar de la fenilacetona,  $x_1$ , para las mezclas con decano, tetradecano y hexadecano. Todos los sistemas muestran una temperatura crítica superior (UCTS) indicando desviaciones positivas de la ley de Raoult. Estas temperaturas aumentan casi linealmente con el número de átomos de carbono del alcano. También se observa que las curvas del equilibrio líquido-líquido muestran un máximo plano y que su simetría depende del tamaño del n-alcano (Figura 2). Los diagramas de fase del ELL de mezclas del n-alcanos con carbonatos orgánicos lineales[6], alcoxi-etanol[7-10], poliéteres lineales[11], alcoholes aromáticos[12], amidas[13, 14] o benzaldehído[15] muestran tendencias similares. La tabla 3 muestra los valores de composición ( $x_{1c}$ ) y temperatura ( $T_c$ ) de los puntos críticos obtenidos a través de la reducción de los datos experimentales mediante la ecuación:

$$T = T_c + k|y - y_c|^m \tag{Ecuación 1}$$

donde:

$$y = \frac{\alpha x_1}{1 + x_1(\alpha - 1)} \tag{Ecuación 2}$$

$$y_c = \frac{\alpha x_{1c}}{1 + x_{1c}(\alpha - 1)} \tag{Ecuación 3}$$

En estas ecuaciones,  $\alpha$ ,  $m$ ,  $k$ ,  $T_c$  y  $x_{1c}$  son parámetros ajustables a través de los datos experimentales. Cuando  $\alpha=1$ , la ecuación 1 es semejante a [16-18] :

$$\Delta\lambda = B\tau^\beta \tag{Ecuación 4}$$

donde  $\Delta\lambda_1 = \lambda'_1 - \lambda''_2$  es el parámetro llamado “de orden”, que es cualquier variable de densidad en la fase conjugada. En este caso concreto,  $\lambda_i = x_i$ ,  $\tau = T_c - T/T_c$  y B es la amplitud. B es el exponente crítico relacionado con  $\Delta\lambda_1$ . El valor de  $\beta$  depende de la teoría aplicada para su determinación [10, 16-18]. El ajuste de los parámetros  $\alpha$ ,  $m$ ,  $k$ ,  $T_c$  y  $x_{1c}$  se realiza mediante el algoritmo de Masquardt dando el mismo peso a todos los puntos experimentales [19]. Los resultados del ajuste se muestran en la Tabla 3, junto con la desviación estándar del ajuste de la temperatura crítica del equilibrio líquido-líquido según la ecuación:

$$\sigma(T) = \left[ \frac{\sum (T_{exp} - T_{calc})^2}{N - n} \right]^{1/2} \tag{Ecuación 5}$$

donde N es el número de puntos experimentales y n el número de parámetros del ajuste. La ecuación 1 ajusta perfectamente los datos experimentales, como se muestra en la Figura 2.

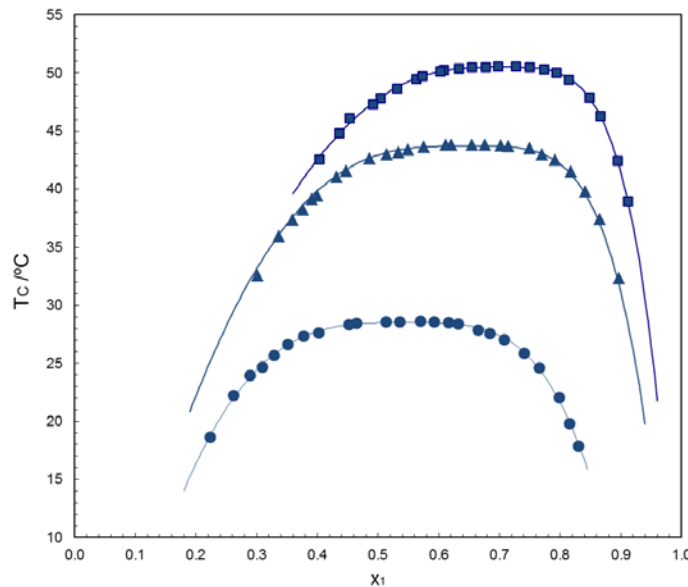


Figura 2: Datos experimentales del ELL de los sistemas fenilacetona (1) + n-alcano (2). Los puntos se corresponden con los datos experimentales ((●) Decano; (▲) Tetradecano; (■) Hexadecano); las líneas continuas son el resultado del ajuste de los datos experimentales mediante la ecuación (1) utilizando los parámetros recogidos en la Tabla 3.

Como se puede observar en la Figura 2, las curvas del ELL de los sistemas fenilacetona + n-alcano presentan un UCTS superior que aumenta a medida que aumenta la longitud del alcano, de una forma prácticamente lineal (Figura 3). La asimetría de las curvas aumenta también con la longitud del n-alcano, lo mismo que el valor  $x_{1c}$  (Figura 4).

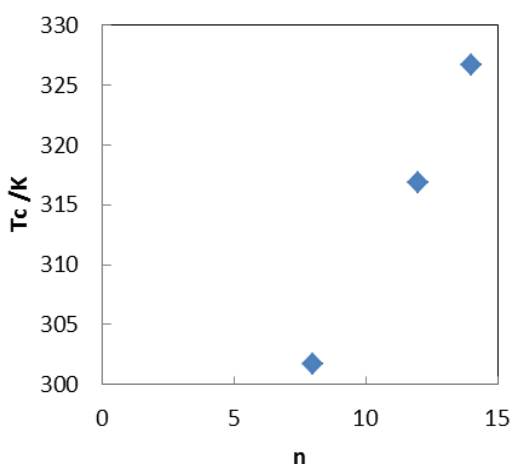
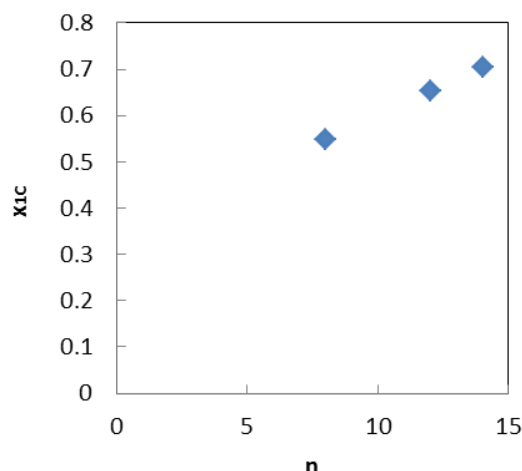
Tabla 2: Datos experimentales<sup>a</sup>.

Fenilacetona (1) + Decano (2)				Fenilacetona (1) + Tetradecano (2)				Fenilacetona (1) + Hexadecano (2)			
$x_1$	T(K)	$x_1$	T(K)	$x_1$	T(K)	$x_1$	T(K)	$x_1$	T(K)	$x_1$	T(K)
0.2231	291.78	0.5920	301.75	0.3014	305.71	0.6121	316.94	0.4030	315.72	0.6982	323.71
0.2617	295.41	0.6166	301.67	0.3366	309.07	0.6208	316.94	0.4358	317.97	0.7269	323.69
0.2890	297.09	0.6316	301.52	0.3598	310.49	0.6544	316.96	0.4528	319.27	0.7500	323.65
0.3091	297.84	0.6648	301.03	0.3761	311.37	0.6762	316.93	0.4920	320.42	0.7733	323.45
0.3284	298.83	0.6847	300.69	0.3909	312.27	0.7025	316.87	0.5039	321.00	0.7935	323.18
0.3519	299.78	0.7084	300.20	0.3995	312.57	0.7143	316.80	0.5318	321.81	0.8149	322.56
0.3771	300.48	0.7412	298.99	0.4317	314.16	0.7498	316.65	0.5635	322.64	0.8484	321.03
0.4024	300.80	0.7661	297.75	0.4478	314.71	0.7701	316.11	0.5738	322.87	0.8662	319.44
0.4522	301.47	0.7990	295.19	0.4857	315.76	0.7916	315.67	0.6028	323.32	0.8953	315.59
0.4642	301.58	0.8160	292.97	0.5147	316.13	0.8175	314.65	0.6082	323.42	0.9114	312.10
0.5136	301.73	0.8307	291.00	0.5338	316.30	0.8417	312.95	0.6336	323.54		
0.5354	301.71			0.5490	316.53	0.8659	310.55	0.6547	323.63		
0.5697	301.80			0.6121	316.94			0.6775	323.65		

<sup>a)</sup>Las incertidumbres estimadas,  $u$ , son:  $u(x)=\pm 0.0005$ ;  $u(T)=\pm 0.05$  K;  $u(P)=\pm 0.01$  kPa;

Tabla 3: Coeficientes en la ecuación (1) para el ajuste de los pares ( $x_i$ ,  $T$ ) de la Tabla 2 de los sistemas fenilacetona(1) + n-alcano(2);  $\sigma(T)$  es la desviación estándar definida en la ecuación (5)

$N$	$m$	$k$	$\alpha$	$T_C(K)$	$x_{1C}$	$\sigma(T) (K)$
Fenilacetona (1) + Decano (2)						
24	3,460	-617	0,772	301,65	0,5475	0,11
Fenilacetona (1) + Tetradecano (2)						
26	3,570	-669	0,540	316,86	0,6540	0,08
Fenilacetona (1) + Hexadecano (2)						
23	3,345	-559	0,415	326,65	0,7044	0,10


 Figura 3:  $T_c$  vs  $n$  ( $n=8,10,12$ )

 Figura 4:  $x_{lc}$  vs.  $n$  ( $n=8,10,12$ )

#### 4. Conclusiones

Se ha determinado el ELL de sistemas fenilacetona +  $n$ -alcanos. Estos sistemas presentan un punto crítico superior que aumenta con la longitud del  $n$ -alcano. Para un mismo  $n$ -alcano, los valores obtenidos con fenilacetona son muy superiores a los encontrados para mezclas con benzaldehído [13] o con acetofenona [20]. Esto significa que las interacciones dipolares se hacen más intensas según la secuencia acetofenona  $\cong$  benzaldehído < fenilacetona. El comportamiento observado puede explicarse en base a: *i*) el debilitamiento de las interacciones dipolares cetona-cetona se hace más intenso a medida que aumenta el tamaño de la cadena alifática de éstas; *ii*) la existencia de interacciones intramoleculares entre los grupos carbonilo y fenilo situados en la misma molécula tienden a debilitar las interacciones intermoleculares. Los resultados sugieren que este segundo efecto es mucho mayor cuando los dos grupos (fenilo y carbonilo) se hallan unidos al mismo átomo de carbono y disminuye cuando el número de grupos metilo que forman la cetona aumenta (Figura 5). Este hecho también corrobora que la efectividad del  $n$ -alcano para romper las interacciones existentes entre las moléculas de cetona disminuye con la longitud de la cadena del alcano.

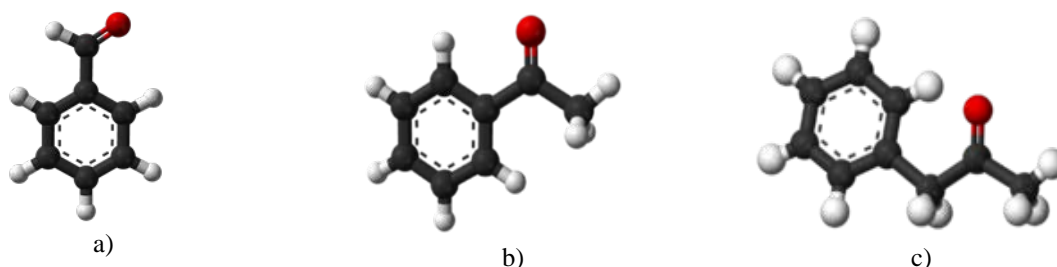


Figura 5: Posición del grupo C=O en las moléculas de a) benzaldehído, b) acetofenona y c) fenilacetona

#### 5. Referencias

- [1] GROLIER, J.P.E., KIYOHARA, O., and BENSON, G.C., *Thermodynamic properties of binary mixtures containing ketones II. Excess enthalpies of some aromatic ketones +  $n$ -hexane, + benzene, and + tetrachloromethane*. The Journal of Chemical Thermodynamics, 1977. **9**(7): p. 697-703.
- [2] URDANETA, O., HAMAM, S., HANDA, Y.P., and BENSON, G.C., *Thermodynamic properties of binary mixtures containing ketones IV. Excess enthalpies of acetophenone + an  $n$ -alkane and phenylacetone + an  $n$ -alkane*. The Journal of Chemical Thermodynamics, 1979. **11**(9): p. 851-856.
- [3] RIDDICK, J.A., BUNGER, W.B., and SAKANO, T.K., *Organic Solvents, Techniques of Chemistry*, 1986. **2**.

- [4] ZHU, S., SHEN, S., BENSON, G.C., and LU, B.C.Y., *Excess enthalpies of (methyl 1,1-dimethylpropyl ether + an n-alkane) at the temperature 298.15 K*. The Journal of Chemical Thermodynamics, 1994. **26**(1): p. 35-39.
- [5] COPLEN, T.B., BRAND, W.A., MEIJA, J., GRÖNING, M., HOLDEN, N.E., BERGLUND, M., BIÈVRE, P.D., LOSS, R.D., PROHASKA, T., and WALCZYK, T. *Atomic weights of the elements 2013*
- [6] GONZÁLEZ, J.A., GARCIA, I., COBOS, J.C., and CASANOVA, C., *Thermodynamics of binary mixtures containing organic carbonates. 4. Liquid-liquid equilibria of dimethyl carbonate + selected n-alkanes*. Journal of Chemical and Engineering Data, 1991. **36**(2): p. 162-164.
- [7] RUBIO, M.A., GONZÁLEZ, J.A., GARCÍA DE LA FUENTE, I., and COBOS, J.C., *Thermodynamic properties of n-alkoxyethanols + organic solvent mixtures. IX. Liquid-liquid equilibria of systems containing 2-methoxyethanol or 2-ethoxyethanol and selected n-alkanes*. Journal of Chemical and Engineering Data, 1998. **43**(5): p. 811-814.
- [8] ALONSO, V., GARCÍA, M., GONZÁLEZ, J.A., GARCÍA DE LA FUENTE, I., and COBOS, J.C., *Thermodynamics of mixtures containing alkoxyethanols. XXVIII: Liquid-liquid equilibria for 2-phenoxyethanol + selected alkanes*. Thermochimica Acta, 2011. **521**(1-2): p. 107-111.
- [9] MARTÍNEZ, R., GONZALEZ, J.A., GARCIA DE LA FUENTE, I., and COBOS, J.C., *Thermodynamic properties of n-alkoxyethanols+organic solvent mixtures. XIV. Liquid-liquid equilibria of systems containing 2-(2-ethoxyethoxy)ethanol and selected alkanes*. Journal of Chemical and Engineering Data, 2000. **45**(6): p. 1036-1039.
- [10] RUBIO, M.A., GONZÁLEZ, J.A., GARCÍA DE LA FUENTE, I., and COBOS, J.C., *Thermodynamic properties of n-alkoxyethanols + organic solvents mixtures VIII. Liquid-liquid equilibria of systems containing 2-methoxyethanol and alkanes (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub> and CH<sub>3</sub>-(CH<sub>2</sub>)<sub>u</sub>-CH<sub>3</sub>, u = 3,4,6,8)*. Fluid Phase Equilibria, 1998. **143**(1-2): p. 111-123.
- [11] MOZO, I., GONZÁLEZ, J.A., DE LA FUENTE, I.G., and COBOS, J.C., *Thermodynamics of mixtures containing ethers. Part III. liquid-liquid equilibria for 2,5,8,11-tetraoxadodecane or 2,5,8,11,14-pentaoxapentadecane + selected n-alkanes*. Journal of Chemical and Engineering Data, 2004. **49**(4): p. 1091-1094.
- [12] GONZÁLEZ, J.A., ALONSO-TRISTÁN, C., GARCÍA DE LA FUENTE, I., and COBOS, J.C., *Thermodynamics of mixtures containing aromatic alcohols. 1. Liquid-liquid equilibria for (phenylmethanol + alkane) systems*. Journal of Chemical and Engineering Data, 2012. **57**(4): p. 1186-1191.
- [13] ALONSO-TRISTÁN, C., GONZÁLEZ, J.A., GARCÍA DE LA FUENTE, I., and COBOS, J.C., *Thermodynamics of mixtures containing amines. XV. Liquid-liquid equilibria for benzylamine + CH<sub>3</sub>(CH<sub>2</sub>)<sub>n</sub>CH<sub>3</sub> (n = 8, 9, 10, 12, 14)*. Journal of Chemical and Engineering Data, 2014. **59**(6): p. 2101-2105.
- [14] LOBOS, J., MOZO, I., REGULEZ, M.F., GONZÁLEZ, J.A., DE LA FUENTE, I.G., and COBOS, J.C., *Thermodynamics of mixtures containing a strongly polar compound. 8. Liquid-Liquid Equilibria for N,N-Dialkylamide + Selected N-Alkanes*. Journal of Chemical and Engineering Data, 2006. **51**(2): p. 623-627.
- [15] GONZÁLEZ, J.A., ALONSO-TRISTÁN, C., DE LA FUENTE, I.G., and COBOS, J.C., *Liquid-liquid equilibria for benzaldehyde+n-alkane mixtures and characterization of benzaldehyde+hydrocarbon systems in terms of DISQUAC*. Fluid Phase Equilibria, 2014. **366**: p. 61-68.
- [16] STANLEY, H.E., *Introduction to phase transitions and critical phenomena*. Introduction to Phase Transitions and Critical Phenomena, by H Eugene Stanley, pp. 336. Foreword by H Eugene Stanley. Oxford University Press, Jul 1987. ISBN-10: 0195053168. ISBN-13: 9780195053166, 1987. **1**.
- [17] NOVÁK, J.P., MATOUŠ, J., and PICK, J., *Liquid-liquid equilibria*. Vol. 7. 1987: Elsevier Science Ltd.
- [18] *Butterworths Monographs in Chemistry*, in *Liquids and Liquid Mixtures (Third edition)*, J.S. SWINTON and ROWLINSON, F.L., Editors. 1982, Butterworth-Heinemann.
- [19] BEVINGTON, P.R. and ROBINSON, D.K., *Data reduction and error analysis*. McGraw-Hill, New York, 2003.
- [20] GONZÁLEZ, J.A., ALONSO-TRISTÁN, C., FUENTE, I.G.D.L., and COBOS, J.C., *Liquid-liquid equilibria for acetophenone+n-alkane mixtures and characterization of acetophenone systems using DISQUAC*. Fluid Phase Equilibria, 2015. **391**: p. 39-48.