

# MoleQla

Revista de Química de la  
Universidad Pablo de Olavide

Número 1

Marzo 2011

ISSN 2173-0903



Artista: *[Signature]*  
2011

**Fondo de portada**

Juan Manuel García Arcos

**Dibujo de portada**

María Gallardo Gómez

**Logotipo**

Juan Manuel García Arcos

Rafael Hoyos Manchado

**Título de la revista**

Roció Escudero Ávila

Inés Maldonado Lasunción

Javier Revello Sánchez

**Maquetación**

Sofía Calero Díaz

**Responsables de sección**

*MoleQla en Pósters*: Alejandro Cuetos Menéndez

*Entre Cuentos y Chistes*: Sofía Calero Díaz

**Editores**

Sofía Calero Díaz

Ana Paula Zaderenko Partida

Juan Antonio Anta Montalvo

ISSN 2173-0903

Editado el 16 de Marzo de 2011

Universidad Pablo de Olavide

Sevilla, España

## EDITORIAL

*"La función química del humor es ésta: cambiar el carácter de nuestros pensamientos."*

[Lin Yutang](#) (1895-1976) Escritor y filólogo chino.

Bienvenidos al Número 1 de MoleQla!

MoleQla es la revista de Química de la Universidad Pablo de Olavide, de Sevilla, que inició su andadura el pasado Diciembre de 2010 con la publicación del Número Cero. Gracias a la colaboración de los estudiantes de Química de primer curso del grado en Biotecnología, este número resultó un éxito, con una masiva participación, y un alto grado de calidad en los trabajos presentados.

Con este número inauguramos ISSN y página web ([www.upo.es/MoleQla](http://www.upo.es/MoleQla)). El año 2011 es el Año Internacional de la Química, a cuya celebración a nivel internacional contribuimos con esta joven publicación. El Número 1 es además el número de

Primavera, la estación más "química" del año, cuando la llegada de la luz del sol reactiva la fotosíntesis, e inimaginables cantidades de moléculas biológicas (del orden del número de Avogadro) salen disparadas a la atmósfera, propagando de forma invisible amores y alergias.

Damos gracias a todos los que habéis aportado un artículo para su publicación en este número, por vuestra dedicación, esfuerzo e imaginación. De todos esperamos que disfrutéis de la lectura de los artículos de este número, y que además ello os anime a contribuir en números sucesivos con una pequeña idea química que os guste compartir con los demás.



## ÍNDICE

### *Artículos*

1. Antoine Lavoisier: el padre de la química moderna
2. Un mundo a base de hidrógeno
3. Equilibrio, caos, entropía
4. Tres modelos para una sola constante
5. Si no puedes con él... ¡aprovéchate!
6. El PH de nuestra vida
7. Obesidad y el primer principio de la termodinámica
8. La verdadera fascinación por la química
9. Coquetería química
10. Curiosidades ácido/base
11. Las primeras pilas. El descubrimiento de la energía electroquímica
12. Svante Arrhenius: un hombre “ocioso”
13. El agua. Propiedades y característico comportamiento
14. Cristales líquidos
15. Mujeres “Lab”
16. Y el caos se hizo muerte...
17. Hemoglobina vs Clorofila
18. Indicadores ácido-base naturales
19. La talidomida
20. Ácidos y bases en la industria
21. Corrosión
22. Fluidos supercríticos: más eficacia, menos contaminación
23. La química en nuestra vida
24. La fusión nuclear
25. Contaminación atmosférica y lluvia ácida
26. Bacterias del arsénico
27. Catalizadores: facilidades y dificultades para la industria
28. ¿Un sólido iónico formado por un solo elemento?
29. Los superácidos
30. Molibdeno-oxo, un nuevo catalizador para la hidrólisis del agua
31. Los sistemas tampón en los seres vivos
32. Ks: división de solubilidad
33. Peelings químicos
34. Vida y “mentiras” del HCl
35. Enantiómeros: naturaleza e industria farmacéutica
36. La medicina y la química
37. De cómo la Química salvará el mundo
38. El microondas; tecnología aplicada a la vida

**Cierre de sección:** Ejercicios básicos de termodinámica

### *Entre Cuentos y Chistes*

El arte de lo mágico

La entropía ya no es lo que era

### *MoleQla en Pósters*

Emulsiones



## ANTOINE LAVOISIER: EL PADRE DE LA QUÍMICA MODERNA

Artículo realizado por

José Juan Aparicio Sánchez

**Han sido muchos los científicos que a lo largo de la historia han redefinido e incluso “reinventado” los diferentes campos de la ciencia con sus contribuciones, pero quizás uno de ellos destaque sobre el resto al haber convertido la tan “aleatoria” alquimia en precisa y fundamentada química moderna tal y como la conocemos hoy día: Antoine-Laurent Lavoisier.**

“Soy un joven ávido de gloria”.<sup>1</sup> Con esa simple frase se definió en su época un joven estudiante francés apellidado Lavoisier, y que años más tarde se convertiría en algo mucho más grande que un simple científico: en un verdadero genio que reinventó la química tal y cómo se conocía y gracias al cual, dicho campo de estudio se asienta sobre unas bases sólidas y fundamentadas que permiten su constante evolución.

Todo comenzó allá por mediados del siglo XVIII, conocido como *Siglo de las Luces* debido a la ingente cantidad de avances políticos, sociales, culturales y científicos que se dieron en él, algo a lo que contribuyó Antoine. Éste nació en 1743 en París, ciudad donde el movimiento de la Ilustración estaba enormemente extendido, algo que influyó notablemente en Lavoisier. De padre abogado y familia adinerada (algo que contribuyó sin duda a la extensa educación que recibió), Lavoisier inició sus estudios en el ámbito de las letras (por sorprendente que parezca), llegando a ser un titulado en Derecho, pero pronto se dio cuenta que el asistir a juicios no era lo suyo y optó por abarcar en su aprendizaje varios campos de la ciencia: botánica, astronomía, matemáticas... y como no, química.

Fue tal su pasión por la química que a los 25 años entró a formar parte de la Academia de Ciencias francesa, un verdadero hito ya que ésta era una de las más reconocidas mundialmente. Y es que

su entrada en tal órgano no fue fruto de la casualidad o el dinero: como se comprobaría con el paso de los años, fue fruto de una mente privilegiada que le permitieron borrar de un plumazo, mediante demostraciones experimentales, las falsas convecciones y presupuestos en los que se había basado hasta entonces la química antigua (o alquimia) y dar paso a la verdadera química: la química moderna.

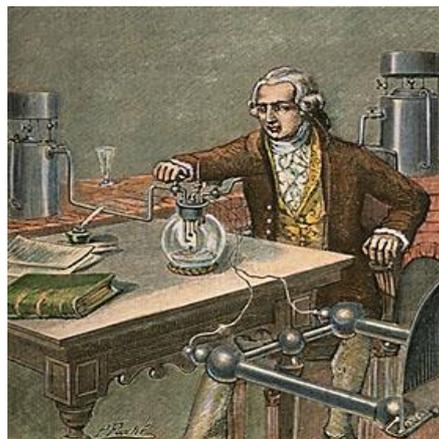


Figura 1. Retrato de Lavoisier trabajando en su laboratorio

Una de sus aportaciones fundamentales, y quizás la que llamó más la atención a los miembros de la Academia de Ciencias, fue el uso de una exactitud mayúscula a la hora de anotar, medir o pesar cualquier tipo de sustancia o materia en sus experimentos. Quizás suene un poco irrelevante, ya que hoy día, cuando trabajamos en el laboratorio, hacemos eso mismo con cualquier producto, es una de las bases de trabajo; pero hasta entonces, los

experimentos se hacían sin ningún tipo de precisión: un puñado de aquello y un poco de lo otro para dar lugar a este compuesto, algo que, como demostraría más adelante Lavoisier, llevaba a garrafales fallos y errores científicos.

No bastó mucho tiempo para demostrar públicamente la importancia de la precisión en las medidas. En la época de Lavoisier, aún había muchos “químicos”, o mejor dicho, alquimistas, que basaban sus teorías y experimentos en la doctrina de los “cuatro elementos”: agua, aire, tierra y fuego. Muchos de ellos afirmaban rotundamente que la transmutación de un elemento a otro era posible, ya que al hervir agua en un recipiente de vidrio, se producía un sedimento en el fondo del recipiente. ¿Conclusión? Parte del agua se había transmutado en tierra. Lavoisier, que consideraba dicho razonamiento un poco (o bastante) ilógico, decidió realizar el mismo experimento, pero antes de comenzar a calentar el agua, pesó el recipiente de vidrio con total exactitud. Tras ello, dejó hervir el agua durante bastantes días, dejando que apareciera el citado sedimento.

A continuación pesó de nuevo el recipiente de vidrio, comprobando que pesaba menos que antes; sin embargo, si pesaba el sedimento y se lo sumaba al peso del recipiente, obtenía el peso del recipiente original. De esta manera, Lavoisier demostró que los citados sedimentos no eran sino parte del vidrio, que se había derretido debido al calor, refutando de un plumazo una de las grandes convicciones de la química antigua.

Otra de las teorías erróneas enormemente aceptadas de la época fue la del “flogisto”<sup>2</sup>: ésta decía que los metales estaban compuestos por cal (óxidos hoy día) y una sustancia denominada “flogisto”. Al quemar o calentar el metal en procesos de combustión, se veía que la cal pesaba más

que el metal original, hecho se atribuyó a que el flogisto de “escapaba” en el proceso de combustión, es decir, el flogisto tenía un peso negativo. Esta “genialidad” de los compañeros químicos de Lavoisier fue refutada por éste con otro sencillo experimento. Así pues, Antoine se encargó de calentar estaño en un recipiente cerrado y sin contacto con el aire. Comprobó que, efectivamente, parte del estaño se transformó en cal, pero tras pesar el recipiente en un principio y tras calentarlo, demostró que ambos pesaban lo mismo: no se había producido ninguna ganancia de peso ni pérdida de flogisto. Sin embargo, si el mismo proceso se realizaba con el recipiente abierto, sí que se producía un cierto aumento de peso, algo que atribuyó Lavoisier a que el metal reaccionaba con algún elemento del aire, el cual perdía el peso ganado por la cal. De este modo, Lavoisier describió la importantísima *Ley de Conservación de la Materia*, que establece que en un sistema cerrado, la suma del peso de los reactivos es igual a la suma del peso de los productos, es decir, la masa permanece constante.

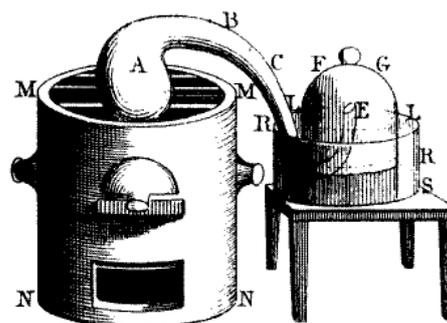


Figura 2. Uno de los instrumentos de Lavoisier: el descomponedor de aire

Volviendo al experimento anterior de Lavoisier (sí, dio mucho de sí) y como ya se ha dicho, Lavoisier estableció que había alguna sustancia en el aire que reaccionaba en cierta medida con el metal, haciendo que la cal ganara algo de peso. A raíz de esto,

Lavoisier se puso en contacto con Joseph Priestley<sup>3</sup>, el clérigo que había descubierto el oxígeno, y gracias a él vio la importancia que tenía este elemento tan fútil en un principio. De esta manera, Antoine volvió a calentar metal pero esta vez en un recipiente que contenía oxígeno puro. ¿El resultado? La transformación en cal se realizaba de una manera mucho más rápida y veloz. Así pues, Lavoisier había descubierto, por simple prueba y error, la composición principal del aire ordinario: oxígeno (el elemento que reaccionaba con el metal) y nitrógeno (el que no reaccionaba), el cual en un principio no sabía qué era y lo llamó “azote”. De esto, Antoine concluyó también que los procesos de combustión consistían en la unión de un elemento con el oxígeno.



Figura 2. Portada de  
*Traité élémentaire de chimie*

Y así podríamos seguir durante muchos más párrafos: durante el resto de su vida, Lavoisier se dedicó a aportar muchísimos

tratados y libros con nuevos conceptos de química y refutaciones sobre teorías antiguas. Entre ellos destaca *Méthode de nomenclature chimique*, el primer tratado que establecía unas pautas fijas y lógicas a la hora de nombrar compuestos; y *Traité élémentaire de chimie*, el primer escrito de química moderna.

La vida de Lavoisier llegó a su fin debido al único trabajo que había realizado y que no tenía nada que ver con la ciencia: trabajar para el gobierno como recaudador de impuestos en la época previa a la Revolución francesa. Los recaudadores tenían muy mala fama dentro de las clases más bajas, algo que se tradujo en la persecución y arresto de los mismos cuando se inició la Revolución: Lavoisier fue arrestado y decapitado en la guillotina en 1794, una guillotina que se llevó a uno de los científicos más brillantes de todos los tiempos y que tal y como diría más tarde el conde Lagrange, “bastó un momento para cercenar su cabeza, y cien años probablemente no serán suficientes para dar otra igual”.<sup>4</sup>

<sup>1</sup>[scienceworld.wolfram.com/biography/Lavoisier.html](http://scienceworld.wolfram.com/biography/Lavoisier.html)

<sup>2</sup>[en.wikipedia.org/wiki/Phlogiston\\_theory](http://en.wikipedia.org/wiki/Phlogiston_theory)

<sup>3</sup>[mattson.creighton.edu/History\\_Gas\\_Chemistry/Lavoisier.html](http://mattson.creighton.edu/History_Gas_Chemistry/Lavoisier.html)

<sup>4</sup> Isaac Asimov, “Momentos estelares de la ciencia”

Imágenes: Google imágenes



## UN MUNDO A BASE DE HIDRÓGENO

Artículo realizado por Iván Reyes Torres

Hace unos años era una utopía imaginar una fuente de energía no contaminante y casi inagotable que proporcionase energía a todo el mundo. Hoy en día, el elemento más abundante del universo quizás sea capaz de hacer nuestros sueños realidad. En el siguiente artículo se exploran las posibilidades del uso del hidrógeno como combustible, así como alguno de los métodos para su obtención y aplicación a la generación eléctrica.

Debido a la necesidad actual de *reducir* el nivel de contaminantes que estamos expulsando al medio ambiente, la mayor preocupación en materia energética está centrada en encontrar opciones viables para la *sustitución* del actual sistema de *transportes* y de *producción de energía*, evitando producir *limitaciones* energéticas, lo que implicaría un atraso en el desarrollo económico, cultural y tecnológico de la humanidad.

De lo expuesto anteriormente se llega a la conclusión de que una buena solución se encuentra en *cambiar* de base energética utilizando un combustible con el cual se puedan eliminar o reducir notablemente las emisiones de contaminantes a la atmósfera y esto es precisamente lo que se lograría con el uso del *hidrógeno* (H<sub>2</sub>) como combustible, el cual, como todo, tiene sus ventajas y sus inconvenientes.

En cuanto a las características *favorables* del hidrógeno, cabe destacar que constituye una reserva de combustible casi ilimitada (es el elemento más abundante del universo), y la facilidad para su combustión completa, además de que sus productos (de la combustión) son considerados no contaminantes o lo son en muy bajo grado. En definitiva, es una fuente de energía que puede ser almacenada, transmitida y utilizada para las necesidades energéticas del presente y del futuro.

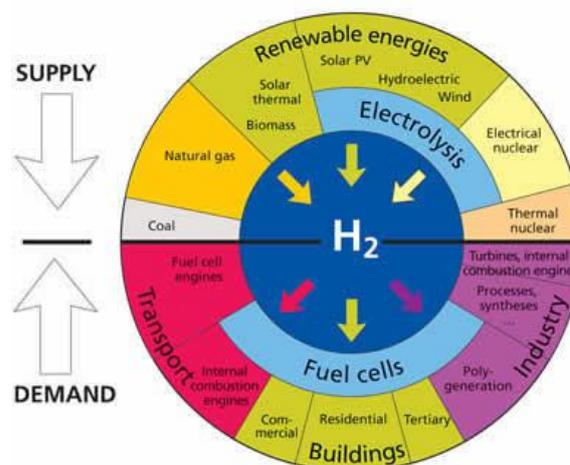


Figura 2. Diagrama que muestra cómo el hidrógeno podría ser el elemento de equilibrio entre las diferentes fuentes de energía y de consumo de esta.

Sin embargo también hay que destacar algunos aspectos que *dificultan* su uso, la mayoría derivados de que no existe libre en la naturaleza, lo que implica la utilización de distintos métodos para su obtención, que aún deben perfeccionarse ya que los que se han estado usando hasta nuestros días arrojan un balance energético negativo a lo largo del ciclo de vida del H<sub>2</sub> (es decir, se gasta más energía en su obtención que la que luego produce el H<sub>2</sub>) y como consecuencia última, son muy elevados los costes de producción.

Hasta el momento (y probablemente durante al menos la presente década) los inconvenientes han sido claramente superiores a sus ventajas, por lo que la utilización en forma de combustible es

prácticamente *nula*. No obstante, en toda perspectiva energética siempre ha estado presente como potencial alternativa a los combustibles fósiles, confiando en que la investigación conseguiría superar las barreras que impiden su uso generalizado.

En cualquier caso, la solución a casi todos los inconvenientes que se presentan parece ser la misma: desarrollar nuevos métodos y tecnologías que hagan *eficiente* y *competitiva* la producción y el uso del H<sub>2</sub>.

Hoy en día, la mayor parte de procesos que se utilizan para *generar* H<sub>2</sub> implican la generación previa de “gas de síntesis”, seguida de la eliminación del CO formado, que a su vez proporciona más hidrógeno en la “reacción de desplazamiento”. Dicho gas de síntesis se obtiene actualmente por dos procesos: *el reformado con vapor de agua* (la materia prima, a elevada temperatura y presión moderada, se mezcla con vapor de agua y se hace pasar a través de un lecho de catalizador) y la *oxidación parcial* (la reacción principal consiste en la combustión incompleta, en presencia de vapor de agua, de cualquier sustancia que contenga carbono orgánico mientras que el vapor de agua reacciona con la alimentación y actúa de moderador de la combustión parcial, de forma que controlando su dosificación, se estabiliza la temperatura en el reactor).

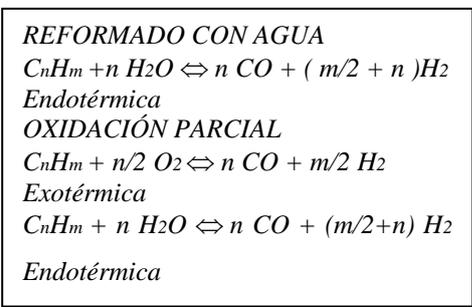


Figura 2. Cuadro de reacciones en los procesos de obtención de H<sub>2</sub> más tradicionales.

Solamente el 5% del hidrógeno que se produce hoy día es obtenido por métodos distintos al reformado de hidrocarburos o, en menor medida, oxidación parcial. De ellos, la *electrólisis* del agua es el único con cierta implantación en zonas geográficas excedentarias en recursos hidráulicos (Noruega, Islandia, etc.).

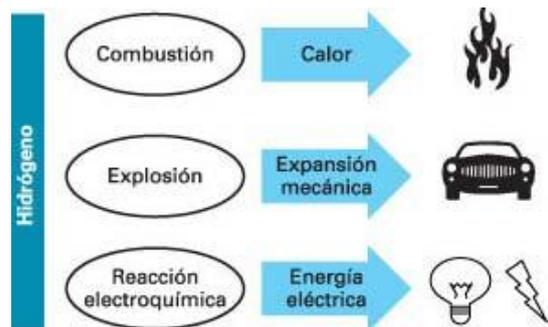


Figura 3. Diferentes aplicaciones de la energía generada por el hidrógeno.

Por otra parte, hay que destacar aquellos procedimientos que aparentan estar situados en posición próxima al lanzamiento tecnológico, con independencia de que por el momento no resulten económicamente justificados frente a la alternativa tradicional.

En primer lugar destaca la *pila de combustible inversa*: la reacción de electrólisis es reversible, por lo que es posible utilizar pilas de combustible con el propósito de descomponer el agua con sólo aplicar a los electrodos un potencial de sentido inverso y voltaje superior al de la reacción de formación del agua.

Las ventajas de las pilas de combustible sobre la electrólisis convencional se centran fundamentalmente en utilizar mayores densidades de corriente (referida a la superficie de los electrodos) que, junto al reducido espesor de la membrana (0,25 mm), permite una sustancial disminución en el volumen del equipo, con la consiguiente rebaja en los costes de inversión.

Otra alternativa de futuro es la producción por *ciclos termodinámicos de hidrólisis* (usando la energía solar, por ejemplo). El primer paso, endotérmico, consiste en la disociación térmica del ZnO(s) en Zn(g) y O<sub>2</sub>(g) a 2300 K, utilizando energía solar concentrada como fuente de calor. El segundo paso, sin ayuda del sol y exotérmico, es la hidrólisis por Zn(l) a 700 K para producir H<sub>2</sub> y ZnO(s). Este último se separa de forma natural y se recicla hacia el paso primero. El hidrógeno y el oxígeno se producen en pasos diferentes, con lo que no es necesario separarlos.

Y finalmente, *la biotecnología*, que puede ofrecernos en un futuro diversas opciones para la producción de H<sub>2</sub> a través de los seres vivos. Hoy en día ya se conocen tres mecanismos por los que se puede obtener hidrógeno por medio de biotecnología:

- *Fotólisis directa del agua.*

Algunos microorganismos son capaces de fijar directamente electrones a los protones del agua produciendo hidrógeno. La energía del proceso es obtenida a partir de la radiación luminosa.

- *Fotodescomposición microbiana de la materia orgánica.*

En síntesis se trata de conseguir un grado más avanzado de descomposición que el alcanzado con la mayor parte de las fermentaciones habituales. Ciertos microorganismos, en presencia de radiación solar, convierten los hidratos de carbono en CO<sub>2</sub> más H<sub>2</sub>. No precisan luminosidad.

- *Fermentación.*

Los productos finales de la fermentación anaeróbica contienen fundamentalmente metano en equilibrio con hidrógeno. Se está estudiando la manera de desplazar este equilibrio hacia la formación de hidrógeno.

Como ya se ha dicho, el H<sub>2</sub> que obtengamos puede ser utilizado tanto para generar energía eléctrica (pilas de combustible y ciclos avanzados como el de Rankine o el

de Graz) como para ser consumido como combustible por los vehículos en un futuro y de hecho, muchas de las principales empresas automovilísticas ya están probando algunos modelos de vehículos con motores de hidrógeno (formados por distintas células de combustible cuyo funcionamiento es similar al de una pila) o con motores híbridos (combinan un motor movido por energía eléctrica y un motor de combustión interna).

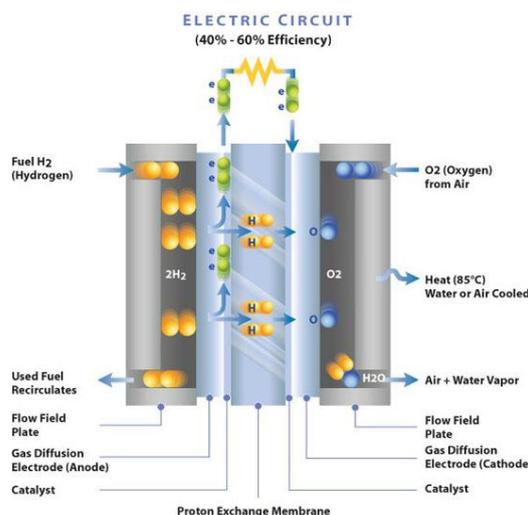


Figura 4. Esquema simple de una pila de H<sub>2</sub> combustible.

Todo lo expuesto anteriormente demuestra que el cambio avanza, aunque lentamente, y... ¿Quién sabe? Quizás no estemos tan lejos como pensamos de vivir una auténtica *revolución del hidrógeno* que cambie el mundo que nos rodea y nuestra forma de entenderlo... para siempre.

Información (y algunas figuras) obtenida de: <http://www.oni.escuelas.edu.ar/2006/GCBA/1233/html/media/hidrogenocombustible.pdf>

<http://www.tecnociencia.es/especiales/hidrogeno/obtenccion.htm>

K. Cox and K. Williamson Jr, *Hydrogen: its technology and implications*, Vol. I, *Hydrogen production technology*, CRC, Boca Raton, FL. 1973



## EQUILIBRIO, CAOS, ENTROPÍA

Artículo realizado por María Gallardo Gómez

**En química, se habla constantemente de la entropía, de esa tendencia de los sistemas aislados a volverse caóticos con el tiempo. La vida es un pulso constante con el desorden, pero no podemos oponernos siempre a la tendencia espontánea del Universo.**

Si lo que queremos es buscar una definición de entropía, ¿qué nos encontramos? Cosas como:

*“Medida del desorden de un sistema.”*

*“Magnitud termodinámica que mide la cantidad de energía de un sistema físico que no puede utilizarse para realizar trabajo mecánico.”*

*“La tendencia de los sistemas aislados que con el paso del tiempo se vuelven caóticos”*

Coloquialmente puede considerarse la entropía como la medida del desorden de un sistema, de su homogeneidad. Si tenemos dos vasos llenos de pintura, uno de pintura negra y otro de pintura blanca, y echamos los dos colores en otro recipiente, con el paso del tiempo obtenemos pintura gris, más o menos homogénea. Este estado final del sistema presenta un mayor grado de desorden que cuando teníamos los dos colores por separado.

El trabajo que tendríamos que realizar sobre el sistema para conseguir separar de nuevo los colores es claramente mayor que el que hemos tenido que aplicar para mezclarlos. Esto es lo que ocurre en todos los procesos irreversibles. Al aplicar un trabajo mayor se produce una transferencia de calor hacia el entorno, aumentándose la entropía global. Como todos los procesos reales que ocurren en la naturaleza son irreversibles, la entropía siempre aumenta con el tiempo.

Esto es lo que expresa el segundo principio de la termodinámica para sistemas aislados, como el Universo. En el siglo XIX, Clausius introdujo la entropía como la formulación matemática del segundo principio de la termodinámica.

La energía del Universo tiende a distribuirse por todo el espacio buscando la mayor dispersión, la mayor probabilidad y estabilidad, el mayor equilibrio posible. Esta distribución da lugar al caos y al desorden, a la entropía máxima.

Los cuerpos calientes ceden calor a los cuerpos fríos en un proceso espontáneo, con tal de alcanzar el equilibrio térmico. El proceso contrario de ceder energía al cuerpo caliente es imposible, ya que el Universo tiende a distribuir la energía uniformemente maximizando la entropía. Entonces, si la entropía aumenta constantemente en el Universo, llegará un momento en el que se alcance el equilibrio entre todas las temperaturas, presiones y concentraciones, y ya no se podrán producir más cambios físicos ni químicos. Se habrá llegado a la entropía máxima del Universo. Esto es lo que Clausius denominó *la muerte térmica del Universo*.

La tendencia espontánea de las cosas es el desgaste, el envejecimiento, el derrumbe de edificios, el agotamiento de los recursos, todo esto es irreversible, lo que conlleva un aumento de la entropía del Universo. Cuando se ha llegado al grado máximo de entropía, de desorden, de equilibrio, ya no se puede pasar a las etapas iniciales de la evolución del proceso. Al aumentar la entropía los procesos se hacen irreversibles.

Sin embargo, la vida en la naturaleza es una lucha constante con la entropía. Luchamos contra el desgaste, contra el caos y el desorden, nos oponemos a la tendencia espontánea de las cosas. Nosotros, los sistemas vivos, somos una parte ínfima del

Universo, y nos diferenciamos de él en que luchamos por y para existir. Para esta lucha necesitamos un aporte de energía, y saber utilizarla.

Aunque parezca extraño, luchamos por mantener nuestra inestabilidad respecto al equilibrio y estabilidad universales, intentamos superponer el orden al caos. La entropía aparece cuando triunfan la violencia, la enfermedad, la locura sobre la paz, la salud y la razón. Llega el desorden.

Podremos luchar todo lo que queramos para mantener vivo nuestro trocito de existencia, podemos luchar todo lo posible contra la entropía aquí en nuestro pequeño planeta. Pero no podemos hacer nada contra la muerte de una estrella, contra el enfriamiento de una galaxia, contra la



Figura 1: Departamento de entropía<sup>1</sup>. Desorden absoluto.

expansión del Universo. Éste alcanzará su máximo de entropía, llegará al caos, al equilibrio total, nos guste o no. Por eso, la lucha contra la entropía es un caso perdido.

1. Figura obtenida de:  
<http://institutopreparatoria60.blogspot.com>



## TRES MODELOS PARA UNA SOLA CONSTANTE

Artículo realizado por Amalia Ruiz Serrano

**¿Cómo explicamos los valores numéricos de las constantes de velocidad que aparecen en las leyes de velocidad? Existen tres modelos que las explican: el efecto de la temperatura, la teoría de colisiones y la teoría del complejo activado.**

La ley de velocidad de la ecuación genérica:  $A+B \rightarrow C+D$  es  $v=k[A][B]$ . Si trabajamos a nivel práctico la relevancia de lo que sucede en esa reacción molecularmente interesa poco, sin embargo para determinar el valor de la constante de velocidad nos resulta imprescindible. Hay tres modelos teóricos que la explican: el efecto de la temperatura, la teoría de colisiones y la teoría del complejo activado o del estado de transición.

El primero de estos modelos se puede observar cualitativamente al aumentar la temperatura y acelerarse con ello las reacciones. Al final del siglo XIX el

químico sueco Arrhenius descubrió que el gráfico del logaritmo de la constante de velocidad en función de la inversa de la temperatura absoluta es una línea recta. Matemáticamente se manifiesta por la ecuación de Arrhenius:  $\ln K = \ln A - E_a/RT$  ( $K$ : constante de velocidad;  $A$  y  $E_a$ : parámetros de Arrhenius,  $A$ : factor preexponencial, llamado así por la forma exponencial de la ecuación de Arrhenius,  $E_a$ : energía de activación;  $R$ : constante de los gases nobles, que no limita la ecuación a las reacciones gaseosas). Esta ecuación es una ecuación lineal, donde  $\ln k$  es el eje de ordenadas,  $\ln A$  es la ordenada en el origen,

$E_a/RT$  es la pendiente y  $1/T$  es el eje de abscisas.

Cuanto mayor sea la energía de activación la dependencia de  $K$  de la temperatura será mayor, ya que para que la  $K$  se mantenga constante la  $T$  tendrá que aumentar. En algunas reacciones espontáneas la energía de activación es muy grande, impidiendo que se produzcan. Tal es el caso del hidrógeno y el oxígeno, ¡que puede perdurar años! se le aplica una chispa o llama para que se produzca la reacción.

Si miramos a nuestro alrededor podemos ver como ¡los grillos emiten sonido y las luciérnagas luz, doblando su velocidad al aumentar  $10^\circ\text{C}$ !, correspondiendo a una energía de activación de  $50\text{KJ/mol}$ .

La teoría de colisiones nos dice como una reacción puede producirse solo si los reactivos se encuentran entre sí. El nombre de esta teoría procede de la colisión que se produce entre dos moléculas que colisionan en un gas.

En toda reacción existe una energía cinética mínima ( $E_{\text{min}}$ ) necesaria para que cuando dos moléculas choquen no reboten, sino que se unan por la ruptura de sus respectivos enlaces. La posibilidad de que esta colisión se produzca aumenta con los siguientes factores: la subida de temperatura, la mayor frecuencia de colisión, la velocidad relativa de las moléculas, el área que una molécula exhibe como blanco durante una colisión (sección eficaz) y la orientación correcta. La dependencia de la dirección recibe el nombre de requerimiento estérico de la reacción.

¡La frecuencia de colisión es del orden de  $10^3$  colisiones por segundo! En una reacción típica entre gases, sin amargo, la velocidad de reacción es del orden de  $10^{-4}$

$\text{M}\cdot\text{s}^{-1}$ , ya que solo algunas colisiones reaccionan.

La teoría del estado de transición fue propuesta por Henry Eyring (1901-1981) y otros científicos, se aplica a disoluciones y gases, explicando como al encontrarse dos moléculas, éstas se distorsionan. En fase gaseosa la distorsión equivale a la colisión y en solución se produce cuando los choques que se producen entre las moléculas son bastante fuerte. En estos dos casos las moléculas no se rompen de forma inmediata, sino que se cambian pudiendo llegar a dar el producto o separarse en los reactivos. Los enlaces originales se debilitan y alargan y sólo se forman parte de los nuevos.

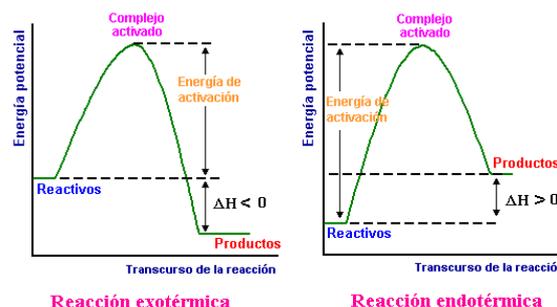


Figura 1. Energía potencial a medida que avanza la reacción.

La variación de entalpía de una reacción es igual a la diferencia de las energías de activación de las reacciones directa e inversa. Como se muestra en la figura 1, para una reacción endotérmica la energía de activación debe ser igual o mayor que la entalpía de la reacción, en una reacción exotérmica sucede lo contrario.

*Principios de Química. Los caminos del descubrimiento, 3ª Edición, editorial Medica Panamericana, Atkins, Jones.*  
*Química General, 8ª Edición, editorial Prentice Hall, Petrucci, Harwood, Herring.*  
[www.educarchile.cl](http://www.educarchile.cl)  
[centros.edu.xunta.es](http://centros.edu.xunta.es)  
[quimica.laguia2000.com](http://quimica.laguia2000.com)



## SI NO PUEDES CON ÉL... ¡APROVÉCHATE!

Artículo realizado por Gloria López Gámez

**¿Por qué es importante que disminuya la cantidad de CO<sub>2</sub> en la atmósfera? El CO<sub>2</sub> es uno de los principales gases de efecto invernadero provocado por acción del ser humano, y su nivel aumenta exponencialmente cada año que pasa; esto a su vez, incrementa el cambio climático. A medida que aumenta la cantidad de CO<sub>2</sub>, queda más radiación solar atrapada en la atmósfera, y hace que suban las temperaturas. Las consecuencias ya empezamos a sufrirlas hace algunos años, y no creo que nadie tenga interés en seguir experimentándolas.**

El cambio climático. “¿Quién piensa en ello?”, “¿Para qué?”, “¿De algo hay que morir no?”, “Eso es una tontería, si hace más calor se pone el aire acondicionado y listo”. Estas son algunas de las frases que se oyen cuando se pregunta por este grave problema. Pero el cambio climático no solo es la subida de las temperaturas, lleva otras consecuencias asociadas y nosotros tenemos la culpa de que se incremente cada año. Me estoy refiriendo a las cantidades de CO<sub>2</sub> que vertemos a la atmósfera con nuestros coches, industrias, servicios públicos como la electricidad... Por culpa de esto se puede provocar una gran catástrofe.

En primer lugar, las temperaturas cambiarán, y con el tiempo, se producirían inundaciones o sequías, la fundición de los polos que provocaría el aumento del nivel del mar, y con ello la desaparición de países que se encuentren a menor altitud.

Con este cambio de temperatura, los insectos polinizadores, que tienen unas épocas para realizar su función, no coincidirán con las plantas a las que polinizan, y así poco a poco habría cada vez menos vegetación, esto conlleva menos oxígeno, y cada vez más CO<sub>2</sub>.

Hemos sido testigos de las innumerables campañas para intentar reducir las cantidades de este compuesto, pero como casi siempre, no somos capaces de unirnos por una buena causa, ni si quiera por conservar nuestro planeta. Por esto precisamente, muchos científicos han pensado en la posibilidad de encontrar algún mecanismo útil para eliminarlo, pero yo pienso, ¿no sería mejor sacar provecho de él?

Algunos investigadores han llegado a esta misma conclusión, y estas son algunas soluciones que se ofrecen:

En el año 2008 Venter (conocido por la fabricación del primer cromosoma bacteriano artificial y otros logros), afirmó que pretendía conseguir organismos “de diseño” que elaborasen fármacos o combustibles modificando sus genes para que extrajesen del aire suficiente CO<sub>2</sub>.

“Tenemos los modestos objetivos de reemplazar a toda la industria petroquímica y convertirnos en una de las principales fuentes de energía”, explicó Venter. “Si logramos la escala que necesitamos, éste será un planeta de metano”, añadió<sup>1</sup>.

Aún seguimos esperando esas magníficas bacterias.

Un grupo de científicos de la Universidad de California, han diseñado un panel solar que sirve para separar el dióxido de carbono en monóxido de carbono y oxígeno. Consiguiendo almacenar el CO para convertirlo en biocombustible, con ayuda de bacterias comedoras de CO.

Otra posibilidad es utilizar un catalizador de partículas de platino y paladio en nanotubos de carbono. Así podrían obtenerse hidrocarburos que luego se convertirán en gasolina y diesel. Aunque solo se ha conseguido transformar el 1%, se sigue investigando para mejorar el resultado.

Otro grupo de investigadores del Laboratorio Nacional Sandia, de los Estados Unidos, ha elaborado un sistema que genera combustible a partir



*Separador de dióxido de carbono<sup>2</sup>*

del dióxido de carbono el cual funciona con energía solar. Es un reactor que puede descomponer dióxido de carbono generando monóxido de carbono, y este combinado con el hidrógeno puede formar syngas o gas de síntesis (utilizado para conseguir combustibles).

Se piensa que podría utilizarse en grandes fuentes de contaminación, aunque más adelante se utilizase también para el que se encuentra en la atmósfera. El problema es

que resulta algo costoso, y solo se ha hecho un prototipo del reactor, que podrá estar en venta tras 15 o 20 años.



*Prototipo del reactor<sup>3</sup>*

Como vemos, hay muchas propuestas, pero ninguna llevada a cabo con suficiente éxito. En lugar de destruir el planeta, y después buscar soluciones para enmendar nuestros errores, deberíamos pensar antes de actuar y no dañar el lugar en el que vivimos, para luego no tener que arrepentirnos de no haber sido lo suficientemente inteligentes de salvarlo.

<sup>1</sup><http://www.madridmasd.org/informacionidi/noticias/noticia.asp?id=33589&tipo=g>

<sup>2</sup><http://erenovable.com/2007/05/04/descomponiendo-el-dioxido-de-carbono-para-utilizarlo-en-energias-renovables/>

<sup>3</sup><http://sustentator.com/blog-es/2009/11/27/un-reactor-que-convierte-el-co2-en-combustible/>



Artículo realizado por Carmen Campos Silva

## EL PH EN NUESTRA VIDA

**El pH es un concepto químico que nos da el valor de medida de la concentración de iones hidronio  $[H_3O^+]$  presentes en determinadas sustancias y que oscila entre 0 y 14. La mayoría de la gente ha oído hablar y tiene una idea bastante aproximada del concepto de pH. Sin embargo es posible que al referirse al pH muchos piensen en un fenómeno químico extraordinario presente en laboratorios, en ciertos productos químicos peligrosos y quizá también en los ríos. Por el contrario, la realidad es la de un fenómeno cotidiano y de relevante importancia en la naturaleza y en los seres vivos.**

El pH no es más que una escala que nos sirve para medir la acidez de cualquier sustancia de la naturaleza en disolución y poder compararla con otras. Las siglas pH son el acrónimo de "potencial de hidrógeno" y matemáticamente se define como el logaritmo negativo en base 10 de la concentración de los iones hidronio en una disolución. Un pH de 7 se dice que es neutro. Un pH menor de 7 es ácido mientras que un pH mayor que 7 es básico o alcalino. Las sustancias muy acidas o muy básicas, valores de pH alejados de 7, pueden llegar a quemar o corroer. Estos valores se pueden medir de forma aproximada empleando indicadores: sustancias que presentan diferente color según el pH. El tornasol es el más conocido de ellos.

Como señalaba al principio, el pH no hay que buscarlo en sustancias extrañas; sin ir más lejos se ha determinado que el pH de la piel húmeda ronda en un 5.5. Este valor es posible mantenerlo gracias al sudor. Es por ello que si nos aplicamos alguna crema o jabón con un pH bastante mayor o menor puede causarnos irritación, quemadura o incluso corrosión.

Otros ejemplos cercanos de sustancias ácidas son el extracto de limón, con un pH aproximado de 2.3, el vinagre de 2.9, la manzana 3, el vino de 3.5 o el café de 5. La leche, el agua pura y la sangre rondan un

pH de 7 y por tanto son sustancias neutras. Por otro lado la cotidiana pasta de dientes, la lejía o el amoníaco doméstico rondan los valores de 9.9, 11.9 y 13 respectivamente.

A partir de estos datos podemos deducir que al ingerir alimentos alteramos el pH de nuestro cuerpo. El pH de nuestro estómago y los jugos gástricos ronda el valor de 2 debido al ácido que contienen y que es útil para descomponer los alimentos. Algunas comidas y sus combinaciones pueden provocar que el estómago genere más ácido. Si esto sucede con mucha frecuencia, el ácido podría perforar el estómago causando una úlcera. Al mezclar ácidos con bases se pueden cancelar o neutralizar sus efectos. Para calmar la acidez en el estómago, se recomienda tomar sustancias que químicamente son una base, de manera que neutralizan el ácido estomacal produciendo mejoría. El bicarbonato de sodio es un ejemplo de ello.

Al ingerir alimentos alteramos también el pH bucal. La función de la saliva, entre otras, es mantener el pH de la boca en 6.5. Después de cepillar tus dientes, la acidez de la saliva, debe encontrarse con un valor alrededor de 7. Es decir un pH neutro, que no produce ningún daño a tus dientes. Por ello es importante el cepillado después de cada comida, puesto que los restos y gérmenes que pudieran quedar contribuirían

a alterar ese valor y podrían estropear el esmalte así como causar caries.

El pH del agua afecta a la vida terrestre y acuática. El pH de la humedad del suelo afecta la disponibilidad de nutrientes para las plantas. De la misma manera puede afectar al proceso fisiológico de absorción de los nutrientes por parte de las raíces: todas las especies vegetales presentan unos rangos característicos de pH en los que su absorción es idónea.

El agua de los lagos, lagunas y ríos sanos generalmente tiene una acidez entre 6 y 8. La mayoría de los peces tolera el agua con pH entre 6 y 9. Los sapos y otros anfibios son más sensibles a este valor que muchos peces. Por su parte el pH del agua marina ronda el valor de 8.

Por otro lado, este fenómeno desempeña un papel fundamental en los procesos biológicos, ya que es uno de los factores para que se lleven a cabo las miles de reacciones químicas en un organismo. Por ejemplo las enzimas son proteínas que catalizan las reacciones químicas en los seres vivos, y éstas ven alterado su funcionamiento en base al pH. Para que las enzimas funcionen correctamente necesitan un entorno óptimo de pH, o de lo contrario su actividad se verá perturbada o hasta interrumpida totalmente pudiendo ocasionar en muchos organismos incluso la muerte.

Un ejemplo de ello son las enzimas del lisosoma. Los lisosomas son vesículas membranosas presentes en el interior de las células que contienen enzimas hidrolíticas utilizadas para la digestión intracelular controlada de macromoléculas. Todas ellas son hidrolasas ácidas; destruyen moléculas descomponiéndolas en subunidades menores. Su actividad óptima se expresa a un pH cercano a 5, que es el pH que se mantiene en el interior de los lisosomas. En

este sentido, el citosol está protegido contra el ataque de su propio sistema digestivo pues en caso de que se produzca alguna fuga del lisosoma, la dependencia ácida de la actividad de estas enzimas protege el contenido del citosol (cuyo pH es aproximadamente 7,2). Si estas enzimas fueran capaces de realizar su función en un pH de 7 destruirían todos los componentes de la célula provocando su muerte en caso de fuga.

Por otro lado, la sangre realiza una función parecida a la descrita antes con la saliva; actúa como una solución tampón, es decir, auto regula el impacto de sustancias que pueden alterar el pH, aun así según las concentraciones de las sustancias que entran al organismo, el pH puede verse alterado siendo las grandes alteraciones peligrosas para la salud e incluso la vida.

Como podemos ver, los fenómenos químicos están en todas partes, en la naturaleza, en la vida, en nuestro interior, y en todas las sustancias puesto que la materia es química.

*1 P. Atkins y L Jones. "Principios de Química – Los caminos del descubrimiento", 3ª edición, Ed. Médica Panamericana, 2006.*

<sup>2</sup><http://es.wikipedia.org>

<sup>3</sup><http://www.educando.edu.do/Portal.Base/Web/VerContenido.aspx?ID=113877>



## OBESIDAD Y EL PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA

Artículo realizado por María Alcázar Fabra

**El ser humano, para poder llevar a cabo todas las funciones que garantizan el correcto funcionamiento de su cuerpo, necesita consumir energía. La razón de esto nos la explica el primer principio de la termodinámica: la energía ni se crea ni se destruye, sólo se transforma. Son los alimentos que ingerimos los que nos proporcionan esta energía.**

Los procesos energéticos del cuerpo humano, al igual que en las máquinas, están regidos por las leyes de la termoquímica. Por ejemplo un hombre adulto necesita ingerir a diario unas 3000 calorías, que es el equivalente al consumo energético de una lámpara de 100W de potencia encendida durante 24h.

Sabiendo esto, sería de sentido común pensar que si consumimos más energía procedente de los alimentos de la que gastamos en procesos metabólicos, entonces el equilibrio energético será positivo y ganamos peso; mientras que si consumimos menos, el equilibrio energético será entonces negativo y perdemos peso.



Figura 1: El tradicional concepto de la balanza de calorías trata de explicar que las calorías nos engordan si hay un desequilibrio entre las que entran y las que salen<sup>1</sup>.

De esto surge la idea de que nuestro peso viene determinado en primera instancia por las calorías que consumimos y las calorías que gastamos. Esta idea llamada *balance*

*calórico* concibe que comer en exceso y no hacer ejercicio da lugar al almacenamiento de exceso de energía en el cuerpo, presumiblemente en forma de grasa (ya que esta es capaz de almacenar mucha más energía que las proteínas o los carbohidratos), lo que conduce a un aumento del peso. Así, el crecimiento epidémico de la obesidad en los últimos veinte años se debería a una epidemia de comer en exceso y de inactividad.

Es habitual ver a nuestro alrededor cómo aparecen dietas bajas en calorías que prometen una pérdida de peso a corto plazo; o cómo la gente de nuestro entorno, o nosotros mismos, contamos las calorías que consumimos. Aunque inconscientemente, todos estamos aplicando la misma ecuación:

$$\text{Aumento de peso (balance energético)} = \text{Energía consumida (Alimentación)} - \text{Energía gastada (ejercicio)}.$$

De esta ecuación deducimos que para perder peso, debemos consumir menos energía (calorías) o quemar más (a través del ejercicio), es decir, ser una buena “calculadora de calorías”.

La primera ley de la termodinámica nos dice que el aumento de peso está acompañado por un aumento en las calorías consumidas o una disminución en las quemadas. Se trata de una ecuación, y en

las ecuaciones los dos miembros deben ser iguales. Sin embargo, eso no significa necesariamente que el consumo de calorías lleve al aumento de peso. ¿Por qué no podemos concebir el aumento de peso como fuerza impulsora en la ecuación? Al hacerlo, no estamos violando el primer principio de la termodinámica (la ecuación se sigue cumpliendo), sino dando un nuevo enfoque más secundario a la aplicación de éste, no como hacía la idea del *balance calórico*.



Figura: La insulina es una hormona muy relacionada con la enfermedad de la obesidad<sup>2</sup>.

Según esta nueva idea, llamada *lipofilia*, es el aumento de peso el que nos hace que consumamos más calorías. Esto puede parecer confuso al principio, pero una vez comprendido parece bastante lógico. Cuando algún problema desordena nuestro tejido graso y hace que aumente, nos hace consumir más calorías o quemar menos. Cuando el problema se soluciona, el tejido graso se reduce, y nosotros comemos menos calorías o quemamos más. Esta nueva concepción teórica planteada en congresos médicos desde el año 1984, estaría en contraposición al criterio tradicional del *balance de calorías*.

Pero, ¿cuál es ese problema que desordena el tejido graso y qué ha dado lugar a la epidemia de obesidad? La respuesta es la existencia de una disfunción hormonal, que afecta a la insulina y la leptina. Por tanto

podemos pensar que la epidemia de obesidad ha sido causada por un cambio a una dieta baja en grasa o alta en carbohidratos, que produce un exceso de insulina en sangre (hiperinsulinemia).

Entonces los conceptos de perder peso o mantenerlo cambian. Según la *lipofilia*, la dieta baja en carbohidratos y otras medidas adoptadas para mejorar los niveles de insulina de sangre pueden conducir a la pérdida de peso, incluso cuando carecen de restricciones calóricas. Además, para mantener nuestro peso el cuerpo posee de unos inconscientes mecanismos homeostáticos como, por ejemplo, los que mantienen la temperatura corporal.

La *lipofilia* permite además explicar hechos que el criterio tradicional del *balance de calorías*, no consigue: ¿Por qué se asocia la obesidad con algunas enfermedades como la diabetes, enfermedad cardíaca, accidente cerebrovascular, la enfermedad de Alzheimer, la desnutrición y la enfermedad de la gota?, ¿cómo, por qué, cuándo y dónde el exceso de calorías se puede convertir en grasa?, ¿por qué algunas personas engordan y otras no?...

Por último, cabe decir que la obesidad es una enfermedad bastante peligrosa. Aunque es una condición clínica individual, se ha convertido en un serio problema de salud pública que va en aumento, ya que es factor de riesgo para sufrir numerosas enfermedades crónicas. Por ello debemos tratar de prevenirla, con una dieta equilibrada y ejercicio físico regular.

Lustig RH Nat Clin Pract Endocrinol Metab. 2006 Aug;2(8):447-58.

<http://www.raisin-hell.com/2010/05/why-first-law-of-thermodynamics-has-no.html>

1 y 2: <http://www.why-low-carb-diets-work.com/first-law-of-thermodynamics.html>



## LA VERDADERA FASCINACIÓN POR LA QUÍMICA

Artículo realizado por Javier Macho Rendón

**Minusvaloramos la Química, es un hecho. El poco apego a ella, se deja entrever de manera copiosa en la gran mayoría de los casos, desde nuestras primeras tomas de contacto, en la escuela. Quizás ha de estar ahí el punto de inflexión, los modelos primarios de enseñanza de una ciencia tan pura y elemental como la Química, requieren que sea ilustrada de una manera análogamente pura y elemental pues, in situ, son la base e inicio de todo lo conocido.**

Es posible que la Química sea uno de los campos más injustamente tratados en el ámbito educativo. Lejos de ser la asignatura que se enseña en los colegios, la verdadera Química es un área sorprendente y dinámica, con espacio para el debate y la opinión, y con un nivel de subjetividad más elevado de lo que muchos piensan. Es, sin lugar a dudas, un terreno del saber fascinante.

Probablemente, una de las causas de la poca popularidad de la Química en el ámbito escolar sea la errónea forma de aproximarse a ella que los profesores suelen escoger. Lejos de enseñar la verdadera cara de una ciencia moderna y necesaria, muchos de ellos se empeñan en aferrarse a estériles fórmulas y una concepción cerrada e irreal de ésta. Donde en el mundo real hay complejas operaciones vitales para el desarrollo de empresas e investigaciones, ellos sólo ven ' $PV=nRT$ ' y son incapaces de hacer que sus alumnos vean la verdad tras esas letras.

Para entender hasta qué punto es interesante la Química, y de paso derribar algunos tópicos, es necesario remontarse a la semilla más primigenia. A efectos prácticos, la Química no es más que entender qué hay en este mundo. Qué son nuestras manos, qué es esta mesa, por qué pensamos en amor cuando vemos los ojos que queremos. Y, una vez entendido esto, cómo hacer para usar todo ese saber en

nuestro beneficio. Cómo conseguir una mesa roja; cómo cuidar nuestras manos; cómo fabricar perfumes.

La Química impregna todos y cada uno de los rincones de nuestra vida. Cada palabra que se desarrolla en este espacio está fabricada por miles y miles de reacciones químicas cerebrales; la verdadera fascinación en la Química reside en su ubicuidad, su profundidad y su trascendencia. Por todo esto, no deja de resultar ciertamente desalentador el espectáculo que se presencia en algunas aulas del mundo a día de hoy. Alumnos que, lejos de ver la influencia de la Química en su refresco favorito o en las hamburguesas de cierta multinacional de extrema relevancia, ven tan sólo el odioso control de la semana que viene. Éste es, probablemente, el mayor fracaso de la Química.

Llegará el día en el que una nueva corriente de docencia inunde las aulas como una ola de modernidad y la Química cobre el protagonismo y la popularidad que le corresponde como verdadera madre del mundo en el que vivimos. Hasta entonces, y mientras los encargados de la educación sigan siendo incapaces de comprender lo mucho que la sociedad pierde por una falta de sensibilidad en este campo, sólo nos queda soñar, a nosotros los químicos, con ese día en el que todos podamos reír con un chiste químico.



## COQUETERÍA QUÍMICA

Artículo realizado por Inés Maldonado

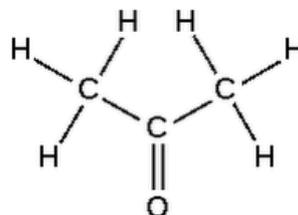
**Un cosmético muy utilizado actualmente por muchas mujeres es el esmalte de uñas. Nos sirve como un complemento más y puede ser muy llamativo. Además es relativamente fácil de aplicar y de retirar, y no tiene aparentemente repercusiones nocivas para nuestras uñas. Sin embargo no está de más conocer realmente los productos que utilizamos y como actúan unos sobre otros.**

El esmalte de uñas es un producto de belleza basado en una mezcla de lípidos, glúcidos y compuestos inorgánicos. Para fabricar un esmalte de uñas se utilizan escamas de bentona, que es una grasa compuesta por aceites básicos, arcilla bentonítica y un espesante no jabonoso; una laca transparente basada en nitrocelulosa; escamas de laca, que se unen con pigmentos de colores para formar una pasta coloreada; y, por último, a esta suspensión base, se le añaden sustancias perlantes para el acabado final. Así tenemos un esmalte, sustancia de secado rápido que crea una película fina, dura y brillante. El derivado de grasa bentona actúa como lubricante para evitar que se endurezca de manera permanente. Es resistente a la oxidación y al lavado con agua, ya que es altamente hidrofóbica, al igual que protege del desgaste y la corrosión.



Nuestro resultado basado en nitrocelulosa nos dejará unas uñas preciosas pero cuando estemos cansadas de llevarlo o queramos cambiar de color, ¿cómo lo quitamos? Con el famoso quitaesmaltes. Sin embargo, a pesar de su popularidad no conocemos realmente sus propiedades.

El quitaesmalte es un disolvente que ha pasado por muchas fórmulas diferentes con el fin de encontrar el más eficaz y el menos dañino para las uñas. Ante la ignorancia, lo más frecuente es utilizar como sinónimo de quitaesmalte el término acetona, ya que creemos que utilizamos sólo acetona para eliminar la pintura, pero hoy día no es así. La acetona, o propanona, es un compuesto orgánico muy volátil capaz de disolver plásticos, fibras sintéticas y pinturas.



Antiguamente se utilizaba la acetona mezclada con una pequeña dosis de aceite de ricino, que evitaba su evaporación acelerada y el rastro de una película blanca sobre la uña. Ahora cada vez se conoce más sobre la acetona y se evita lo máximo posible. El quitaesmalte más utilizado actualmente tiene como componentes principales la acetona en un 80%, estearato de butilo (sustancia grasa que sustituye al aceite de ricino) en un 5%, dietilen glicol monoetil éter en un 10%, agua y glicerina. Sin embargo le está saliendo competencia a esta eficaz disolución: el quitaesmalte sin acetona. Hay muchas fórmulas, ya que todavía está en proceso de mejora. Un ejemplo es el que contiene aceites de

semillas dulces, para hidratar uñas y piel, glicerina, alcohol etílico o metanol (según el fabricante), acetato de butilo y aromas.



Lo que llevo a los fabricantes a replantearse el uso de la acetona fue el hecho de ver la uña después de su uso. Ésta queda blanquecina y seca. Las diferencias que se pueden extraer de las opiniones de fabricantes y consumidores son las siguientes: aquel que contiene acetona seca y ablanda las uñas y es malo si se usa frecuentemente, pero es más eficaz y su olor, a pesar de ser fuerte es soportable; sin embargo el que no lleva acetona, tiene un olor casi insoportable y es menos eficaz, pero no daña las uñas. La conclusión dependería de la frecuencia de uso que le demos, es decir, que si lo frecuentamos mucho es aconsejable evitar aquellos con acetona y si lo utilizamos de vez en cuando no sería tan malo y podríamos elegir.

Los efectos nocivos de la acetona se extienden a otros campos que no son la cosmética, pero a los cuales se accede por medio del quitaesmalte. Con esto nos referimos a que si se utiliza el quitaesmalte para limpiar las marcas de rotulador permanente en un CD, cometeremos un grave error. Las cetonas son unos de los principales solventes de los policarbonatos, material del que se fabrican los CDs. Si hacemos esto, ya no se podrá leer más.

Otro ejemplo es la adicción a los inhalantes. Sustancias domésticas muy populares pero muy peligrosas. Se conocen numerosos casos de niños o adolescentes que se

vuelven adictos al olor de sustancias como pegamento, rotuladores, quitaesmalte, gasolina o productos de limpieza. El efecto suele ser anestésico tras una fase de psicoactividad. Esto se produce porque la mayoría de los productos contienen compuestos derivados de alcoholes y otros muy volátiles, que permiten un fácil inhalamiento.

Por último, recordemos que, como todo, la acetona tiene sus beneficios e inconvenientes, sólo debemos usarla bien.

<sup>1</sup>[http://pr68.quiminet.com/Esmalte%2Bde%2Bu%C3%Blas%2By%2Bacetona.htm#t\\_not](http://pr68.quiminet.com/Esmalte%2Bde%2Bu%C3%Blas%2By%2Bacetona.htm#t_not)

<sup>2</sup><http://ar.answers.yahoo.com/question/index?qid=20100118212407AAs6HxQ>

<sup>3</sup><http://mx.answers.yahoo.com/question/index?qid=20101115210452AAphhdA>

<sup>4</sup><http://www.laantidroga.com/informacion/inhalantes.asp>

<sup>5</sup>[http://members.fortunecity.es/bonampak/Mexlub/Grasas/grasa\\_bentona\\_2\\_y\\_3.htm](http://members.fortunecity.es/bonampak/Mexlub/Grasas/grasa_bentona_2_y_3.htm)

<sup>6</sup><http://unasdegato.blogspot.com/2010/08/quitaesmalte.html>

<sup>7</sup>[http://grupos.emagister.com/debate/deseo\\_formulasquita\\_esmalte\\_sin\\_acetona/6429-737318](http://grupos.emagister.com/debate/deseo_formulasquita_esmalte_sin_acetona/6429-737318)

<sup>8</sup>[http://books.google.es/books?id=fnQ9mGMH15oC&pg=PA430&lpg=PA430&dq=composicion+quitaesmalte&source=bl&ots=3i0sEsPLnY&sig=WeqoirPqtHn53WRKtjAuy2iNYok&hl=es&ei=plcjTY27B4Sb8QO-34zHBQ&sa=X&oi=book\\_result&ct=result&resnum=6&ved=0CDcQ6AEwBTgK#v=onepage&q&f=false](http://books.google.es/books?id=fnQ9mGMH15oC&pg=PA430&lpg=PA430&dq=composicion+quitaesmalte&source=bl&ots=3i0sEsPLnY&sig=WeqoirPqtHn53WRKtjAuy2iNYok&hl=es&ei=plcjTY27B4Sb8QO-34zHBQ&sa=X&oi=book_result&ct=result&resnum=6&ved=0CDcQ6AEwBTgK#v=onepage&q&f=false)



## CURIOSIDADES ÁCIDO/ BASE

Artículo realizado por Rafael Hoyos Manchado

**Los ácidos y las bases no son algo exclusivo de un laboratorio. Convivimos con ellos diariamente e incluso forman parte de nosotros. Aquí se exponen una serie de curiosidades sobre ellos.**

### 1. Peces y pH.

Los peces que habitan los océanos participan de forma activa y directa en el delicado balance del pH del agua de mar. Así lo afirma un estudio realizado por científicos de la Universidad de Miami, la Universidad de Exeter en el Reino Unido y la Universidad de Columbia Británica, en Canadá, financiado por el *Biotechnology and Biological Sciences Research Council (BBSRC)*, y publicado en *Science*, a comienzos de 2009.<sup>1</sup>

Hasta ahora, la comunidad científica planteaba que el carbonato de calcio disuelto en los océanos haciéndolos alcalinos (básicos), provenía del esqueleto externo del plancton microscópico marino. Sin embargo, este estudio estima que del 3 al 15% del carbonato cálcico marino es producido por los peces en sus intestinos que pasa al exterior al ser excretado.

Para llegar a esta conclusión, el equipo creó dos modelos computerizados que estimaron el número de peces óseos en el océano (entre 812 y 2050 millones de toneladas) y establecieron que producían unos 110 millones de toneladas de carbonato cálcico al año.

Según el Dr. Wilson, líder de la investigación, este descubrimiento puede ser muy importante en la remediación de la acidificación de las aguas, que presuntamente se está produciendo por las emisiones globales de CO<sub>2</sub>. Un problema que puede resultar fatal para los ecosistemas marinos.<sup>2</sup>

### 2. Oliendo a ácidos carboxílicos.

Los ácidos carboxílicos presentan olor

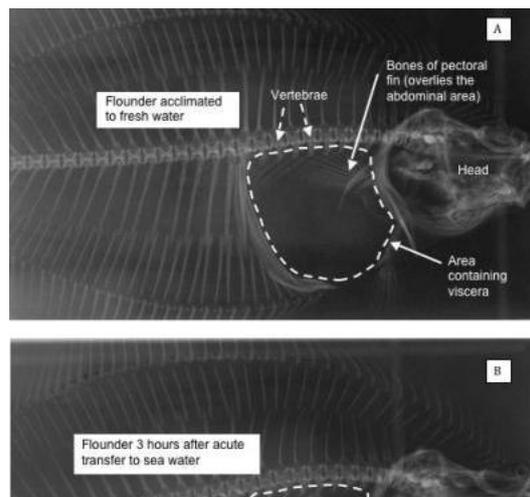


Imagen 1. Se observa como en agua dulce (A), el pez (Flounder) no produce CaCO<sub>3</sub>. Al contrario que en agua salada (B), donde el CaCO<sub>3</sub> es excretado desde el lumen del intestino al medio influyendo en el balance del pH.<sup>3</sup>

característico. Concretamente, los de bajo peso molecular (hasta 10 átomos de carbono) son líquidos incoloros y presentan un olor (o más bien hedor) muy desagradable. De hecho, el olor del vinagre se debe al ácido acético; el de la mantequilla rancia al ácido butírico. El ácido caproico se encuentra en el pelo y secreciones del ganado caprino. Los ácidos C5 a C10 poseen olores a “cabra”.<sup>4</sup>

Los perros poseen un olfato especialmente sensible, especialmente los sabuesos. Un perro distingue a una persona de otra porque es capaz de detectar la composición aproximada de la mezcla de ácidos carboxílicos que produce cada individuo en su metabolismo y que se encuentra en la piel.<sup>5</sup>

### 3. Un río de H<sub>2</sub>S bajo el agua.

El cenote Angelita se encuentra a unos 17 kilómetros al sur de las ruinas mayas de Tulum, México. Es una especie de túnel vertical de agua de hasta 60 metros de profundidad, con unos 30 de perfecta visibilidad (lo que lo convierte en un lugar ideal para submarinistas) y en el que se mezclan el agua dulce y la salada.<sup>6</sup>

Aunque sin duda lo más sorprendente de este lugar es la capa de H<sub>2</sub>S (sulfuro de hidrógeno o ácido sulfhídrico en disolución acuosa) que albergan estas aguas y que parece haberse producido por la descomposición de los desechos vegetales que han caído desde la selva a lo largo del tiempo.<sup>6</sup> Así se genera un efecto visual: el



ácido parece un río dentro del agua.

### 4. ¿Un traguito de “aguas amargas”?

En la antigua Israel, muchos siglos antes de nuestra (a. C.), cuando una mujer era acusada de adúltera, era conducida al templo. Allí los sacerdotes, le daban a beber un brebaje denominado "aguas amargas", como método para dilucidar su inocencia. Si la mujer moría, había sido adúltera, pero si vivía, se le consideraba exenta de culpa alguna. Este “cóctel” parece estar compuesto por cuatro sustancias: añil, carbonato potásico (K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), sulfuro amarillo de arsénico y cal viva (CaO, una base).<sup>7</sup>

Esta combinación resultaba un veneno, ya que el sulfuro amarillo de arsénico puede convertirse en ácido arsenioso. Como el sulfuro es insoluble en agua, se hervía junto a las otras sustancias consiguiendo su disolución. A esto, el sacerdote añadiría una proporción de goma arábiga semejante a la de cal viva, obteniéndose un producto útil como tinta y como veneno. Finalmente, el sabor amargo sería debido al K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Otra hipótesis consiste en que las aguas amargas contuvieran el veneno de una víbora del desierto (Gariba). Esta vez, la cal viva dañaría las paredes del estómago, provocando la entrada del veneno la sangre y por lo tanto la muerte de la supuesta adúltera.<sup>7</sup>

Parece probable, que según la belleza o riquezas de la fémina, los sacerdotes decidieran suprimir o no el componente tóxico del brebaje, saliendo la acusada ileso de la prueba o “con los pies por delante”. Es por ello que estos actos pudieron constituir un arma de manipulación y chantaje muy eficaz en sus días.<sup>7</sup>

### 5. ¡Y una leche!

Tras la desagradable experiencia del vómito se recomienda beber leche, ya que es *vox populi* que al tener carácter básico actúa como antiácido aliviando la irritación que el ácido clorhídrico (HCl) estomacal produce en nuestro esófago. Craso error. La leche tiene un pH ligeramente ácido (entre 6,6 y 6,8). Puede que ayude a normalizar el pH, ya que es más básica que el HCl, pero por sí sola no es una base, ni tiene poder antiácido. De hecho, tampoco es lo más adecuado para tratar la acidez de estómago (lo que se conoce como “ardores”). Lo mejor para combatir estos síntomas es un antiácido como el bicarbonato sódico (NaHCO<sub>3</sub>), el carbonato cálcico (CaCO<sub>3</sub>) y el hidróxido de magnesio (Mg(OH)<sub>2</sub>) o aluminio (Al(OH)<sub>3</sub>), que reaccionan con el

HCl en una neutralización. Para finalizar, y sin querer parecer escatológicos en exceso, diremos que en el caso del bicarbonato, se genera  $\text{CO}_2$  que se libera de forma natural y evidente.<sup>4</sup>

1. *Science* 16 January 2009: Vol. 323 no. 5912 pp. 359-362



## LAS PRIMERAS PILAS: EL DESCUBRIMIENTO DE LA ENERGÍA ELECTROQUÍMICA

Artículo realizado por Juan Manuel García Arcos

**Hoy en día nos resulta imposible pensar en un mundo sin baterías. Sin posibilidad de almacenar la energía, las limitaciones de la utilización de la electricidad serían demasiadas. La energía electroquímica, la base del funcionamiento de las baterías, se descubrió a finales del siglo XVIII y su utilización, desde el experimento con la rana de Galvani hasta las baterías de litio que usan nuestras PDAs, ha cambiado bastante.**

La Revolución Industrial trajo consigo numerosos avances técnicos y, entre ellos el descubrimiento y utilización de la electricidad. Repasaremos los primeros pasos que condujeron a lo que hoy son las pilas y las baterías modernas.

En 1938, arqueólogos alemanes que trabajaban en la zona de Bagdad descubrieron unos frascos de arcilla, en cuyo interior se hallaba un vaso hueco de unos 14 centímetros, de cobre, sujeto a la boca del frasco de arcilla con asfalto y en el interior de éste, una vara de hierro que sobresalía 1 cm. Se cree que pudo estar fechado en el II o III siglo a.C. y pudo ser la primera pila del mundo, con utilidades supuestamente restauradoras, para depositar metales en figurillas. La llamaron “La pila de Bagdag”

No obstante, la veracidad de este descubrimiento o las pruebas que muestren si fue de verdad la primera pila dejan muchas dudas e interrogantes al respecto. Primeramente, aunque sí puede generar una corriente eléctrica, sería tan pequeña que se necesitarían varias baterías en serie para producir algo significativo y no se han encontrado hallazgos de ningún material ni

2. Dr. Rod Wilson, [www.sciencedaily.com](http://www.sciencedaily.com).
3. Imagen del Dr. Rod Wilson, extraída de [www.sciencedaily.com](http://www.sciencedaily.com).
4. [es.wikipedia.org](http://es.wikipedia.org).
5. Allinger, *Química Orgánica*
6. [cambitaa.blogspot.com](http://cambitaa.blogspot.com)
7. J.J. Benítez, *Caballo de Troya I, El diario, 4 de abril, martes*. La veracidad de esta fuente no ha podido ser comprobada, ya que toda alusión a las “aguas amargas” de la que disponía provenía de ella.

dispositivo conductor. Por otro lado, si se trataba de recubrir materiales metálicos con una capa de otro metal, la verilla no seguiría intacta hasta nuestros días. De todas formas, el aparato, que estaba conservado en el Museo Nacional de Irak, fue robado durante la invasión de Irak en 2003, así que todas las dudas quedan en especulación.

El término batería, propiamente dicho, fue acuñado a mediados de siglo (1749) por Benjamin Franklin para referirse a los condensadores que usaba en sus experimentos, llamados en realidad botellas de Leyden, que no hacían más que acumular cantidades ingentes de energía electrostática. Pero quien llevó a cabo las primeras experiencias reales con energía electroquímica fue el italiano Luigi Galvani, solo que no usó pilas.

**El experimento de Galvani** consistía en hacer un arco entre la espina dorsal de una rana y el musculo de la pierna. El músculo de la pierna se contraía. Al aplicar una corriente eléctrica sobre la rana, ésta se contraía y hasta saltaba de la mesa. Esa era la supuesta confirmación de lo que Galvani llamó “bioelectricidad” y fue el primer

experimento con energía electroquímica, no obstante, no del modo en que Galvani pensaba.

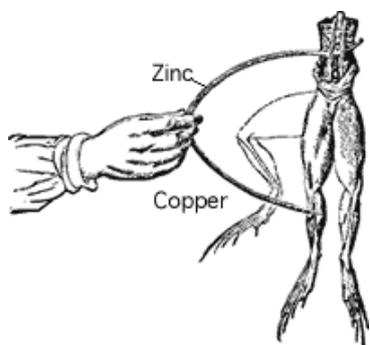


Figura 1: experimento de Luigi Galvani, en el que se observan los materiales del arco metálico y el movimiento del anca de rana.

La primera pila propiamente dicha fue construida por Alessandro Volta, otro italiano, colega de Galvani, que repitió sus experimentos y llegó a otra conclusión: la electricidad estaba producida por el contacto de dos metales diferentes a través de un puente húmedo. En el experimento de Galvani, el puente húmedo era la rana y la electricidad que pasaba a través la hacía saltar, pero no venía propiamente de la rana.

Así volta construyó, según su teoría sobre el puente húmedo, la primera pila, la **pila voltaica**. La pila voltaica estaba construida por láminas de cobre, zinc y cartón o tela empapada en una solución salina. Esta pila tenía una importante diferencia con la botella de Leyden: la corriente era continua.

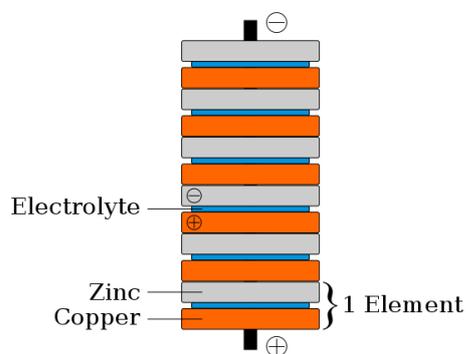


Figura 2: modelo de la pila construida por Alessandro Volta alrededor de 1800. Cada lámina de papel absorbente y dos láminas de metal se llamaba elemento. Por tanto, esta pila tiene 6 elementos.

Volta comprobó que los metales que mejor funcionaban eran la plata y el cobre. Posteriores mejoras de la pila crearon la pila de corona, que reducía el impacto que producían los discos al aplastar el cartón o la tela de los pisos inferiores, o eliminaron el hidrógeno que se producía y que resultaba tan corrosivo.

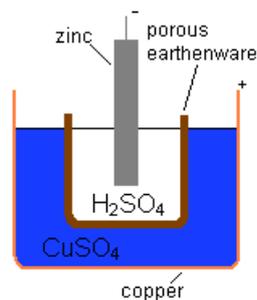


Figura 3: Esquema de una célula de la **pila Daniell**.

En 1836 el químico inglés John Frederic Daniell encontró la manera de eliminar el hidrógeno producido y diseñó una pila en la cual el segundo electrolito absorbía el hidrógeno del primero. La vida útil de la pila terminaba en la acumulación de cobre en la arcilla, que tapaba los poros e imposibilitaba la reacción.

La industria telegráfica, la mayor impulsora para el desarrollo de las pilas, de las que dependía, fue cambiando sus modelos a medida que eran mejorados, así, en 1844 se desarrolló la **pila de Grove**, en 1859 la **pila de plomo-ácido** (ésta fue la primera batería recargable, se podían reponer los materiales químicos gastados sin vaciar todo el contenido), en 1860 la **celda de gravedad** y en 1866 la **pila Leclanché**.

Las diferentes pilas no han dejado de desarrollarse hasta hoy en día. Otro hito importante fue la aparición en 1887 de la pila seca, la pila de zinc-carbono, que permitía transportarla con mayor seguridad. La invención de las pilas alcalinas, llamadas así porque fueron una mejora de la pila de carbono-zinc sustituyendo el ánodo

por un electrolito alcalino y zinc en polvo, se produjo en 1955 por un ingeniero de la actual empresa Energizer llamado Lewis Urry.

Los últimos avances engloban a la pila de níquel-hidrógeno, el acumulador de níquel metal hidruro y la batería de litio, muy extendida actualmente. El litio, el metal más ligero, con mayor potencial electroquímico y con mayor cociente energía-peso, es el ideal para las baterías.



## SVANTE ARRHENIUS, UN HOMBRE “OCIOSO”

Artículo realizado por Rubén de Dios Barranco

**En muchas ocasiones, no sé si seré el único, ya sea estudiando o practicando con problemas, me he preguntado: “¿quién sería el hombre que se entretuvo en comprobar esta fórmula?” “¿Quién fue el hombre ocioso (por alguna extraña razón todos pensamos que quien se dedica a estas cosas tiene mucho tiempo libre) que calculó esta constante?”. Pues bien, hubo un hombre que dedicó su vida a descubrir las proporciones entre diferentes parámetros en las disoluciones: el sueco Svante Arrhenius.**

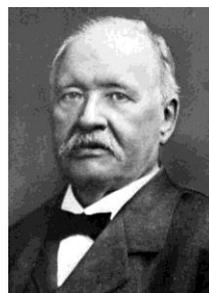
Svante Arrhenius, hijo de granjeros, nació el 19 de febrero de 1859 y vivió cerca de Uppsala, aunque un año más tarde su padre fue contratado por la Universidad de esta ciudad y su familia se mudó allí. Ya desde joven, Arrhenius presentaba una gran aptitud para el cálculo aritmético y un gran interés por las matemáticas y la física. En 1884, se doctoró en la Universidad de Uppsala con una tesis, “Recherche sur la conductibilité galvanique des électolytes”<sup>1</sup>, que trataba sobre la conducción eléctrica de las disoluciones electrolíticas. En ella expuso que los electrolitos en disolución se disocian en dos o más iones y que esta capacidad de disociación afecta directamente a la fuerza de un ácido o una base (los conocidos como ácidos y bases de Arrhenius). Esta teoría fue duramente criticada por compañeros y profesores, aunque Arrhenius consiguió el doctorado

Así, en los últimos años nuevos modelos como batería de ion-litio o ion-litio en polímero se han desarrollado, permitiendo nuevas funcionalidades y mayor rendimiento.

[www.wikipedia.com](http://www.wikipedia.com)

*Principios de química: los caminos del descubrimiento (2006) Atkins, Peter; Jones, Loretta Ed. Panamericana,*

con la mínima calificación posible. Sin embargo, grandes químicos de la época, como Ostwald, Boltzmann o van't Hoff<sup>2</sup>, apoyaron su teoría y le dieron algunos trabajos, lo que hizo que su prestigio creciera.



Retrato de Arrhenius.  
[www.fisicayquimicaenflash.es](http://www.fisicayquimicaenflash.es)

Además, descubrió que, para electrolitos débiles, el porcentaje de disociación es inversamente proporcional a la concentración en una disolución electrolítica.

En 1888, aceptó un trabajo con van't Hoff en Amsterdam. Durante este tiempo, realizaron importantes descubrimientos sobre las disoluciones y sus propiedades coligativas, es decir, que dependen del número de moléculas en disolución. A continuación, veremos cuáles son estas propiedades y cómo se relaciona la concentración con diferentes parámetros en cada una de ellas.

Primero hablaremos de la presión osmótica. El proceso de ósmosis consiste en el flujo de un disolvente a través de una membrana semipermeable desde una zona de baja concentración a una de alta concentración. La forma en que relacionaron Arrhenius y van't Hoff esta propiedad con la concentración y con los electrolitos fue la siguiente<sup>3</sup>:

$$\Pi = i \cdot M \cdot R \cdot T$$

Donde  $\Pi$  es la presión osmótica,  $M$  es la concentración molar,  $T$  es la temperatura absoluta,  $i$  es el número de electrolitos en disolución y  $R$  es la constante de los gases ideales. Según esta fórmula, la presión osmótica es directamente proporcional a la concentración molar.

Otra propiedad investigada por Arrhenius fue el aumento de la temperatura de ebullición de un disolvente cuando contiene una sustancia disuelta. La fórmula que dedujo para este fenómeno fue la siguiente<sup>3</sup>:

$$\Delta T_e = i \cdot m \cdot K_e$$

Donde  $\Delta T_e$  es la variación de la temperatura de ebullición,  $m$  es la concentración molal,  $i$  es el número de electrolitos en disolución y  $K_e$  es la constante ebulloscópica, característica de cada sustancia. Según esta fórmula, el incremento de la temperatura es directamente proporcional a la molalidad de una disolución.

Algo parecido ocurre con la temperatura de congelación de una disolución. Diversos

experimentos llevaron a Arrhenius a la conclusión de que un disolvente disminuye su punto de congelación cuando contiene una sustancia disuelta. Esta propiedad viene regida por la fórmula<sup>3</sup>:

$$\Delta T_c = -i \cdot m \cdot K_c$$

Donde  $\Delta T_c$  es la variación de la temperatura de congelación,  $i$  es el número de electrolitos en disolución,  $m$  es la concentración molal y  $K_c$  es la constante crioscópica, característica de cada sustancia. El signo negativo se incluye porque la temperatura disminuye, no aumenta, por lo que su incremento es negativo. Al igual que en la propiedad anterior, la variación del punto de congelación es directamente proporcional a la molalidad.

Además, en cinética química, desarrolló una expresión matemática que relacionaba la temperatura absoluta con la constante cinética. Es la conocida como ecuación de Arrhenius<sup>4</sup>:

$$\ln k = \ln A - E_a \cdot (RT)^{-1}$$

Donde  $k$  es la constante cinética de una reacción,  $A$  es el número de choques efectivos entre las partículas de los reactivos,  $E_a$  es la energía de activación de la reacción,  $T$  es la temperatura absoluta y  $R$  es la constante de los gases perfectos.

Este científico, galardonado con el Premio Nobel de Química en 1903, también publicó obras sobre campos tan dispares como la física, la biología o la astronomía. Estas dos últimas disciplinas las combinó en una teoría muy curiosa sobre el origen de la vida: la teoría de la Panspermia. Dicha teoría cuenta que la vida terrestre se originó a partir de esporas vivas procedentes del espacio que llegaron a la Tierra empujadas por la presión de la luz.

Este hombre luchó en diferentes campos de la ciencia por ampliar los límites del conocimiento humano. Este hecho lo hace comparable a los grandes genios del Renacimiento, como Leonardo o Galileo, que estudiaban y trabajaban todo lo que podían por el simple placer de saber, algo que en nuestra época y sociedad está en claro declive.

<sup>1</sup> “Svante Arrhenius enunció su ley de disociación electrolítica mediante una técnica de conductividad, publicada en 1884 como “Recherche sur la conductivité galvanique des électrolytes””. [www.wikipedia.com](http://www.wikipedia.com) Artículo: Historia de la electroquímica.

<sup>2</sup> W. Ostwald formula la ley de Ostwald y elaboró una teoría del color, L. Boltzmann destacó en el campo de la termodinámica en el estudio del cuerpo negro, y van't Hoff trabajó en el campo de la cinética química y descubrió la relación entre la constante de equilibrio y la temperatura absoluta de un sistema.

<sup>3</sup> Fórmulas obtenidas de “Química general” Petrucci, Harwood y Herring. 8ª edición. Capítulo 14: “Las disoluciones y sus propiedades físicas”.

<sup>4</sup> Fórmula obtenida de [www.wikipedia.com](http://www.wikipedia.com). Artículo: Ecuación de Arrhenius.

Fuentes: [www.helicon.co.uk](http://www.helicon.co.uk)

[www.nobel.se](http://www.nobel.se)

[www.wikipedia.com](http://www.wikipedia.com)

[www.portalecuador.ec](http://www.portalecuador.ec)

## EL AGUA

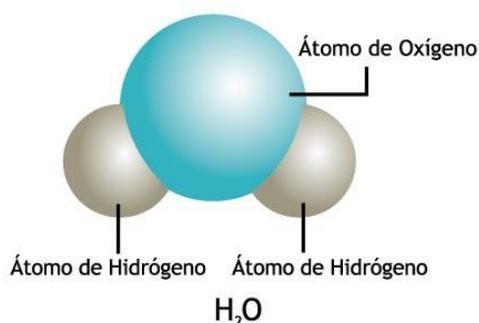
### -PROPIEDADES Y CARACTERÍSTICO COMPORTAMIENTO-

Artículo realizado por Jesús Victorino Santos

**El agua es una sustancia líquida cuya molécula está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (H<sub>2</sub>O). Constituye el componente más abundante e importante de la superficie terrestre, esencial para la vida y presente casi en la totalidad de las reacciones bioquímicas.**

El término agua, generalmente, se refiere a la sustancia en su estado líquido, pero la misma puede hallarse en su forma sólida llamada hielo, y en forma gaseosa denominada vapor. Ocupa las tres cuartas partes de la superficie del planeta, aunque menos de un 5% es agua dulce.

Molécula de Agua



Molécula de Agua<sup>1</sup>.

Es la molécula fundamental para la vida y está presente en todos los seres vivos en un alto porcentaje. En seres humanos, aproximadamente el 70% del peso es agua, porcentaje que varía en función de la edad y especie del ser vivo. Sus propiedades características la hacen idónea para intervenir en todo tipo de funciones, por lo que se necesita de su continua renovación. Pero, ¿qué la hace tan importante y por qué?

La composición química y la estructura de la molécula son responsables de la mayoría de las propiedades que explican el comportamiento peculiar del agua.

En primer lugar, la diferencia de electronegatividad entre el átomo central,

Oxígeno, y los átomos de Hidrógeno, y la geometría angular de la molécula ( $104,5^\circ$ ) hacen que, a pesar de ser neutra, esté dotada de cargas parciales y la molécula quede polarizada, permitiéndole, entre otras cosas, formar puentes de hidrógeno entre sus moléculas.

El dipolo resultante tiene un fuerte poder disolvente, de hecho es el disolvente polar por excelencia, propiedad muy importante puesto que permite al agua ser el medio de transporte de sustancias en seres vivos.

Los fuertes enlaces intermoleculares por puente de hidrógeno son los responsables de que el agua tenga un elevado calor específico y de vaporización, permitiendo actuar como amortiguador y regulador térmico en sistemas biológicos. Además, los puentes de hidrógeno le conceden un estado líquido a temperatura ambiente, a diferencia de otras moléculas semejantes que poseen fuerzas intermoleculares más débiles, como en el caso del sulfuro de hidrógeno ( $H_2S$ ). Esto es fundamental para formar parte del medio interno celular, ya que genera un ambiente fluido en el que se pueden propiciar las reacciones bioquímicas, beneficia el transporte de sustancias e incluso le permite ser un componente estructural dinámico y con función protectora (amortiguación mecánica, por ejemplo).

Otro ejemplo del comportamiento característico del agua es la capilaridad, fenómeno por el cual es capaz de ascender por canales muy estrechos sin ningún tipo de fuerza motora. Esta propiedad se debe a las grandes fuerzas de cohesión y adhesión que poseen las moléculas de agua debido a la polaridad de dichas moléculas y a los puentes de hidrógeno que las mantienen fuertemente unidas. Es muy importante en el transporte de savia bruta en plantas ya que el agua se adhiere a sus estrechos vasos

conductores ascendiendo a través de ellos y permitiendo llegar a las hojas en ausencia de un órgano motor como el corazón.

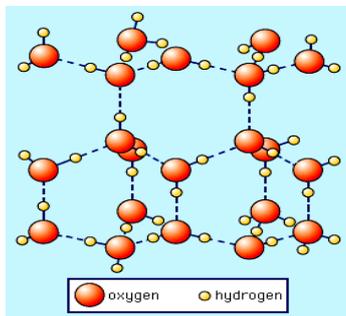
Por su misma propiedad de cohesión, el agua tiene una gran atracción entre las moléculas de su superficie, creando tensión superficial. La superficie del líquido se comporta como una película capaz de alargarse y al mismo tiempo ofrecer cierta resistencia al intentar romperla; esta propiedad contribuye a que algunos objetos muy ligeros floten en la superficie del agua y es la curiosa explicación de cómo algunos animales rápidos y de pequeño tamaño, como el basilisco, e incluso algunos insectos, son capaces de desplazarse por la superficie del agua.



Basilisco corriendo por el Agua<sup>3</sup>.

Finalmente, otra característica peculiar y no por ello menos importante del agua es el hecho de ser menos densa en su estado sólido que en su estado líquido. Normalmente, al aumentar la temperatura las sustancias se dilatan, aumentan su volumen y, por tanto, disminuye su densidad; sin embargo, en el caso del agua no ocurre lo mismo: en estado líquido las moléculas de agua se distribuyen por el espacio y están continuamente formándose y rompiéndose puentes de hidrógeno (en torno a tres o cuatro por molécula) ocupando un determinado volumen. Al disminuir la temperatura y encontrarse en estado sólido las moléculas se unen

fuertemente y se disponen formando cuatro puentes de hidrógeno, originando unas estructuras hexagonales que ocupan un volumen aún mayor.



Puentes de hidrógeno en la molécula de  $H_2O$  <sup>2</sup>.

Este fenómeno, por supuesto, también tiene una gran importancia biológica. En zonas polares, donde las temperaturas son extremadamente bajas es muy importante



Artículo realizado por Miguel Ángel Sánchez Romero

## CRISTALES LÍQUIDOS

**Cotidianamente usamos y tenemos a mano este tipo de material, pero, realmente ¿sabemos de qué se trata y qué propiedades tiene? De esta manera los definimos como un estado de la materia intermedio entre sólido y líquido con propiedades de ambos. Actualmente el desarrollo y la investigación de los mismos avanzan paralelamente, sobre todo en la industria de visualizadores (pantallas).**

Cotidianamente usamos y tenemos a mano este tipo de material, pero, ¿realmente sabemos de qué se trata y qué propiedades tiene? Así pues, se trata de un estado de agregación de la materia con propiedades de líquidos, como fluidez y viscosidad, y de sólidos a la misma vez, concretamente de cristales, tales como la capacidad de reflejar un color. Es decir, el sólido en vez de fundirse directamente da lugar a un estado intermedio entre sólido y líquido.

Por lo tanto, las moléculas que componen los cristales líquidos presentan un grado de

que el hielo flote sobre agua. Al ocurrir esto, debido a la disminución de la densidad, el hielo que se crea se va alojando en la superficie del agua, creando una gruesa capa de hielo que aísla y protege al agua inferior de las bajas temperaturas, permitiendo la existencia de agua en estado líquido y, por tanto, vida en zonas en las que sería impensable.

<sup>1</sup><http://www.educarchile.cl/Portal.Base/Web/VerContenido.aspx?ID=133092&GUID=50168c6d-f90c-4979-9f6f-e2d6f8f893d0>

<sup>2</sup><http://www.cientificosaficionados.com/foros/viewtopic.php?f=3&t=9485>

<sup>3</sup>[http://animalesasombrosos.blogspot.com/2010/03/basilisco-basiliscus-basiliscus\\_29.html](http://animalesasombrosos.blogspot.com/2010/03/basilisco-basiliscus-basiliscus_29.html)

ordenación entre sólido y líquido, esto es, tienden a ordenar sus ejes moleculares en una dirección preferente. Este grado de orden-desorden explica que posean propiedades de ambos estados, y da lugar a que tengan propiedades que dependen de la dirección en las que se midan (anisotrópicas). Las ordenaciones entre líquido y sólido también son llamadas mesofases. Según el tipo de desorden que experimente el material distinguimos distintas mesofases, de modo que podemos distinguir varias clases: nemáticos, colestéricos y esmécticos. Respecto a los

nemáticos, las moléculas se encuentran esencialmente desordenadas en cuanto a las posiciones de sus centros de masa, sin embargo alguno de sus ejes se orienta en alguna dirección, razón por la que no lo definimos como líquido, aunque su comportamiento sería como tal. Por otra parte las moléculas de las mesofases colestéricas se distribuyen por capas, cuyos ejes moleculares se orientan en una dirección paralela al plano, que varía de una capa a otra. Esta es la razón de muchos fenómenos ópticos de estos materiales. Por último, los esmécticos se constituyen como la fase más ordenada, de tal forma que se organizan en capas planas paralelas entre sí, con sus ejes moleculares perpendiculares a estos planos y paralelos entre sí. Hay que destacar que actualmente se han distinguido 14 tipos de fase esméctica. Los cristales líquidos también los podemos clasificar según alcancen el estado consecuencia de una variación de temperatura (termotrópicos), consecuencia de disolver el material en un disolvente adecuado bajo determinadas condiciones de temperatura y concentración (liotrópicos) o ambas a la vez (anfótropos).

De esta forma hay que mencionar que dentro de la biología también encontramos cristales líquidos. En particular, las membranas celulares presentan fase cristal líquido, pues los componentes de la misma (bicapa de fosfolípidos) pueden fluir fácilmente, desplazarse a través de ella y tienden a la misma vez a no abandonar la membrana. Además de la membrana, el ADN y muchos polipéptidos conforman fases de cristal líquido. Por último, en cuanto a las aplicaciones de los mismos, en los últimos años se ha avanzado considerablemente en el desarrollo de tecnología con cristales líquidos. Un claro ejemplo sería el de los televisores. Sin embargo no solo se han encontrado aplicaciones en el ámbito industrial. De esta

forma, una de las primeras aplicaciones de los cristales líquidos fue en medicina como herramienta analítica para medir cambios de temperatura. Por lo tanto, son útiles en termometría oral y cutánea, ginecología, oncología, neurología, pediatría, etc.

En cuanto a sus aplicaciones tecnológicas encontramos como claro ejemplo las pantallas, cuyo avance a lo largo de los últimos años ha supuesto el paralelo desarrollo de la tecnología visual. No solo encontramos pantallas de cristal líquido en los ordenadores, sino en electrodomésticos, equipamiento del automóvil, equipos de audio y televisores entre otros. Los visualizadores pueden estar contruidos siguiendo distintas tecnologías, siendo el LCD el modelo más conocido y usado, aunque existen otros tipos, tal y como el OLED (diodo orgánico de emisión de luz). También los podemos encontrar en materiales fotovoltaicos para simplificar los procesos y fijar las células solares con mayor eficiencia, así como en materiales semiconductores para células solares (las células solares hechas de plástico conductor se distinguen de los fotovoltaicos orgánicos, pues no sólo son más baratos y luminosos, sino que también son más flexibles y versátiles) y por último también existen aplicaciones en materiales de seguridad e identificación, como polímeros conductivos imprimibles para la fabricación de chips de RFID (sistema de almacenamiento y recuperación de datos).

*“Cristales líquidos” de Paula Fernández Sánchez UCM*

[http://material.fis.ucm.es/paloma/apuntes/\\_private/notas/ejemplos/crisliquidos.pdf](http://material.fis.ucm.es/paloma/apuntes/_private/notas/ejemplos/crisliquidos.pdf)

“Cristales líquidos, algo más que pantallas planas” de Luis Oriol

<http://www.ibercajalav.net/img/cristalesLiquidos.pdf>

<http://www.interempresas.net/Quimica/Articulos/27572-Que-son-los-cristales-liquidos.html>

[www.wikipedia.org](http://www.wikipedia.org)

<http://www.plataformasinc.es/esl/Reportajes/Los-cristales-liquidos-en-la-vida-cotidiana>



Artículo realizado por Ángela Bella Carreño

## MUJERES “LAB”

**Puede resultar curiosa, extravagante, o incluso arriesgada la combinación de estas dos palabras: mujeres y “lab”, que aparentemente no guardan ninguna relación, pero con ellas quiero referirme a todas esas mujeres de épocas pasadas que lucharon por sus ideas y se introdujeron en el mundo de las ciencias, un mundo entonces de hombres, en el que hacerse un hueco como mujer era simplemente impensable, por el esfuerzo de muchas de ellas, las científicas de nuestra época cuentan hoy con los mismos derechos que los hombres...GRACIAS.**

*“Defiende tu derecho a pensar porque incluso pensar de manera errónea es mejor que no pensar”<sup>1</sup>*

Remontémonos al siglo IV d.C., concretamente al año 370, el año en que nació Hypatia de Alejandría, la mujer que ha sido considerada la primera científica de la historia. Se cultivó en varias ramas de la ciencia: geometría, álgebra, astronomía...y aunque su legado científico se centra más en esta última rama con la revisión que realizó sobre las Tablas de Tolomeo, y, la construcción de un planisferio con el que cartografió diversos cuerpos celestes, también hizo su aportación al mundo de la física y la química con la invención de un aparato para la destilación del agua, así como un hidoscopio y un hidrómetro para medir el nivel y el peso de diferentes líquidos.

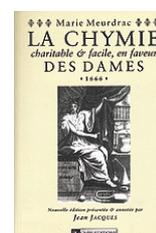


*Dibujo de Hypatia de Alejandría sacado de: [www.elpais.com](http://www.elpais.com) artículo de Rosa M. Domínguez Quintero*

Murió asesinada al negarse a dejar el conocimiento de lado y convertirse al cristianismo.

Avancemos ahora hasta 1666, año en que Marie Meurdrac publica uno de los pocos tratados de química del siglo XVII: *La Chymie charitable et facile en faveur des dames* (*La química caritativa y fácil a favor de las mujeres*), donde establece que cualquier sustancia estaba compuesta por

tres elementos: la sal, el azufre y el mercurio e incluye las recetas de compuestos medicinales simples. En su introducción, expone la situación de su época como podemos ver en estas palabras: “Me objetaba a mí misma que no es una profesión propia de una mujer la de enseñar; que debe mantenerse en silencio, escuchar y aprender, sin mostrar su propio conocimiento”



Libro de Marie Meurdrac

Poco después, en 1794 la química escocesa Elizabeth Fullhame publicó su libro *Ensayo sobre la combustión*, en el que establece el agua como catalizador de las reacciones en las que se centro las de oxidación-reducción. En su obra aparecen frases como: “El agua es la única sustancia que restaura cuerpos oxigenados a su estado combustible, y que funciona como fuente de oxígeno para oxigenar cuerpos combustibles” así, explica la combustión del carbón exponiendo que este átomo atrae al oxígeno del agua y forma ácido carbónico, y el hidrogeno del agua se combina con el oxígeno del aire que respiramos para formar otra molécula de agua igual a la que se ha consumido. Poco más sabemos de su vida aunque hay que destacar su nombramiento como miembro

honoraria de La Sociedad de Química de Filadelfia.

Llegamos a uno de los nombres más destacados de las ciencias, Marie Sklodowska (Curie), nacida en Varsovia en 1867. Sus experimentos parten de los descubrimientos hechos por Becquerel acerca de una sal de uranio y su capacidad de impresionar una placa fotográfica que se haya protegida. A raíz de esta base Marie Curie con ayuda de un electrómetro fabricado por su marido, Pierre Curie, y toneladas de minerales llega a la conclusión de que la radiactividad es una propiedad característica de algunos elementos. Posteriormente mediante la técnica de cristalizado fraccionado aislaría un cristal de bario y otro de bismuto como aquellos que emitían mayor radiactividad, llegando a la conclusión de que estaban combinados con partículas de un elemento desconocido que les confería esta propiedad, en 1898 pudieron anunciar que habían descubierto el elemento al que se encontraba unido el bario, el más radiactivo conocido hasta entonces, el rádium. Podemos decir

claramente que Marie Curie fue la primera científica en la historia que obtuvo dos Premios Nobel, el primero de ellos en 1903, junto a su



marido Pierre, por haber descubierto la radiactividad natural; y el segundo, en

1911 por su descubrimiento del peso atómico del rádium, pero el haber cumplido su sueño de ser científica le trajo una muerte temprana a los 66 años por anemia aplásica enfermedad derivada de su contacto con las radiaciones.

Marie Curie en su laboratorio.  
Imagen sacada de [segundociclo.blogia.com](http://segundociclo.blogia.com)

De Marie Curie pasamos a Lise Meitner, doctorada en física y una de sus admiradoras, que colaboró con el descubrimiento de la fisión nuclear junto a Otto Hahn, siendo obviada al concederle el Premio Nobel solamente a su compañero. Y también vamos a hablar de Irene Joliot-Curie, la hija mayor del matrimonio Curie, que embaucada por el mismo espíritu emprendedor y luchador de sus padres descubrió la radiactividad artificial a principios de los años 20. Irene y su marido Frédéric, bombardearon una lámina de aluminio con partículas alfa, observando que la velocidad de estas partículas disminuía al atravesar la materia, lo que ocurría es que los núcleos de aluminio capturaban esas partículas y emitían neutrones formándose un isótopo radiactivo de fósforo, que se desintegraba emitiendo positrones. Por ello recibieron el premio Nobel de química en 1935.



Dorothy Crowfoot  
Hodgking  
Imagen sacada de:  
[www.search.com](http://www.search.com)

Unos años antes de que Irene Curie lo consiguiera, nació la tercera mujer que sería galardonada con el Premio Nobel, la química Dorothy Crowfoot Hodgkin. Fue pionera en la determinación de

estructuras de biomoléculas, mediante la cristalografía de rayos X, a la vez que trató de desarrollar esta tediosa técnica. En 1944, estableció la estructura tridimensional de la penicilina, lo que trajo consigo un gran avance para el estudio y la administración de este antibiótico. También consiguió recomponer la estructura tridimensional de la insulina, la vitamina B12 y el colesterol. Produciendo así, sin darse cuenta, un cambio en la química, encaminándose a la relación que existe entre la estructura molecular y la función biológica.

Llegamos a 1962, año en que los científicos Watson y Crick junto a Maurice Willkins recibieron el Premio Nobel por el modelo de doble hélice del ADN. Pero detrás de todo estaba la fotografía 51, tomada por una mujer, Rosalind Franklin. Esta cristalógrafa londinense logró mediante la técnica de difracción de rayos X tomar una fotografía de la estructura de la molécula de ADN, en 1952. Un año más tarde Wilkins, un fiero competidor de Rosalind, se la muestra a Watson publicándose el hallazgo inmediatamente. Sin embargo el tiempo ha sabido darle el lugar que se merece y el nombre de



Rosalind Franklin  
Imagen sacada de:  
depts.washington.edu

Rosalind Franklin es conocido hoy como uno de los grandes de la ciencia.

Finalmente mencionar a dos científicas españolas que han aportado grandes cosas al mundo de las ciencias: Dorotea Barnés (1904-2003) que fue la responsable de la introducción de la espectroscopía Raman en España, permitiendo el avance de muchas investigaciones de nuestro país; y Margarita Salas (1938-) que ha realizado cuantiosas publicaciones científicas y ha sido galardonada con diversos premios de la categoría del premio Carlos J. Finley de la UNESCO, destacando en el campo de la genética y la enzimología.

1: frase de Hypatia de Alejandría

Capítulo: (123-126) en *Nueva cerveza en una botella antigua: Eduard Buchner y el crecimiento de los conocimientos bioquímicos*

<http://www.astrocosmo.cl>

*Las científicas y su historia en el aula* (Editorial Síntesis, Madrid, 2003)

<http://www.historiasdelaciencia.com>

<http://www.prodiversitas.bioetica.org>



## Y EL CAOS SE HIZO MUERTE...

Artículo realizado por Vicente Roca Agujetas

**Tarde o temprano, la entropía se cebará con todos nosotros. El concepto difuso y complejo de entropía se pone de manifiesto diariamente en nuestros organismos. ¿Cómo puede convertirse en caótico algo tan complejo y ordenado?**

El estudio de la entropía, quizás, haga que la veamos como algo alejado, como una magnitud química (o física) que afecta al orden total del universo, pero que, ni por asomo puede afectar a nuestros organismos. ¿Acaso no somos parte del universo? No obstante, puesto que la entropía mide el grado de desorden de la materia o, lo que es lo mismo, aquella energía no utilizable, no útil para la realización de un determinado trabajo, cabe pensar que el cuerpo humano, un sistema complejo y altamente ordenado, es ajeno al alcance de la entropía, la excepción a la segunda ley de la termodinámica.

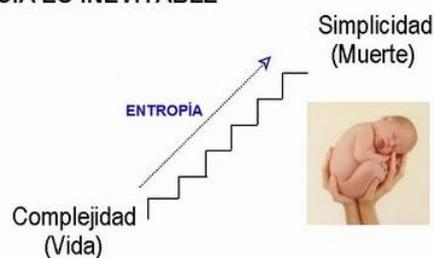
Sin embargo, no hay quien se libre a los efectos entrópicos. En este punto cabe preguntarse ¿qué nos mantiene vivos? Quizás, la respuesta podría ser simple, pero, y si añadimos esta otra pregunta: ¿Por qué dejamos de vivir? ¿Por qué morimos? La respuesta conjunta a ambas preguntas, ya no es tan sencilla. Aunque sí más sencilla que al introducir el concepto de entropía. Ahora puede que veamos más claramente el papel que cumple la entropía en todo este rompecabezas, porque, ¿qué es la muerte, sino un caos total de nuestro organismo?

Seguro que todos, las primeras veces que oímos hablar de este intrincado concepto, actuaríamos como escépticos incapaces de creernos esta ley catastrofista que afirma que la cantidad total de entropía del universo tiende a incrementar en el tiempo, es decir, que el universo tiende, siempre, al desorden, a la pérdida continuada de energía útil, a la destrucción. Y seguro que todos pensábamos en nosotros mismos o en cualquier otra situación en la que mantuviéramos el orden de algo concreto, como la excepción, como “la tuerca” que hacía inválida a esta ley. Pero, es curioso pensar que todo aquello en lo que es mantenido el orden conlleva un incremento del desorden de una u otra forma. Por ejemplo, los combustibles fósiles utilizados en las fábricas para la creación de objetos ordenados, son quemados e inutilizables, incrementando, inevitablemente, la entropía, que, al contrarrestarse con la disminución que se produce en la formación del objeto ordenado, hace que la entropía se mantenga. De esta forma, vemos que es imposible disminuir la entropía total del universo. Como mucho, se puede mantener constante, pero nunca disminuir.

Del ejemplo anterior podemos sacar otra conclusión. Como vemos, para que se disminuya la entropía debe haber algo que la disminuya, es decir, es imposible una disminución del desorden sin alguien o algo que se encargue de que sea posible. Los ríos y lagos no inundan las ciudades y los pueblos porque sus habitantes han construido presas que mantienen el caudal a su gusto. No se producen grandes desprendimientos en los barrancos porque nos hemos encargado de asegurarlos con redes y alambres. Nuestros organismos (retomando la pregunta del principio) se mantienen vivos porque los alimentamos, les proporcionamos calor, descanso, les proporcionamos un “microclima” que

permite alargar el momento en el que triunfe el caos, la destrucción, la muerte.

#### ESCALERAS MECÁNICAS DE LA FORMA VIVA HACIA LO INEVITABLE



Esquema que compara la situación de los seres vivos frente la entropía con la bajada obstinada de estos (para mantenerse vivos) por unas escaleras mecánicas que van hacia arriba (hacia la muerte, al incremento de entropía). Por cortesía de (con modificaciones) <http://fisicaymasalla.blogspot.com/>.

De forma algo más científica, vemos que nuestro organismo consigue mantener su orden, consigue disminuir (o, al menos, mantener constante) su entropía, pero, como no podía ser de otra manera, para ello, incrementa continuamente la entropía de su entorno. Cuando nos calentamos la comida, o encendemos una luz, o nos calentamos con el radiador, en todos estos casos, estamos, casi sin saberlo, incrementando la entropía del entorno que nos rodea. Si no le suministramos alimentos a nuestro organismo, para lo cual tenemos que incrementar la entropía a nuestro alrededor, toda la enorme cantidad de reacciones bioquímicas que este lleva a cabo continuamente para obtener los nutrientes de esos alimentos, no se producirían. Pero, ¿por qué no se producirían? ¿Es necesario suministrar algún tipo de alimento o energía extra a un volcán para que entre en erupción o al suelo para que tiemble? La respuesta la encontramos, nuevamente, en el concepto que me trae a escribir esta artículo: aquellos procesos o reacciones en los que se tienda al desorden serán más propicios a producirse, es decir, de forma natural (o espontánea), una reacción química es más probable que se produzca en aquellas condiciones en las que la entropía aumenta,

es decir, la variación de entropía es positiva. Pero, ojo, digo “más propicio” o “más probable”, puesto que en termodinámica (o, en este caso, termoquímica) no solo hay que tener en cuenta la variación de entropía, sino que además hay que controlar la variación de entalpía y la propia temperatura. La unión de todas estas magnitudes es lo que nos da el valor de la energía útil, la energía que, verdaderamente puede aprovechar nuestro organismo a la hora de realizar cualquier proceso metabólico.

Así pues, la entropía juega un papel muy importante en la vida y si no queremos que gane la partida y el caos invada nuestro organismo, debemos incrementar,

inevitablemente, el desorden a nuestro alrededor. De todas formas, lamentablemente, la entropía siempre acaba ganando. Aún no se ha encontrado la forma de evitarla, de conseguir el orden eterno (o, al menos, no el caos total). Por ahora, la ley físico-química es clara, la entropía total debe aumentar, aunque ¿podría la entropía de nuestro organismo disminuir (o mantenerse constante) eternamente, a la vez que incrementamos la de nuestro entorno, también eternamente? ¿Seguirían cumpliéndose las leyes de la termodinámica, como hasta ahora lo habían hecho?

[http://www.citrevistas.cl/termo/doc\\_entropia\\_1.pdf](http://www.citrevistas.cl/termo/doc_entropia_1.pdf);  
<http://www.decrecimiento.info/2006/09/el-ser-humano-ante-la-entropia.html>

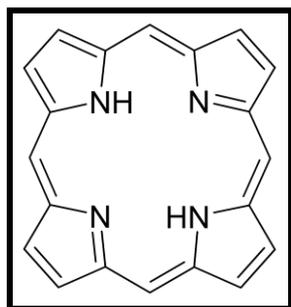


Artículo realizado por Fco. Javier Rueda Córdoba

## HEMOGLOBINA VS CLOROFILA

**¿Somos tan diferentes a las plantas como creemos? Pese a lo aparente, es mucho más lo que nos une que lo que nos separa. Dentro del mundo de la química, tenemos un ejemplo muy claro: la similitud entre la composición de dos moléculas, la hemoglobina y la clorofila, fundamentales una para animales y la otra para plantas.**

La **porfirina** es el grupo prostético de las proteínas porfirínicas. Están compuestas por un anillo tetrapirrólico con sustituyentes laterales y un átomo metálico en el centro, unido mediante cuatro enlaces de coordinación. Si los ocho posibles radicales son todos átomos de H, la molécula en sí se llama porfina:



Anillo de porfina

Los átomos de N centrales pueden perder sus átomos de H y un átomo metálico puede formar un enlace coordinado simultáneo con los cuatro átomos de N. La porfina sería, pues, un ligando tetradentado para el metal central. Las porfirinas difieren entre sí por los metales centrales y los grupos que rodean al anillo de porfina.

La **clorofila**, un pigmento verde que absorbe la luz solar y almacena esta energía en los enlaces químicos de los hidratos de carbono, sirve como ejemplo de estructuras de porfirina. Su ión metálico central es el  $Mg^{2+}$ , y la porfirina está sustituida con grupos enlazados, sustituyentes, y una cadena más larga, llamada fitilo.





## INDICADORES ÁCIDO-BASE NATURALES

Artículo realizado por Álvaro Lorenzo Felipe

Las reacciones ácido-base ocurren a diario en el ambiente en el que vivimos y es de los más común el encontrarnos en el día a día sustancias ácidas y básicas. Es por ello por lo que los indicadores ácido-base resultan de gran interés no sólo en la química sino en muchas otras ramas. He de ahí la importancia que radica en los indicadores de origen natural, ya que no todo el mundo puede acceder a los usados usualmente en los laboratorios.

Tal y como se define en los libros un indicador es un compuesto orgánico en propiedades de ácido débil o base débil, cuyo ión presenta una coloración diferente a la de su molécula. El pH del medio actúa sobre el equilibrio de estas dos formas y hace que los mismos capturen o liberen iones  $\text{OH}^-$  o  $\text{H}^+$ , variando su coloración y con ella la del medio. A este cambio de color del indicador se le denomina viraje.

Un ejemplo de esto es el tornasol, un ácido débil (RH) que en solución en agua se ioniza de acuerdo con la siguiente ecuación:

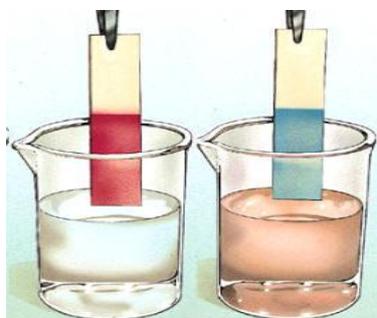
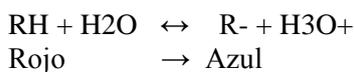


Fig.1. Se muestra el color rojo que presenta el tornasol en un ácido y el azul en una base. [http://www.natureduca.com/quim\\_acidez\\_introd02.php](http://www.natureduca.com/quim_acidez_introd02.php)

De esta forma los indicadores ácido-base son muy útiles para determinar cualitativamente el pH de diferentes disoluciones. Así pues para los que no pueden acceder a los indicadores sintéticos les es interesante estudiar y aprender acerca de los indicadores ácido-base naturales, que se encuentran presentes en la naturaleza como ocurre en la composición de casi cualquier flor.

Su funcionamiento se debe fundamentalmente a la proporción que contengan de los pigmentos naturales conocidos como antocianinas y antoxantinas. La antocianina es roja en medio ácido, púrpura en medio neutro y azul en medio básico, sin embargo la antoxantina es amarilla en medio básico.

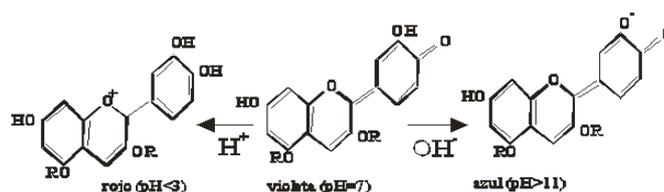


Fig.2. Representa la forma genérica de las antocianinas y su transformación. <http://www.heurema.com/QG7.htm>

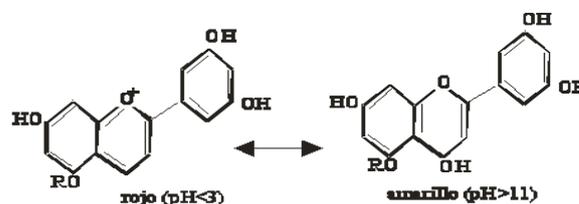


Fig.3. Representa la forma genérica de las antoxantinas y su transformación. <http://www.heurema.com/QG7.htm>

La mayoría de los pétalos de las flores contienen ambos pigmentos, por lo que en medio ácido se muestran de color rojo, mientras que en medio básico verde, combinación del amarillo y del azul de ambos pigmentos.

Así pues se pueden realizar indicadores naturales a partir de muchas flores al triturarlos en agua muy caliente o en frío con etanol. Tras esto se utiliza con determinadas sustancias de pH básico o

ácido y se observa el cambio de color que ocurre.



Fig.4. En esta serie de imágenes se representa el viraje de color que sufren algunos indicadores ácido-base naturales frente a algunas disoluciones de diferente pH. De esta forma en los ejemplos aparece un ácido fuerte ( $H_2SO_4$ ), uno débil ( $CH_3COOH$ ), una base débil ( $NH_4(OH)$ ) y otra fuerte ( $NaOH$ ). En la primera línea se representa extracto de violetas. En la segunda extracto de lombarda. Por último extracto de pétalos de ciclamen rojo. <http://www.heurema.com/QG7.htm>

Algunos ejemplos de indicadores naturales son el extracto de violetas, el primer indicador históricamente que a pH ácidos toma color rojizo, mientras que a pH básicos el color es verde amarillento; el extracto de lombarda que a niveles bajos de pH toma una coloración roja que se aproxima a azul en pH neutro, y pasa a verde a pH alcalino llegando a amarillo si el pH es muy básico (próximo a 13); extractos de pétalos de ciclamen rojo, (similar a los pétalos de rosa roja.) cuyo rango de color va del rosa pálido de una disolución ácida al violeta de una neutra y llegando al marrón verdoso de una básica pasando por un

marrón amarillento cuando es ligeramente básica; extracto de fresas en etanos absoluto, que a pH bajos, toma color naranja, a bajos es amarillo, con tintes violáceos. Si los pH son intermedios casi no se aprecia cambio de color; tornasol (extracto de líquenes de los géneros Rocella, Variolaria y Lecanora), los colores son muy débiles, en medio ácido tiende al rosa, y medio básico al azul grisáceo; extracto de amapolas, un extracto acuoso, que en medio ácido resulta incoloro, mientras que en medio básico vira a marrón.

Como conclusión quería anotar que los indicadores ácido-base naturales son eficaces cualitativamente para determinar el pH de las disoluciones aunque presentan un rango menor que en el caso de los sintéticos pero son mucho más asequibles y menos costosos. De hecho ya eran utilizados en la antigüedad, por lo que su descubrimiento no ha sido un acontecimiento nuevo realizado por la ciencia moderna, pues el concepto de ácido según Partington, ya aparece en el manuscrito indio Rasarnava, 1200 años A.C. En el primer diccionario de Química publicado por Macquer en 1766, aparece como definición de los álcalis: sustancias que “vuelven verde el jarabe de violetas”. El término tornasol, se conocía desde Plinio (I d.C.) y Dioscórides, aunque aplicado a determinadas plantas.



Fig.5. Imagen de flores de diferente pigmentación. <http://cienciasyalgomas-tecnica85.blogspot.com/2008/08/prctica-las-flores-comoreactivos.html>

·<http://www.heurema.com/QG7.htm>  
 ·<http://www.univalle.edu/publicaciones/journal/journal19/pagina04.htm>  
 ·[http://www.cecytebc.edu.mx/HD/archivos/antologias/libro\\_q\\_2.pdf](http://www.cecytebc.edu.mx/HD/archivos/antologias/libro_q_2.pdf)



## LA TALIDOMIDA

Artículo realizado por Macarena Fernández Chacón

**La talidomida es un fármaco que fue recetado a lo largo de los años cincuenta y sesenta, que además de realizar su cometido como sedante para personas con insomnio y mujeres embarazadas, provocó a éstas últimas malformaciones en el feto.**

En 1954, la compañía alemana Grünenthal, desarrolla la talidomida, especialmente diseñada como calmante y sedante para evitar las náuseas en las mujeres embarazadas. Éste fármaco había sido supuestamente testado en animales sin encontrar ningún efecto adverso, por lo cual dicha compañía comenzó a comercializarlo en 1957, tanto en Alemania, como por toda Europa y otros continentes. El éxito del fármaco no tardó en llegar, siendo el medicamento estrella elegido por las mujeres embarazadas. Sin embargo, al año siguiente de ser comercializado, se detectaron malformaciones muy raras en recién nacidos, y poco a poco, dicho número comenzó a aumentar escandalosamente, siendo estas malformaciones cada vez más comunes y parecidas. Entre ellas destacaba la focomielia, una rara enfermedad congénita, en la que los brazos y las piernas no se desarrollan completamente.

A lo largo de aquellos años, se intentó buscar una explicación a esa enfermedad “rara”, que se estaba convirtiendo en un hecho cada vez más común en todos los países. Sin embargo, no fue hasta 1961, cuando el doctor Lenz, descubrió que el culpable de dichas malformaciones era la talidomida, y tras varios enfrentamientos con la empresa alemana, se consiguió erradicar su distribución de forma masiva.

Años más tarde, se descubrió que había dos tipos de talidomida, de igual forma molecular ( $C_{13}H_{10}N_2O_4$ ), en las cuales cambiaban la disposición de los grupos en un carbono, el carbono quiral. Eran por

tanto dos enantiómeros diferentes, teniendo el compuesto la capacidad de rotar hacia la derecha o a la izquierda, lo que influye directamente en su comportamiento y sus funciones. La forma R, producía el efecto que se buscaba en las mujeres embarazadas, y la forma S, producía efectos teratogénicos (malformaciones en el feto). Por tanto, el producto comercializado era una mezcla de talidomida en forma R y S, y no se habrían producido dichas malformaciones de forma tan drástica si sólo hubieran sido producidas las moléculas en la forma R. Sin embargo, este proceso no es tan sencillo, ya que la obtención de un enantiómero puro conlleva a desaprovechar la mitad del producto. Un procedimiento cada vez más general es dirigir la síntesis de manera que sea enantioselectiva utilizando, por ejemplo, la mano apropiada de un catalizador quiral que sea capaz de reconocer la forma de los productos y, en el mejor de los casos, únicamente producir aquella que sea la deseada.

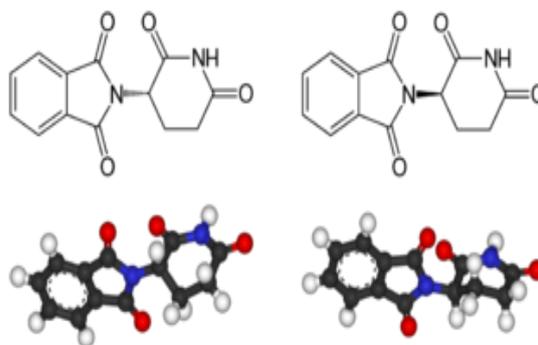


Imagen: los dos enantiómeros de la talidomida. La talidomida (S) y la talidomida (R).

Dicho fármaco provocó la denominada “catástrofe de la talidomida”, ya que miles de recién nacidos por todo el mundo sufrieron tales malformaciones. Se estiman que fueron unos 15.000, de los cuales sobreviven menos de 5.000. Además, después de esta alarma social, los responsables de Sanidad de muchos países comenzaron a endurecer sus medidas a la hora de comercializar un producto, ya que antes no existían leyes ni comisiones que lo controlaran.

Hoy en día, la talidomida se sigue utilizando, bajo la supervisión de la OMS, y sólo en algunos países, ya que se ha demostrado su eficacia en el tratamiento de los pacientes con lepra. Así mismo se están realizando ensayos clínicos para tratar algunos tipos de cáncer.



*Imagen: bebé nacido de una madre que tomó talidomida durante el embarazo*

*Gamero Esparza, Carlos., Cifras de la Talidomida Jara, Miguel (2007). «Holocausto Talidomida (El Regreso). <http://es.wikipedia.org/wiki/Talidomida> <http://medtempus.com/archives/la-catastrofe-de-la-talidomida/>*



Artículo realizado por Julia P.B.

## ÁCIDOS Y BASES EN LA INDUSTRIA

**Las propiedades de los compuestos con carácter ácido y básico determinan sus usos en distintos campos. Muchos de ellos tienen un elevado interés industrial y su síntesis se ha vuelto indispensable. Sólo la cantidad de amoníaco producida industrialmente al año es igual a la sintetizada por bacterias, plantas y animales en descomposición en ese mismo período.**

En general, ácidos y bases se emplean para eliminar el exceso de uno de ellos utilizando el otro para conseguir una reacción de neutralización. Es el caso de la potabilización del agua. Ésta, debido a algunas sustancias presentes como el cloro, se acidifica, lo cual se debe contrarrestar con la adición de cal (óxido de calcio), antes de enviarla a la red. Muy importante es la corrección del pH del suelo, que suele

estar entre 3,5 y 8,5, con compuestos que consigan un pH de 6 a 7, el adecuado para la mayoría de los cultivos. Además, los ácidos y las bases se utilizan para obtener sales que actúan como fertilizantes.

Los ácidos más relevantes de la industria son el ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ), el ácido nítrico ( $HNO_3$ ) y el ácido clorhídrico (HCl). El ácido sulfúrico es, con diferencia, uno de

los productos más utilizados y, en consecuencia, de los más sintetizados. Su producción es tal que se ha llegado a afirmar que el grado de desarrollo de un país se puede medir por las cantidades de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  que produce. Diluido en agua, el ácido sulfúrico sirve para la fabricación de baterías de automóviles. Sin embargo, se usa principalmente para la obtención de fertilizantes, como el primero de ellos que fue sintetizado mediante procesos químicos,

el sulfato amónico,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , y el ácido fosfórico, una manera de que las plantas asimilen el fósforo del suelo. El ácido sulfúrico también interviene en la industria petroquímica, que, actualmente, mueve la economía mundial.

El ácido nítrico, por su parte, se emplea en la síntesis de explosivos como el trinitrotolueno (T.N.T) o el nitrato amónico,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , muy empleado durante la 1ª Guerra Mundial. Al terminar la guerra, muchas de las fábricas de estos productos se emplearon para la síntesis de nitratos como abono. Del ácido nítrico proceden fertilizantes como el nitrato de calcio, de magnesio y el famoso “Nitrato de Chile”, y el  $\text{HNO}_3$  es utilizado como tal. El ácido nítrico también se emplea en los tratamientos de limpieza de instalaciones de riego por goteo, con el fin de eliminar microorganismos, precipitados y elementos sólidos que hayan podido atravesar los filtros de la instalación.



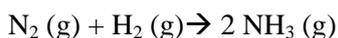
Figura: Fertilización de un campo de cultivo.

Por último, el ácido clorhídrico se usa para limpiar el acero antes de la galvanización (recubierta de un metal con una capa de otro mediante una corriente eléctrica o por inmersión), para la fabricación de tintes, como desincrustante para eliminar residuos de carbonato de calcio y en la recuperación de petróleo. Las plantas también necesitan cloro, sólo que en bajas concentraciones por lo que es suficiente con la que aporte el agua de riego.

Además de los citados ácidos, existen otros compuestos, los quelatos, que son compuestos químicos constituidos por una molécula de naturaleza orgánica que rodea y enlaza a un ión metálico, protegiéndolo de cualquier acción exterior. Algunos quelatos ácidos, como EDDHA (ácido Etilén-Diamino Di-orto-Hidroxi-fenil-Acético) o el EDTA (ácido Etilén-Diamino-Tetraacético) se emplean en la agricultura para proporcionar al suelo los oligoelementos que necesita (Fe, Co, Mn, B, Cu, Zn, etc.).

Con respecto a las bases, el hidróxido de sodio y el amoníaco ocupan los primeros puestos en la industria. Mientras que el  $\text{NaOH}$  se hace reaccionar con ácidos orgánicos para dar lugar a jabones que serán empleados en productos para limpiar hornos o desatascar cañerías, el amoníaco se utiliza casi en su totalidad, el 80%, para fabricar abonos o para aplicarlo directamente como tal. El resto se usa en textiles, plásticos, explosivos, síntesis de  $\text{HNO}_3$ , en la producción de pulpa y papel, productos de limpieza domésticos, refrigerantes e incluso en alimentos y bebidas.

El amoníaco se obtiene únicamente por un proceso denominado método Haber-Bosch, que consiste en la reacción directa entre el  $\text{N}_2$  y el  $\text{H}_2$ :



Esta reacción es muy lenta, pero se puede emplear un catalizador (óxido de hierro) que aumente la presión, ya que esto favorece la formación de producto. A medida que se sintetiza, el amoníaco se va retirando para que el equilibrio se desplace hacia la formación de  $\text{NH}_3$  (derecha) y se forme aún mas.



Bosch y Haber.

El proceso Haber es tan importante que varios científicos han obtenido el premio Nobel de Química por estudios relacionados con este proceso: F. Haber, por la síntesis de amoníaco a partir de sus elementos; gracias al descubrimiento y desarrollo de síntesis química a altas presiones lo recibieron Bosch y Bergius en 1937, y en 2007, Gerhard Ertl por sus estudios de los procesos químicos sobre superficies sólidas.

Como curiosidad, en 2004 el 83% del amoníaco que se produjo fue destinado como base de fertilizantes agrarios, lo que

se traduce en un consumo de más del 1% del total de energía que produce la humanidad.

Pese a su utilidad, el manejo, síntesis y distribución de ácidos y bases requiere unas precauciones especiales ya que una fuga, derramamiento o inhalación de ellos puede ser muy perjudicial para las personas que lo manipulen o crear un grave impacto ambiental en caso de que llegue a la naturaleza. Para su empleo, estas sustancias deben ser almacenadas en tanques especiales y los encargados de su manipulación deben seguir unas normas de seguridad bastante estrictas. En cuanto a su transporte, los vehículos que lleven consigo compuestos de este tipo deben indicar claramente que llevan material peligroso y estar acondicionados para evitar pérdidas.

Libro de texto *Química Bachillerato*. Editorial Edebé.

Páginas web: [wikipedia.org](http://wikipedia.org)

[www.todoexpertos.com](http://www.todoexpertos.com)

[www.infoagro.com](http://www.infoagro.com)

Blog: [quimicaparatodos.blocindario](http://quimicaparatodos.blocindario)

Imágenes del buscador de Google.



# CORROSIÓN

Artículo realizado por Carlos Díaz-Salazar

**Utilizamos el término “corrosión” ó “corroer” habitualmente, mientras hablamos de los edificios donde vivimos, de instrumentos que utilizamos, y una infinitud de cosas que entran en juego en nuestra vida diaria. Pero... ¿sabemos realmente la verdad sobre la corrosión?**

Para comenzar, definiremos la corrosión como una reacción de óxido-reducción que ocurre en la misma superficie del material debido a la acción del medio (agua y aire u otros añadidos); en cierto sentido, es como una pila indeseada, dado que se produce un flujo de electrones del material al medio.

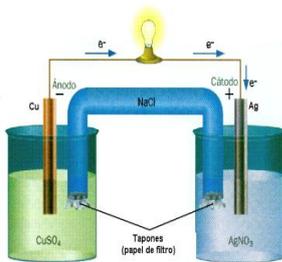


Figura 1: esquema de una pila en la que se observa la transferencia de electrones que hacen funcionar la bombilla.

Hay muchos tipos de corrosión: lo más normal, es que, al pensar en este término, pensemos en un bote de ácido sulfúrico cayendo sobre un metal, haciendo burbujitas, humeando y desprendiendo calor... o una barandilla de hierro cercana al mar recubierta de un polvillo rojizo. Sin embargo, este tipo de corrosión es sólo la más evidente, y hay muchos más aspectos de la corrosión que son insospechados.

¿Sabías que ese polvillo rojizo, fruto de la interacción del hierro con el medio, hace perder unas 5 toneladas del metal cada pocos segundos en todo el mundo? Y sin embargo, parece una capa muy fina cuando se observa ¿verdad?



Imagen 2. Barco oxidado por acción del oxígeno y el agua.

Para que exista la reacción oxido-reducción, se debe disponer de dos elementos: el agente *oxidante*, y el *reductor*. Estos dos elementos, como por ejemplo el flúor y el magnesio, se intercambian electrones: el magnesio, que es el reductor, cede sus electrones al flúor, que es oxidante. Además dicha reacción debe producirse en un *electrolito*, es decir, un fluido (aunque también puede ser sólido) que contenga iones por los que se transfieran dichos electrones.

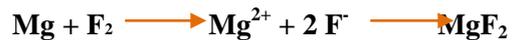


Figura 3.1, reacción de redox del Mg-F;

Por lo tanto, esta reacción es similar a una de ácido-base, la diferencia radica en la partícula que se intercambia: en vez de protones, se transfieren electrones.

En las reacciones del hierro con el aire y agua por ejemplo, el hierro (agente reductor), cede sus electrones al O<sub>2</sub>, formándose, óxido de hierro y OH<sup>-</sup> al interactuar el agua.

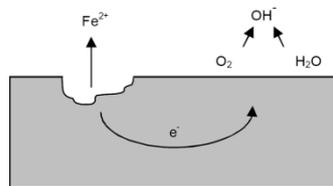


Figura 3.2, fenómeno de oxidación del hierro.

Además, hay diversos factores que influyen en el proceso de oxidación: Es muy conocido el que cerca del mar, los metales se oxidan más rápido, o que un aire viciado puede alterar las condiciones de oxidación. La explicación de este fenómeno está en el

entorno que rodea la reacción y que, evidentemente, no es inerte.

En el primer caso, el aire está impregnado de sales marinas (iones calcio, magnesio, cloruro...) que afectan al proceso: el electrolito conduce mejor los electrones y por tanto, la transferencia de los mismos es más rápida. En el segundo caso, las nuevas concentraciones de gases presentes en el aire (más concentración de  $\text{CO}_2$ , de  $\text{N}_2$ , de  $\text{CO}$ , y de otros gases) interfieren en la reacción alterando la velocidad.

De hecho, los materiales antioxidantes y anticorrosivos se basan en este principio: reducir la velocidad de la reacción lo máximo posible para que el objeto tenga más vida útil (cacerolas, aleaciones, barcos...). Se emplean estos materiales (barnices, baños de materiales poco reactivos, pinturas...) en multitud de lugares: desde la caliza de las catedrales hasta las cofias de los trajes de buzo.

Sin embargo, hasta ahora nos hemos referido a la corrosión como un proceso indeseado, molesto y completamente inútil, pero... ¿y si esto no fuera cierto?

Hay miles de aplicaciones útiles del proceso de corrosión, aplicaciones que nos son más familiares de lo que creemos. Ponemos el ejemplo del revelado de fotografías. La técnica de revelado en blanco y negro, aparte de fijadores y disoluciones reveladoras, utiliza un ácido (normalmente acético) para poder plasmar en papel el negativo que tenemos de la foto en cuestión.

Otra aplicación útil de la corrosión es la técnica de grabado al aguafuerte. Un grabado no es más que la réplica en papel (suele ser grueso, de algodón) de un dibujo hecho sobre una lámina de madera o metal original, llamada matriz.

La reproducción de dicho dibujo en la matriz se hace en varios pasos: primero se recubre la matriz de barniz ó betún. Luego se levanta ese betún en las zonas donde se va a hacer el dibujo. Finalmente, se aplica un ácido que horada la superficie expuesta. Una vez conseguida la matriz, ésta transfiere la textura y las formas de la lámina al papel, de forma que el dibujo quede plasmado en el papel (de manera negativa); Evidentemente, matriz se va desgastando, y es por esto por la que los grabados tienen una tirada relativamente corta y están numerados, pues los primeros grabados serán de mayor calidad.

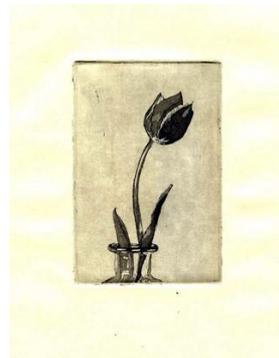


Imagen 4. Dibujo de una flor en papel por la técnica de grabado al aguafuerte.

Por último, una de las más importantes utilidades de la corrosión la encontramos en el campo de la informática. La placa madre de los ordenadores, esa pieza que es la responsable de todos los procesos y operaciones que realizan las computadoras, es sometida a una corrosión selectiva en su construcción:

La placa madre está hecha de plástico, sobre la que hay unos circuitos de cobre integrados en ella, aparte de todos los condensadores, ventiladores y otros componentes que están fijados sobre ella. En un principio, la placa de metal está recubierta completamente del metal conductor, formando éste una capa uniforme encima del plástico. A continuación, se pintan con anticorrosivos las formas de los circuitos que irán sobre la placa madre. Finalmente, se somete la placa a un baño de ácido, de tal forma que éste

elimine las partes de cobre que no han sido bañadas y quedando así los circuitos intactos.



Imagen 5. Placa madre de un ordenador. Se observan en plateado los circuitos integrados en el plástico

Así que, después de todo, la corrosión no es un proceso tan inútil, ¿o sí?

Wikipedia, <http://es.wikipedia.org/wiki/Corrosion>  
*Handbook of corrosion engineering*, por Pierre R. Roberge

Grabado: compendio elemental de su historia, y tratado de los procedimientos. Escrito por Francisco Esteve Botey.



## FLUIDOS SUPERCRÍTICOS: MÁS EFICACIA, MENOS CONTAMINACIÓN

Artículo realizado por Enrique Gamero Estévez

**Los fluidos supercríticos, son todas aquellas sustancias que en condiciones de presión y temperatura elevadas (superior a su valor crítico) desarrollan unas propiedades útiles en el mundo industrial actual.**

El primero en proponer la existencia de fluidos supercríticos fue Thomas Andrew en 1869, que investigando con  $\text{CO}_2$  examinó la existencia de un punto crítico y propuso que todos los materiales tienen una temperatura crítica, a partir de la cual los fluidos se comportan en un estado híbrido de líquido y gas desarrollando las propiedades de cada uno de ellos. Los fluidos supercríticos se abrieron a la investigación tras el análisis de Hannay y Hogart en 1879 en el que midieron la solubilidad de sólidos en fluidos supercríticos.

En los fluidos supercríticos se observa que al aumentar la energía cambian su capacidad calorífica y conductividad térmica. También, al cambiar el volumen varía la compresibilidad. De manera que, cuanto más cercanas al punto crítico estas

propiedades se incrementaran más. Las propiedades más comunes que desarrollan son: la capacidad de disolver solutos, miscibilidad con gases permanentes, alta difusividad y baja viscosidad.

Los fluidos supercríticos son muy útiles para la extracción de material sin contaminación, pues pese a la baja solubilidad su separación es muy sencilla ya que basta con una simple expansión. Este proceso además de la facilidad tiene más ventajas como: 1) Se hace a una temperatura moderada, 2) es selectiva según las condiciones de presión y temperatura, 3) la calidad del extracto es muy buena (pues no existe contaminación del disolvente) y 4) permite una automatización industrial mayor.

La utilización de estos fluidos también tiene una serie de inconvenientes como: 1)El coste del inmovilizado, 2)poco conocimiento del proceso en sí y 3)poca seguridad respecto a las altas presiones con las que se trabajan o la necesidad de personal mas cualificado.

Los fluidos supercríticos tienen multitud de aplicaciones en diversos campos como:

- En el campo de la química, se utiliza para aplicaciones como: extracción y concentración de aromas, extracción de insecticidas naturales; obtención y purificación de sustancias de síntesis; obtención de catalizadores; fraccionamiento y revaloración de residuos; encapsulación de CO<sub>2</sub> (gases en sólidos), mejora de procesos con la adición de tensoactivos y cosolventes; o el desengrase de sustancias.
- En el campo de los Materiales, se utiliza para aplicaciones como la obtención de micro y nanopartículas; microionización; modificación de propiedades; o la síntesis de aerogeles.
- En el campo Farmacéutico, en este campo se utiliza para aplicaciones como: obtención de extractos medicinales o cristalización de algunos fármacos. En esta industria tiene un gran efecto, pues estos fluidos son utilizados para ayudar a la disolución de distintas sustancias orgánicas en un mismo ambiente de manera que se pueda sintetizar fármacos específicos sin necesidad de la utilización de disolventes tóxicos (cuyas restricciones legales son mayores que la de los fluidos supercríticos).
- En el campo alimentario, se utiliza para: extracción de productos naturales; desodorización e hidrogenación de grasas y aceites; y extracción de cafeína del café y teína del té.
- En el campo de la biotecnología, se utiliza para la purificación de productos y la desinfección de productos biológicos.
- En el campo del medio ambiente, se utiliza para la destrucción de productos

orgánicos tóxicos.

Algunos de las sustancias utilizadas en estado supercrítico son:

- H<sub>2</sub>O, esta a temperatura ambiente disuelve sustancias iónicas pero no gases, hidrocarburos y polímeros apolares; sin embargo, en estado supercrítico (647K y 214,9atm) es capaz de disolver compuestos orgánicos. Una aplicación en el mundo actual es la oxidación en agua supercrítica, que se realiza en fase homogénea, con pocas limitaciones de transferencia de materia y un rendimiento mayor al 99%. En la industria se utiliza principalmente para el tratamiento de residuos.

- CO<sub>2</sub>, se utiliza como sustituto de disolventes orgánicos y como medio para obtener polímeros, materiales o modificar las propiedades de otros materiales. Este compuesto a la hora de disolver, no es tóxico, no se inflama, no es reactivo, es seguro y además es barato.

El CO<sub>2</sub> es el fluido supercrítico mas utilizado debido a sus cualidades: presenta unas constantes críticas bajas (7,38MPa y 304,15K) por lo que las condiciones no interaccionan con las de los compuestos a separar o disolver. Es poco viscoso; muy difusivo, lo que le otorga capacidades y propiedades de transporte; con baja tensión superficial que le permite una alta penetrabilidad muy útil para algunos procesos y alta solubilidad para compuestos orgánicos volátiles de bajo peso molecular tales como acetona, esteres, alcoholes o aldehídos lo que le permite por ejemplo extraer la fracción volátil responsable del aroma del café; no deja residuos, permitiendo obtener extractos de elevada pureza.

Otros fluidos supercríticos que también se utilizan pero en menor grado son: Xenón, triclorometano, clorodifluorometano, N<sub>2</sub>O, SF<sub>6</sub>, clorotrifluorometano, propano o amonio.

Los fluidos supercríticos tienen una gran importancia en el mundo actual. Por ello, hoy en día se sigue investigando en esta línea. Haciéndose descubrimientos muy importantes. El único impedimento de este tipo de materiales es el coste de producción, pero la protección del medio ambiente lo hace un campo imprescindible de investigación.



Artículo realizado por Nieves Lara Ureña.

## LA QUÍMICA EN NUESTRA VIDA.

**La historia de la humanidad y su desarrollo han estado muy vinculados al progreso continuo de la ciencia y de la tecnología. Dentro de las ciencias merece una atención especial la Química y a continuación veremos el porqué.**

Para comenzar, la Química está relacionada con la alimentación. Tenemos la idea de que los alimentos proceden de las fábricas o del campo. El crecimiento de las áreas urbanas y la desertización han obligado a obtener un mayor rendimiento de las áreas que están dedicadas a la agricultura.



Imagen 1: Alimentos.

Mediante fertilizantes, que suministran los nutrientes necesarios al suelo, y fitosanitarios, que protegen las plantas de plagas, insectos, malas hierbas..., la Química permite que se alcance este objetivo. Si no fuese por ellos gran parte de las cosechas se perderían.

*Bibliografía:*

[http://www.iq.uva.es/termoap/fluidos\\_supercriticos.pdf](http://www.iq.uva.es/termoap/fluidos_supercriticos.pdf)  
<http://termo.esiqie.ipn.mx/english/labtermo/definicion.htm#arriba>  
[http://es.wikipedia.org/wiki/Fluido\\_supercr%C3%A1tico](http://es.wikipedia.org/wiki/Fluido_supercr%C3%A1tico)  
<http://www.icmab.csic.es/icmab/scientific-popularization/articles/467>

La transformación y conservación de muchos alimentos sería imposible sin el uso de numerosas sustancias químicas.

La Química también está muy vinculada a la Salud. La aplicación correcta de los medicamentos ha contribuido al aumento de la esperanza de vida.

Los avances realizados en Química han permitido el diseño de materiales biocompatibles, materiales que no son rechazados al ser injertados en el cuerpo humano.

También juega un papel muy importante la Química en el uso de anestésicos, antisépticos y otros productos químicos que hacen posible el desarrollo de muchas operaciones.

Podemos encontrar química en el ocio. Si analizamos a que se debe la superación en las marcas de algunos deportistas, veremos que la respuesta es múltiple.

Mejores métodos de entrenamiento y una mejor alimentación contribuyen a esa

superación, pero la química de nuevo tiene algo que ver, pues los nuevos materiales, más fuertes, flexibles y ligeros permiten a los deportistas llegar más lejos, más rápido o más alto con menor esfuerzo.

La revolución industrial que está ocasionando el uso de los productos químicos nos lleva a afirmar que la Química está a la vanguardia de la ciencia del siglo XXI.

Por ejemplo el desarrollo de la electrónica, que va parejo al descubrimiento de nuevos semiconductores; el uso de nuevos polímeros, como las fibras de polietileno



## LA FUSIÓN NUCLEAR

Artículo realizado por Andrés Sanz Morejón.

**¿Conocemos todos la diferencia entre la fusión y la fisión nuclear, dos términos etimológicamente muy parecidos, pero física y químicamente tan distantes? ¿Sabemos cómo se originaron todos los átomos que conocemos en la actualidad?**

La principal fuente de energía utilizada en la actualidad por la humanidad son los llamados combustibles fósiles. Dentro de este grupo, podemos encontrar a los derivados del petróleo, carbón, gas natural, etc.

Hay varios inconvenientes en el uso de estas fuentes de energías. El más conocido por todos, es la producción de residuos y gases contaminantes emitidos cuando son quemados. Los gases más “peligrosos” que derivan de su uso, son el CO<sub>2</sub> (principal responsable del calentamiento climático), SH<sub>2</sub> (y sus derivados), también derivados de compuestos del nitrógeno. Estos dos últimos son los principales responsables de la lluvia ácida, que ataca a la vegetación, suelo y daña edificios.

que son tan resistentes como el acero pero mucho más ligeras y además no se corroen. También está muy de actualidad la búsqueda de nuevos combustibles más eficientes y menos contaminantes.

Pero si, además queremos ahorrar combustible, es necesario el uso de materiales nuevos, que sean más ligeros y resistentes que los actuales, materiales que en la mayoría de los casos están diseñados por químicos.

*Imagen 1. Sacada de <http://www.iecologia.com>*

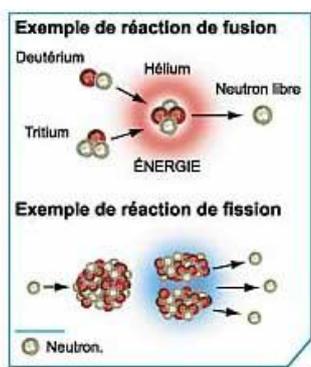
Otro inconveniente, es que estos combustibles fósiles son no renovables y se prevé que al ritmo actual de su consumo, se acaben en un plazo de 50-100 años. Ante este problema, los gobiernos y principalmente, las industrias y empresas energéticas, buscan desesperadamente la llamada “panacea” del problema energético: fuentes de energía menos contaminantes, potencialmente renovables, rentables y de fácil producción.

En la actualidad, se usan fuentes de energías renovables como la energía solar, solar térmica, eólica, geotérmica, mareomotriz, biomasa e hidráulica. También hay otras, no renovables, como la polémica energía nuclear, cuya base científica es la fisión nuclear. Su principal inconveniente es la gestión de los residuos,

que duran miles de años y cuya radioactividad es letal para toda vida que entre en contacto con ella. Además, los materiales usados en las centrales nucleares son no renovables y su almacenamiento es peligroso.

Sin embargo, desde hace algo más de medio siglo, se sabe que esta “panacea” de las fuentes de energía es posible. Se trata de la llamada fusión nuclear. Como todos sabemos, los núcleos de los átomos están formados por los protones y los neutrones, los cuales están unidos en el átomo por un tipo de fuerza llamada la fuerza nuclear fuerte.

La producción de energía por fisión nuclear se basa en la ruptura de los núcleos de átomos pesados, lo que genera otros átomos más ligeros y la liberación de energía, debido a la ruptura de los enlaces de protones y neutrones. La división de los núcleos de átomos pesados (como el uranio), puede provocarse por ejemplo, con el bombardeo con neutrones libres, que inestabilizan el núcleo, haciendo que tengan lugar una serie de reacciones y procesos, que derivan en la ruptura del átomo, que a su vez suelta neutrones que rompen otros átomos, produciéndose una reacción en cadena.



Diferencia entre fusión y fisión nuclear

Como proceso opuesto a la fisión nuclear, existe también la llamada fusión nuclear el cual se produce en las estrellas. Este

fenómeno consiste en la unión, bajo determinadas condiciones de temperatura y presión, de dos o más núcleos para formar un núcleo más pesado, interviniendo una gran cantidad de energía.

La mayor parte de la energía que utilizan los seres vivos procede del sol, por lo tanto cabe plantearse: ¿Por qué no utilizamos ese mismo proceso para la producción de energía con el fin de satisfacer las demandas energéticas de la sociedad? En la actualidad existen muchos grupos de investigación y desarrollo de la tecnología necesaria para poder producir la fusión nuclear de forma controlada en el laboratorio.

Hay dos tipos de uniones de núcleos, clasificadas según el “sentido de la energía.” Cuando los dos átomos que se unen son de menor masa que el Fe, se produce la liberación de energía mientras que si los átomos que intervienen son de mayor masa que el Fe conlleva a la absorción de energía.

La explicación científica de porqué la producción de energía por procesos nucleares es mayor que las de otros tipos subyace en las energías de enlaces que intervienen en cada proceso. Por ejemplo en la combustión del petróleo, no se alteran los núcleos de los átomos que lo forman, sino las interacciones entre las cortezas electrónicas, cuya energía de enlace es mucho menor que la que une los protones y neutrones.

Según estudios realizados, el proceso de fusión nuclear es el responsable de la existencia de todos los átomos que conocemos en la actualidad. A través de las uniones de átomos más pequeños, se pudieron crear (gracias a las condiciones creadas por el Big Bang) todos los

elementos químicos que conocemos en la actualidad.

Para que la fusión nuclear pueda tener lugar, deben superarse ciertas barreras energéticas, como la electrostática. A grandes distancias, dos núcleos se repelen ya que los protones están cargados positivamente. Cuanto mayor sean los átomos, mayor fuerza de repulsión existe (debido a que tienen mayor carga positiva sus núcleos), de lo que se deduce que la reacción de fusión nuclear energéticamente mas rentable es en la que intervienen dos átomos de Hidrógeno.

Sin embargo, a distancias cercanas, los núcleos se atraen, formándose un nuevo núcleo. Para que estos núcleos se puedan acercar, hay que acelerarlos a una temperatura altísima, de al menos 150.000.000 °C. Cuando la materia se encuentra a estas temperaturas tan elevadas, pasa a un estado diferente a los que hay en la Tierra, llamado estado de plasma. Uno de los principales retos para la tecnología, es la contención de estos átomos y evitar su dispersión. Para solucionar este problema, se usan campos eléctricos y magnéticos, que adecuadamente dispuestos, permiten el confinamiento del plasma, permitiendo así el aumento de la temperatura y el control de la reacción.

Otro de los problemas de la fusión nuclear, es la cantidad de energía necesaria para alcanzar temperaturas tan altas. Sin embargo, se estima que si se consigue controlar la reacción de fusión nuclear, se produzcan 10 veces más energía que la que se necesita para que tenga lugar, por lo que la propia energía producida podrá mantener el calor del sistema.

La energía de fusión nuclear apenas necesita espacio, no contamina, no tiene emisiones de CO<sub>2</sub> y es prácticamente inagotable ya usa la propia materia para conseguir energía. En el 1991 se obtuvo energía por fusión nuclear y se estima que hacia el 2018 se construya la primera central de fusión nuclear. Sin embargo, la comunidad científica piensa que hasta el 2030, no será posible abastecer a la red eléctrica con energía producida por fusión nuclear.

El avance conjunto de la ciencia y la tecnología permitirán el desarrollo de nuevos materiales y el conocimiento suficiente para poder controlar la reacción de fusión nuclear y hacer que la producción de electricidad sea barata, viable y segura.

El futuro que se nos presenta es esperanzador. Como anuncia el físico Steven Cowley, director del Centro Culham para la Energía de Fusión en el Reino Unido, en el futuro obtendremos energía a partir del conocimiento. Podremos producir energía limpia, sin emisiones y sostenible. Para que este futuro se convierta cuanto antes en presente, las instituciones deben invertir muchos más fondos para el desarrollo de esta tecnología tan sofisticada.

Información obtenida de:

[-www.wikipedia.com](http://www.wikipedia.com)

-Programa 73 de redes de TVE, "Pequeños soles en la Tierra"

Imágenes obtenidas: google imágenes.



## CONTAMINACIÓN ATMOSFÉRICA Y LLUVIA ÁCIDA

Artículo realizado por Ana Mora Boza

**La gran mayoría de los combustibles fósiles que se queman a diario en industrias y medios de transporte, contienen pequeñas cantidades de azufre y nitrógeno que reaccionan con el oxígeno para dar  $\text{SO}_2$  y  $\text{NO}_2$ . Estos dos óxidos, muy contaminantes, provocan muchos problemas de salud en nuestra sociedad.**

Muchos de los grandes problemas respiratorios que tienen lugar sobre todo en las grandes ciudades, son producidos por la contaminación atmosférica y los agentes contaminantes tan abundantes hoy en día. El  $\text{NO}_2$ , por ejemplo, es el responsable de una nube de color pardo-roja que se puede observar a diario en muchas ciudades. Estos óxidos son lo que reaccionan con las gotas de lluvia, produciendo lo que se conoce como lluvia ácida.

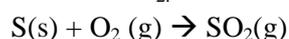


Figura 1: Efectos de la lluvia ácida en un bosque de la República Checa.

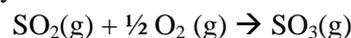
A finales de los 60, se empieza a hablar en nuestro país de la llamada contaminación atmosférica. Pero no es hasta 1980 cuando llegan noticias de la lluvia ácida que estaba matando lagos en Escandinavia, destruyendo la Selva Negra alemana y muchos monumentos en Roma.

Aquí muestro las reacciones que tienen lugar y mediante las cuales se produce la formación de la lluvia ácida:

-Cuando el combustible se quema, el azufre se transforma en  $\text{SO}_2$ .



-Este gas se libera junto con todos los demás y se va oxidando lentamente:



-Ambos óxidos se van transformando en sus ácidos al reaccionar con la humedad y el agua de lluvia:



Los efectos de estas gotas de agua ácida que pueden llegar a todos los lugares, son muy diversos. Entre ellos cabe destacar: la acidificación del suelo (cuando el suelo se acidifica se reduce la fertilidad de la tierra, libera metales que pueden dañar a los microorganismos responsables de la descomposición, así como pájaros y mamíferos); la desaparición de plantas y animales (los grupos más sensibles son los peces, líquenes, musgos, hongos y los organismos acuáticos pequeños); y sobre todo, el daño en los bosques y su desaparición. Los elementos dañinos se introducen en las plantas alterando su metabolismo (la fotosíntesis y la respiración). Debido a ello, se produce un debilitamiento que los hace cada vez más sensibles tanto a las plagas y enfermedades como a la deficiencia hídrica.

Pero esto no sólo afecta a los organismos vivos, sino que se está produciendo también una corrosión y destrucción de la herencia cultural, ya que los edificios y monumentos históricos de más de una docena de países europeos están siendo afectados.



Figura 2: Efectos de la lluvia ácida en un monumento europeo.

Existen diversas soluciones para este problema, pues tanto las plantas de combustión como los vehículos, pueden adaptarse con tecnologías que podrían eliminar en un 90% estas emisiones ácidas. Aunque lo más interesante (y necesario a largo plazo) será sustituir por energías limpias los combustibles fósiles. En el caso del  $\text{SO}_2$ , se puede actuar en tres puntos distintos del ciclo para reducir las emisiones: eliminando el azufre del combustible, durante la quema o de los gases emitidos.

Pero a pesar de las actuaciones que se pueden realizar a nivel industrial, es interesante la participación y la lucha social, intentando reducir el consumo de energías fósiles e incrementando el de las renovables o limpias.

En la actualidad, el grado de conocimiento respecto a estos problemas ambientales sigue siendo muy bajo. A pesar de los grandes movimientos ecológicos y el compromiso (cada vez mayor) de muchas personas, todavía queda mucho por hacer, y este de la lluvia ácida es uno de los problemas que la sociedad más desconoce. Hay que usar transportes públicos, apoyar los nuevos medios de transportes que

utilizan otros recursos para desplazarse y por los cuales miles de personas están trabajando a diario, hay que reducir las emisiones contaminantes y sobre todo hay que luchar para que la industria contribuya. Nosotros somos una pequeña parte que aporta demasiado a la contaminación atmosférica. La industria aporta aún más.



Figura 3: Contaminación atmosférica

Es muy complicado, lo sé. Sobre todo porque no sólo luchamos contra las fábricas, si no contra el dinero que todo esto mueve y ahí, el tema se vuelve más peliagudo, ya que intervienen muchos intereses.

No hay que rendirse, pues al fin y al cabo están jugando con recursos que se agotarán tarde o temprano.

Pero, ¿y si cuando se agoten es demasiado tarde? Hay que actuar, todos podríamos contribuir para tener una vida más sostenible, tanto para nosotros como para nuestro planeta.

Imagen1:<http://www.esacademic.com/dic.nsf/eswiki/73671515>

Imagen 2: <http://lera-ecologa.blogspot.com/>

Imagen3:<http://www.estrucplan.com.ar/articulos/smog/smog1.jpg>



## BACTERIAS DEL ARSÉNICO

Artículo realizado por J.L. Araujo

**Hoy en día sabemos que la vida puede aparecer casi en cualquier situación, por muy extrema que pueda parecer. Pero, ¿sabemos ya todo acerca de los seres vivos? Ni mucho menos. Sin ir más lejos, acaba de conocerse un nuevo tipo de vida: en el arsénico.**

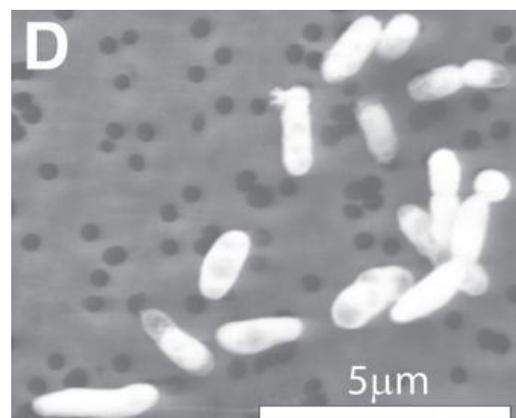
Los primeros seres vivos que aparecieron en la faz de la Tierra hace ya 1500 millones de años, las protocélulas, comenzaron con unas condiciones de vida muy extremas dado el gran carácter reductor de la atmósfera primitiva terrestre. A medida que ésta iba cambiando su composición y así permitía que la Tierra fuera más 'habitabile', estos primeros microorganismos fueron evolucionando y modificando sus cualidades, dando paso a toda la variedad de seres vivos que conocemos, los que ya se extinguieron y los que todavía perduran. A través del estudio hemos determinado las condiciones mínimas que debe reunir un ser vivo para poder sobrevivir y los compuestos de los que depende.

Sin embargo, no todos los habitantes de este planeta cumplimos esas condiciones que tanto trabajo ha costado averiguar. Un descubrimiento reciente de la NASA nos presenta a unas bacterias del lago Mono, compuesto de agua salada, de California (Estados Unidos), que es capaz de vivir y reproducirse en arsénico. ¿Y por qué este descubrimiento es tan importante? Porque toda criatura de este planeta precisa de seis elementos fundamentales para subsistir: carbono, hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, azufre y fósforo. Lo extraordinario de esta bacteria, de la familia de Halomonadaceae, es que es capaz de incorporar el arsénico en sustitución del fósforo en su ciclo vital.

El fósforo, en forma de fosfato, forma una parte fundamental en las moléculas de ADN y ARN, así como en el almacenamiento y el transporte de energía en las células. Pues bien, estas bacterias, al asimilar el arsénico

(a todas luces venenoso para la vida porque trastorna la mayor parte de los procesos metabólicos) no solamente lo utilizan como fuente de energía, sino que además también tuvo la capacidad de incorporarlo a su material genético, por lo que la sustitución por el fósforo fue completa.

Las repercusiones más inmediatas de este nuevo conocimiento hacen que se pueda abrir una nueva vía de investigación para la propia NASA a la hora de dedicarse a buscar vida extraterrestre, pues hasta el momento se había limitado a aquellos emplazamientos que reunían las condiciones favorables en cuanto a los bioelementos conocidos.



Fotografía: Ésta es una de las imágenes tomadas de la bacteria capaz de incorporar el arsénico a su organismo, en lugar del fósforo.

Pero no todo es luz en este hallazgo. Ante todo hay que dejar claro que las bacterias prefieren el fósforo en su 'dieta' habitual, y acuden al arsénico como segundo recurso cuando escasea el otro. Además, es reseñable el hecho de que los investigadores no encontraron la vida nativa en el arsénico, sino que estuvieron sometiendo a las

bacterias a concentraciones gradualmente más altas, hasta que consiguieron que algunas de ellas sobrevivieran e incorporaran el arsénico primero para hacer su tráfico de energía, y generaciones posteriores añadiéndolo a su material genético como se ha mencionado anteriormente.

Aun así, estos hechos no deben hacer decaer la expectación generada por estas asombrosas bacterias. Aunque los seis bioelementos sean los fundamentales para formar los ácidos nucleicos, las proteínas y los lípidos, se ha demostrado que,

teóricamente, algunos otros elementos de la tabla periódica podrían cumplir las mismas funciones que ellos. Tal y como los mismos científicos concluyeron, el trueque de uno de los mayores elementos biológicos puede tener un significado evolutivo y geoquímico profundo, aunque ahora no se determine con exactitud.

<sup>1</sup>[http://www.elpais.com/articulo/sociedad/bacteria/vive/arsenico/amplia/receta/vida/elpepusoc/20101202elpusoc\\_](http://www.elpais.com/articulo/sociedad/bacteria/vive/arsenico/amplia/receta/vida/elpepusoc/20101202elpusoc_)

<sup>2</sup><http://www.noticias24.com/actualidad/noticia/183467/se-presume-que-la-nasa-anunciara-hoy-el-descubrimiento-de-una-nueva-forma-de-vida/>



Artículo realizado por  
Paula Yunes Leites

## CATALIZADORES: FACILIDADES Y DIFICULTADES PARA LA INDUSTRIA

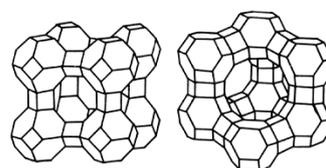
**¿Sabían ustedes que una típica planta industrial puede de fabricar 1000 toneladas de amonio al día? Ésta es la importancia de los catalizadores, capaces de revolucionar la química a nivel industrial, por sus muchas ventajas a pesar de sus grandes inconvenientes.**

A finales del siglo XIX y principios del XX se produjeron algunos de los mayores logros en la catálisis referida a procesos industriales: Fritz Haber, en colaboración con Carl Bosch, fue capaz de demostrar que era posible fijar nitrógeno atmosférico y producir amonio a niveles industriales a partir de una reacción entre el nitrógeno atmosférico y el hidrógeno (obtenido a partir de gas natural o del petróleo) y la actuación de un catalizador (en su mayoría el hierro).

Este es uno de los muchos avances que se han producido en la industria química gracias a los catalizadores, aunque sin duda, los avances más importantes se han producido en la industria del petróleo, como el descubrimiento del craqueo catalítico de las porciones pesadas del petróleo o el descubrimiento de la posibilidad de crear

gasolina de alto grado y gasolina sin plomo en cantidades industriales.

En el proceso de craqueo, que comenzó a desarrollarse en el año 1936, se utilizan por año millones de toneladas de catalizadores. Actualmente, se utilizan como catalizadores



(a) (b)

Estructura molecular zeolitas.  
Bibliotecadigital.com

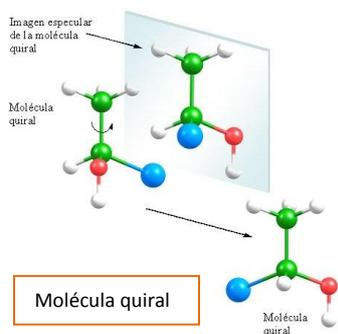
las zeolitas<sup>1</sup>, que fueron desarrolladas y mejoradas durante la Segunda Guerra Mundial.

La gasolina de alto grado, por su parte, se puede conseguir mediante el hidrofinado, un proceso que consiste en la hidrogenación de petróleo refinado, con un catalizador, como

el óxido de molibdeno. Finalmente, en el proceso de obtención de la gasolina sin plomo, que apareció en 1970 debido a la concienciación ambiental, se utilizan catalizadores con plomo que favorecen reacciones que transforman el monóxido de carbono (entre otros) en dióxido de carbono o vapor de agua. Otro de los procesos en los que los catalizadores son cruciales actualmente es en los procesos de oxidación-reducción, fundamentales en la industria química.

Como vemos, los catalizadores han sido y siguen siendo muy importantes en el desarrollo químico e industrial. Sin embargo, su obtención, tratamiento y costes son muy elevados, pudiendo dañar incluso al medio ambiente. Por ejemplo, la utilización de catalizadores homogéneos para procesos de interés como la acilación, esterificación o isomerización, conllevan problemas medioambientales graves debido fundamentalmente al uso de sistemas corrosivos no recuperables. La industria química ya ha investigado estos casos, y ha descubierto que la utilización de catalizadores heterogéneos ácidos en vez de homogéneos, permite llevar a cabo todos los procesos de interés sin daños ambientales.

Otro de los problemas, es la obtención de catalizadores quirales. En la industria química, estos



compuestos son muy demandados (por las ventajas económicas, ambientales y tecnológicas que proporcionan) y provocan un problema económico, ya que la mayoría de estos catalizadores son muy caros. En esta línea de investigación, encontramos diversas alternativas para asegurar la reutilización de estos compuestos, como inmovilizar catalizadores enantioselectivos<sup>2</sup> para conseguir catalizadores heterogéneos<sup>3</sup> quirales con enantioselectividad, gran capacidad catalítica y estabilidad suficiente

para asegurar su rendimiento en procesos posteriores.

Finalmente, otro proceso catalítico costoso es el de la obtención de agua en condiciones supercríticas, esto es, transformada en un medio de reacción en el que el oxígeno y los hidrocarburos tienen solubilidad infinita para evitar el envenenamiento del catalizador. En este estado, podremos realizar reacciones de oxidación de bifenilos, clorofenoles o fenoles con agua supercrítica sin envenenar el catalizador o provocar la formación de coque<sup>4</sup>. Sin embargo, para crear este sistema son necesarios costes muy altos, ya que requiere unas condiciones de altas temperaturas y presiones, pudiendo provocar además problemas de corrosión.

A pesar de todo, como he citado al principio, nuestra industria química (y todo lo que esta conlleva) no sería prácticamente nada sin el descubrimiento de la utilización de los catalizadores a nivel industrial.

Además, actualmente se están llevando a cabo muchas investigaciones sobre cómo mejorar el rendimiento y la sostenibilidad del uso de catalizadores, y producto de estas investigaciones son los hidrotratamientos (capaces de eliminar impurezas del petróleo y evitar el envenenamiento del catalizador y la contaminación atmosférica) y la utilización de convertidores catalíticos (capaces de evitar en parte la emisión de gases contaminantes en la combustión de la gasolina).

<sup>1</sup> Las zeolitas comprenden un amplio conjunto de minerales llamados metalosilicatos cristalinos microporosos. Su forma y propiedades características permiten ofrecer una amplia aplicación en procesos catalíticos, de adsorción y de intercambio de iones. Las reacciones en la catálisis se llevan a cabo en el interior de los poros del mineral, permitiendo un mayor control del producto de la reacción.

<sup>2</sup> La enantioselectividad es la formación preferente de un enantiómero sobre todos los posibles. Puede ser parcial, donde la formación de un enantiómero está favorecida sobre el resto, o puede ser total, cuando sólo se forma un enantiómero de los posibles.  
[www.wikipedia.es](http://www.wikipedia.es)

<sup>3</sup> Un catalizador heterogéneo es aquel que está en una fase distinta de los reactivos. Los catalizadores heterogéneos son capaces de absorber moléculas de gases o líquidos en sus superficies.

<sup>4</sup> El coque es un combustible obtenido de la destilación de la hulla calentada a temperaturas muy altas en hornos cerrados y a la cual añaden caliza para mejorar su combustión, que la aíslan del aire, y que sólo contiene una pequeña fracción de las materias volátiles que forman parte de la misma. Es producto de la descomposición térmica de

carbones bituminosos en ausencia de aire. Cuando la hulla se calienta desprende gases que son muy útiles industrialmente; el sólido resultante es el carbón de coque, que es liviano y poroso.

[www.wikipedia.es](http://www.wikipedia.es)



## ¿UN SÓLIDO IÓNICO FORMADO POR UN SOLO ELEMENTO?

Artículo realizado por María Caño Chaichío

**Actualmente la nanotecnología nos está abriendo los ojos hacia hechos que pensábamos imposibles.**

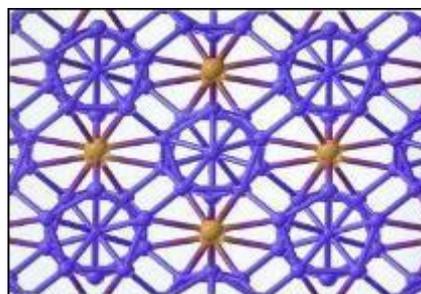
Un ión es un átomo que ha ganado o ha perdido electrones y por lo tanto, ha dejado de ser eléctricamente neutro. Si queda cargado negativamente se le denomina anión y si, por el contrario, queda cargado positivamente se le denomina catión.

A partir de esta definición podemos explicar el concepto de sólido iónico: formado por cationes y aniones que se mantienen unidos por la acción de fuerzas electrostáticas. Es decir, se necesitan dos elementos para formar un sólido iónico.

Sin embargo, un equipo de investigadores de varias universidades estadounidenses y europeas ha logrado crear el primer compuesto iónico formado por sólo un elemento.<sup>1</sup>

Se trata de un hecho difícil de imaginar, pero gracias al empleo de condiciones parecidas a las de miles de kilómetros en el interior de la Tierra (alrededor de 1.500 grados Celsius y presiones superiores a 100.000 atmósferas) Jihua Chen y Vladimir Solozhenko encontraron un nuevo polimorfo de boro. Aunque no resolvieron su estructura.

Más tarde, Artem Oganov (trabajando en [la ETH de Zurich](http://la.ETH.de/Zurich)) desarrolló un método para predecir las estructuras cristalinas estables de los materiales. Oganov obtuvo la conclusión de que el boro presentaba dos nanoclusters<sup>2</sup> con bastantes diferencias entre ellos.



Dr. Artem Oganov y colaboradores, Ionic high-pressure form of elemental boron, *Nature*, 10.1038/nature07736, 2009.

Así pues, la técnica consistió en una estructura formada por dos clases de “nanoclusters” muy diferentes, un icosaedro B<sub>12</sub> que consiste en doce átomos y un enlace de B<sub>2</sub> que consiste en sólo dos átomos de boro. Ambos poseen distintas propiedades y además, y aquí la clave de todo, debido a sus diferentes electronegatividades se provoca una redistribución y se forman enlaces iónicos entre los átomos apareciendo un carácter iónico parcial (esta

nueva fase parece ser que se mantiene estable a 89 GPa).

Resaltar que los centros de masa se encuentran en la misma posición que el NaCl (sólido iónico de que sirve de ejemplo en Química). Y aún más, ¡posee propiedades químicas comunes a los sólidos iónicos! Por ejemplo: un elevado punto de fusión, se caracterizan por su dureza o dificultad para ser rayados, no son conductores de la electricidad en estado sólido...etc.

Para finalizar, quiero destacar el trasfondo de este artículo fundamentado básicamente en los logros que la nanotecnología tiene en la actualidad, porque no sólo se ha logrado un sólido iónico a partir de un elemento, se están consiguiendo hechos inimaginables.



Artículo realizado Juan Quintero Blanco

## LOS SUPERÁCIDOS

**Hay ácidos muy peligrosos en el mundo, está el HF, que disuelve vidrio, el HCl, que puede provocar gravísimos estragos en la mayoría de los materiales que toca, y muchos más, sin embargo, el ácido más fuerte conocido es el ácido sulfúrico puro, aquel que está al 100%, es decir, que no tiene agua. O al menos eso sería cierto, si no existieran unas sustancias llamadas por su extrema acidez con el particular nombre de superácidos.**

Los superácidos pueden llegar ser más miles de millones de veces más ácidos que el ácido sulfúrico puro, algo escalofriante.

George A. Olah consiguió el premio Nobel en 1994 tras el descubrimiento de estos superácidos. Concretamente, se dio cuenta de ello cuando un compañero metió una vela de Navidad de la fiesta realizada en el laboratorio dentro de la disolución, viendo la asombrosa rapidez con la que se disolvía. Tras estudiar la muestra se dio cuenta de que las cadenas hidrocarbonadas de la vela tenían nuevos hidrógenos, lo que había hecho que se remodelaran los cationes y su

Es cierto que la nanotecnología está permitiendo que la sociedad avance y consigamos numerosos beneficios en muchos aspectos pero no podemos olvidar la otra cara de la moneda, como todas las Ciencias puede ser utilizada para fines negativos o sin ir más lejos, puede ocasionar daños en el medio ambiente.

<sup>1</sup> Dr. Artem Oganov y colaboradores, Ionic high-pressure form of elemental boron, Nature, 10.1038/nature07736, 2009.

<sup>2</sup> Partículas de dimensión entre 1 y 10 nanómetros y una distribución de tamaño limitado, obtenidas con ayuda de la nanotecnología. Fue [Michael Faraday](#) quien proporcionó la primera descripción (1857), en términos científicos, de las propiedades ópticas de metales nanómetros.

estructura cambiara a una mucho más ramificada. Por esta curiosa anécdota, a este superácido (pentafluoruro de antimonio en ácido fluorosulfúrico), lo llamó con el nombre de “ácido mágico”.

Al convertir cadenas largas y lineales de hidrocarburos en cadenas más ramificadas, tiene un importante uso en la industria petrolera al conseguir de este modo que el petróleo sea de más octanajes.

De forma general, estos superácidos se suelen obtener mediante la mezcla de un ácido de Bronsted y un ácido de Lewis, sin

embargo también hay superácidos de ambos por separado, además de los curiosos superácidos sólidos.

El superácido más potente conocido es el obtenido tras la mezcla de HF y SbF<sub>5</sub>, formándose SbF<sub>6</sub>, llamado hexafluoruro de antimonio o ácido fluorantimónico, que es  $2 \times 10^{19}$  veces más ácido que el ácido sulfúrico puro. Una mano humana se disolvería en cuestión de segundos.

Otra curiosidad de estos ácidos es que no puede obtenerse su pH, para ello se necesitaría una escala negativa. Son tan ácidos, que en disolución acuosa, el agua no podría captar todos los protones que cede,

por lo que se quedarían protones sueltos que se podrían medir con la escala de pH.

Además, como ya hemos mencionado, también existen superácidos sólidos. Estos se forman a partir de un sólido oxidado y un ácido de Bronsted o Lewis. No son tan ácidos como los líquidos pero si sirven muy bien como catalizadores de reacciones líquidas, de modo que esta es su principal función en la industria.

Y tras este artículo espero que todos sepan que uno siempre debería pensárselo dos veces antes de meter la mano en cualquier disolución que no conozca, antes por si acaso metan una vela.

## MOLIBDENO-OXO, UN NUEVO CATALIZADOR PARA LA HIDRÓLISIS DEL AGUA

Artículo realizado por José Terrón Bautista

**A principio de este año un grupo de investigadores de la Universidad de California presentó un nuevo catalizador muy económico que puede suponer un gran avance para las energías del futuro, permitiendo la obtención de hidrógeno a partir del agua de una manera más sostenible.**

A finales de abril el laboratorio Nacional Lawrence Berkeley dio a conocer un nuevo metal catalizador que, efectivamente, permitía generar hidrógeno gaseoso a partir de H<sub>2</sub>O de una manera menos costosa que sus antecesores.

Este complejo metálico ha recibido el nombre de molibdeno-oxo (PY<sub>5</sub>Me<sub>2</sub>) y pretende sustituir al anterior catalizador utilizado con este fin, el platino.

El compuesto de baja valencia posee grandes ventajas con respecto a su predecesor, y parece ser el más importante de los factores su precio. El platino es un metal de baja valencia relativamente escaso y difícil de obtener que presenta un coste muy elevado dentro del mercado internacional; sin embargo este nuevo

catalizador supone un ahorro bastante importante, siendo unas 70 veces más barato que el anterior.

Otra de las ventajas es su campo de aplicación. Los investigadores aseguran que puede ser utilizado tanto con agua pura con agua de mar (facilitando su uso al suponer un electrolito natural). Posteriormente se habían intentado utilizar enzimas presentes en las células fotosintéticas vegetales, sin embargo, éstas necesitaban de ciertos compuestos orgánicos para funcionar de manera eficaz, además de presentar una gran inestabilidad. El molibdeno-oxo rompe estas barreras al permitir un uso estable sin ningún tipo de aditivos orgánicos, proclamándose así como el catalizador ideal para la energía limpia y renovable.

Los experimentos llevados a cabo con este complejo corroboran los datos, permitiendo la obtención de 2,4 moles de hidrógeno por cada mol de catalizador por segundo.

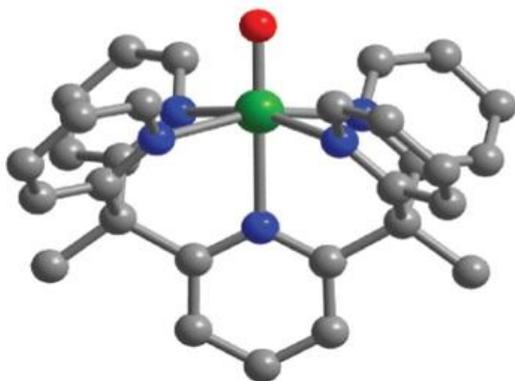


FIGURA 1:  $PY_5Me_2$

Los fondos de investigación están ahora enfocados a la modificación del  $PY_5Me_2$  con el fin de mejorar aún más su rendimiento y en la investigación de otros compuestos metálicos similares para facilitar aún más el pulso eléctrico utilizado para la hidrólisis del agua así como el intento de conseguir una hidrólisis rentable por luz.

Ahora bien, ¿cual el destino de este hidrógeno como fuente energética? El hidrógeno gaseoso puede ser quemado o usado en la fabricación de pilas de combustible para la obtención de electricidad, siendo dos los factores que hacen tan atractivo su uso en el futuro. Primero, no produce otro residuo que no sea vapor de agua, lo que lo hace viable desde el punto de vista medioambiental; y segundo, se trata de un recurso muy abundante en todos los ecosistemas ya que el complejo permite su obtención incluso del agua salada o sucia. Si a esto le añadimos la utilización de energías renovables (eólica o solar) para la hidrólisis del agua, se nos presenta una de las mejores vías para la sostenibilidad energética del planeta.

1. *Nature. International Weekly Journal of Science.*
2. <http://www.azom.com/news.aspx?newsID=21416&lang=es>
3. Información referente a Energías Renovables y otros temas incluidos en el artículo obtenidos de Wikipedia y <http://www.sciencedaily.com>



## LOS SISTEMAS TAMPÓN EN LOS SERES VIVOS

Artículo realizado por Aurora Ruiz Alcalá

**Las disoluciones tampón, también llamadas sistemas amortiguadores o buffer, consisten en una mezcla de un ácido o base débil y su base o ácido, respectivamente, conjugado, cuya función es mantener el pH constante, dentro de ciertos límites, al añadir ácidos o bases a una disolución. Estos sistemas mantienen constante la concentración de protones y amortiguan los cambios de pH cuando se añaden pequeñas cantidades de iones  $H^+$  o  $OH^-$  procedentes de ácidos o bases, respectivamente.**

Las bruscas variaciones de pH son incompatibles con la vida, ya que los organismos vivos no soportan cambios de pH mayores de unas décimas de unidad. Las variaciones del pH afectan en general a la estabilidad de las macromoléculas. En concreto dichas variaciones, influyen decisivamente en la actividad catalítica de las enzimas, pues, en función del pH, pueden modificar las cargas superficiales y alterar la conformación espacial de la estructura terciaria(o cuaternaria), produciéndose así un gran cambio en su actividad biológica, cosa que alteraría totalmente toda la actividad del ser vivo. Por esta razón, se han desarrollado a lo largo de la evolución los sistemas tampón, que tienden a impedir la variación del pH en los seres vivos cuando se añaden cantidades moderadas de iones  $H^+$  o  $OH^-$ .

Las proteínas poseen gran capacidad tamponadora del pH, pero existen además otros tampones biológicos, como son el sistema carbonato-hidrógenocarbonato ( $CO_3^{2-}-HCO_3^-$ ) y el sistema monofosfato-bifosfato  $H_2PO_4^- - HPO_4^{2-}$ . Cada uno de ellos presenta una capacidad tamponadora máxima a un pH determinado. Este valor coincide en los tampones biológicos con el pH normal de los fluidos corporales, que suele oscilar alrededor de 7(en los seres humanos el pH normal del plasma sanguíneo es de 7.4).

Si el pH de la sangre desciende por debajo de 7.35, se produce acidosis. Este proceso ocurre cuando el cuerpo produce demasiado ácido o cuando los riñones no están eliminando suficiente ácido del cuerpo. Estas situaciones pueden darse, debido a ciertas enfermedades, como la diabetes o enfermedades pulmonares, situaciones de inanición o la ingestión de ciertas drogas sedantes. Entre las consecuencias de la acidosis podemos encontrar depresiones del sistema nervioso central, que pueden provocar coma e incluso la muerte.

Si por el contrario, el PH de la sangre aumenta por encima de 7.45, se produce alcalosis. Esta puede ser provocada por vómitos frecuentes y reiterados, por ingestión de fármacos o por hiperventilación, que disminuye el dióxido de carbono en sangre. La alcalosis puede llegar a generar sobreexcitación del sistema nervioso central, espasmos musculares o parada cardiorrespiratoria. En definitiva, los sistemas tampón son cruciales para la vida de cualquier organismo, y sin ellos no seríamos capaces de sobrevivir ya que no podríamos aguantar el menor cambio de pH.

Biología bachillerato. Editorial bruño  
[www.wikipedia.com](http://www.wikipedia.com)



## Ks: DIVISIÓN DE SOLUBILIDAD

Artículo realizado por Pablo Pérez Franco

**Las disoluciones constituyen un objeto de estudio fundamental en varias ramas de las ciencias, tanto exactas como naturales. Sin embargo, puede que su importancia no radique en el interés científico que suscitan, sino en que la vida desde el punto de vista biológico necesita una disolución para darse.**

El concepto de disolución, aunque no se sepa expresar de forma rigurosa, está bastante extendido entre las personas. Esto se debe al uso cotidiano: cuando bebemos agua del grifo, bebemos una disolución. Cuando lavamos los platos, creamos una disolución. Cuando le echamos sal al agua de un guiso, modificamos una disolución. Cuando respiramos, inhalamos una disolución y exhalamos otra.

Alguien observador puede haberse fijado en que el agua está presente en tres de los cuatro ejemplos anteriores. No es casualidad. Una gran parte de las disoluciones se presentan en medio acuoso, es decir, en presencia de agua. Más aún, cuando nos referimos a disoluciones que no implican dicha sustancia, es común emplear nombres específicos, por ejemplo, aleación (de metales). También puede observarse que siempre hay más de un componente (agua-sal, cobre-estaño...), y estos pueden estar en distintos estados de agregación iniciales, pero el final será, siempre, solamente uno.

Con estas ideas previas, ha llegado el momento de definir disolución (o solución). Se define disolución como una mezcla homogénea. Evidentemente, para comprender esta definición es necesario entender los conceptos de mezcla y homogéneo. Una mezcla no es más que un sistema material formado por dos o más sustancias puras que conserven sus propiedades químicas. Buen ejemplo de mezcla es el granito, en el que se distinguen

cuarzo, feldespato y mica. Homogéneo hace referencia a que el sistema material final se encuentra en una sola fase. En otras palabras, una disolución es un sistema monofásico de más de un componente.

Ahora bien, cualquier disolución presenta dos clases de sustancias: soluto y disolvente (o solvente). Normalmente, la segunda determina la fase de la disolución final. No necesariamente debe estar en mayor proporción que el soluto. La Tabla 1 corrobora la igualdad de fase entre disolución y solución final:

Tabla 1: posibles combinaciones de fases. En este caso, se presentan disoluciones binarias (dos componentes), donde el componente A es

Estado físico disolución	Componente		Ejemplo
	A	B	
GASEOSO	Gas	Gas	Oxígeno y nitrógeno Aire húmedo Yodo sublimado y nitrógeno
	Gas	Líquido	
	Gas	Sólido	
LÍQUIDO	Líquido	Gas	CO <sub>2</sub> y agua Etanol y agua Glucosa y agua
	Líquido	Líquido	
	Líquido	Sólido	
SÓLIDO	Sólido	Gas	Hidrógeno adsorbido en platino Mercurio y cobre Oro y cobre
	Sólido	Líquido	
	Sólido	Sólido	

el disolvente y, por lo tanto, B es el soluto.<sup>1</sup>

En todo lo mencionado anteriormente no se nombran nunca las causas de la relación tan especial que sufren dos sustancias para formar una disolución. No obstante, si atendemos a la definición de disolución, comprobamos que las sustancias no reaccionan químicamente entre ellas, es decir, no se establecen nuevas fuerzas *intramoleculares*. Luego, es lógico pensar que las responsables sean fuerzas

intermoleculares. De hecho, esto explica entre ellas (exceptuando gases). Supongamos que tenemos cloruro de sodio (NaCl) en estado sólido y agua. Sabemos que se puede formar la disolución sal-agua. Podemos explicar este hecho en términos de fuerzas intermoleculares si tenemos en cuenta que NaCl forma sólidos iónicos y el agua es un dipolo: en el seno del líquido, comienzan a actuar fuerzas ión-dipolo, de tal forma que las moléculas de agua rompen la estructura cristalina de la sal (que no su enlace) y rodean a los iones resultantes de la disociación (solvatación). Supongamos ahora que tenemos una sustancia apolar, octano, y agua nuevamente. Al no ser el octano un dipolo, las fuerzas intermoleculares entre este y el agua serán mucho menores que en el caso anterior, luego la estructura del octano se mantendrá igual.

La propiedad que mide si una sustancia puede ser soluto en una disolución con un determinado disolvente se llama solubilidad. Suele venir expresado en moles/litro o gramo/gramo. Hay tres factores básicos que afectan a la solubilidad: polaridad, presión y temperatura.

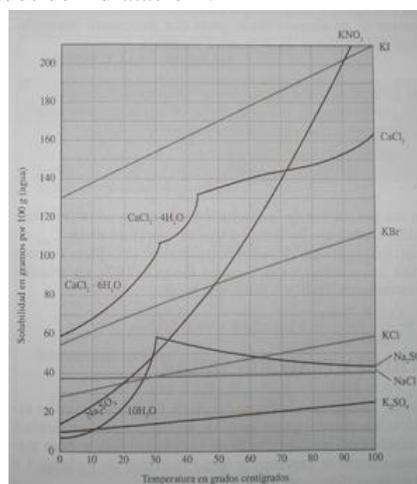
En el caso de la polaridad, hay una frase orientativa sobre su relación con la solubilidad: “Lo semejante disuelve a lo semejante”. Lo cual quiere decir que sustancias polares serán solubles en disolventes polares y sustancias apolares serán solubles en disolventes apolares. De ahí que, como dijimos antes, muchas disoluciones se den en medio acuoso, pues el agua es el disolvente polar por excelencia (aunque existen otros, como el metanol). No obstante, la solubilidad es algo demasiado complejo como para resumirlo en una sola frase. Así pues, la geometría molecular y el tipo de enlace químico que poseen las sustancias que forman una

por qué no todas las sustancias son solubles disolución son determinantes en la solubilidad.

La presión suele marcar la solubilidad de gases en otros medios. Dicha relación la establece la ley de Henry: “La solubilidad de un gas es directamente proporcional a su presión parcial”. En términos matemáticos:  $s = K_H \cdot P$ . Donde  $K_H$  es una constante para cada gas, llamada constante de Henry.

El último factor importante que afecta a la solubilidad, la temperatura, lo hace como consecuencia del principio de Le Châtelier, pues no hay que olvidar que el proceso de disolución se puede expresar en términos de equilibrio químico.

Tabla 2: muestra distintos ejemplos de solubilidad en función de la temperatura. Las curvas se deben a las diferentes solubilidades que presentan las formas cristalinas en distintos estados de hidratación<sup>2</sup>.



Por último, comentaremos la existencia de ciertas mezclas heterogéneas: los coloides. Lo curioso de ellas es que, a pesar de tener dos fases, llamadas dispersa y dispersante, las partículas de la primera tienen un tamaño tan reducido que sin un estudio detallado pueden confundirse con disoluciones. La Tabla 3 resume la clasificación de coloides según la agregación de las dos fases.

Tabla 3: posibles combinaciones de coloides según sean las fases implicadas.

Fase dispersa	Fase dispersante	Nombre técnico	Ejemplo
Sólido	Gas	Aerosol	Humo
Líquido	Gas	Aerosol	Niebla
Sólido	Líquido	Sol	Pintura
Líquido	Líquido	Emulsión	Leche
Gas	Líquido	Espuma	Espuma extintora
Sólido	Sólido	Dispersión sólida	Vidrio rubí
Líquido	Sólido	Emulsión sólida	Pavimento
Gas	Sólido	Espuma sólida	Espuma aislante

<sup>1</sup>Calahorra Valenzuela, Cristóbal. *Química General*. Pág. 300. Primera edición. Ediciones Universidad de Salamanca.



## PEELINGS QUÍMICOS

Artículo realizado por Patricia Serrano Alvarado

**Los campos de la cosmética, la dermatología y la farmacología están íntimamente relacionados con la química, ya que en todos ellos se emplean numerosos compuestos químicos para lograr diversos fines. Un conjunto de sustancias que son ampliamente utilizadas en el cuidado de la piel son los ácidos. Con ellos se realizan los denominados “peelings químicos”, cuyos resultados pueden llegar a ser tan espectaculares que están ganando terreno a la cirugía plástica.**

Uno de los ácidos más usados a la hora de realizar una exfoliación de la piel con un preparado químico es el ácido glicólico. Pertenece a la familia de los alfa-hidroxiácidos (AHA), compuestos que se caracterizan por tener un grupo  $-OH$  y otro  $-COOH$  en el carbono alfa. El ácido glicólico es la molécula más pequeña de su familia (sólo cuenta con dos átomos de carbono). Es inodoro, incoloro, forma un sólido cristalino y es soluble en agua y disolventes similares. Este ácido disminuye la cohesión entre los corneocitos de la epidermis, con lo que se desprenden las células superficiales de la piel y la capa córnea disminuye su espesor. Sin embargo,

<sup>2</sup> Whitten, K.; Davis, R; L. Peck. *Química general*. Pag. 509. Quinta edición, Mc Graw Hill.

Atkins, Peter; Jones, Loretta. *Principios de Química*. Tercera Edición. Editorial Médica Panamericana.

Chang, Raymond. *Química*. Séptima Edición. Mc Graw Hill.

Chang, Raymond. *Fisicoquímica*. Tercera Edición. Mc Graw Hill.

N. Levine, Ira. *Fisicoquímica Vol 1*. Quinta edición. Mc Graw Hill.

Whitten, K.; Davis, R; L. Peck. *Química general*. Quinta edición, Mc Graw Hil

aumenta el grosor de los demás estratos, se incrementa el metabolismo celular, la síntesis de colágeno, etc. Dependiendo de la concentración de ácido de la disolución con la que se efectúe el peeling y del tiempo de exposición al mismo, la profundidad de la exfoliación varía.

Otros alfa-hidroxiácidos que se emplean para realizar peelings químicos son el ácido láctico, el málico, el cítrico y el tartárico.

Otra familia de ácidos con los que se llevan a cabo exfoliaciones cutáneas es la de los beta-hidroxiácidos, moléculas similares a los alfa-hidroxiácidos pero con pequeñas

diferencias en su estructura. El más famoso es el ácido salicílico.

El ácido tricloroacético (TCA) es un derivado del ácido acético (se le han sustituido tres átomos de hidrógeno por cloros); su fórmula es  $\text{CCl}_3\text{COOH}$ . Penetra en la piel de forma progresiva, provocando una quemadura en ella. Tras cicatrizar, aumenta la producción de tejido conjuntivo, mejora la vascularización y la firmeza de la piel, etc. Por supuesto, los efectos y profundidad de la renovación celular dependen del tiempo de exposición al ácido y de su concentración.

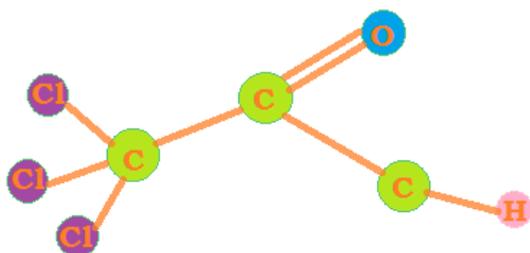


Figura: molécula de ácido tricloroacético.

El fenol se emplea para realizar peelings químicos profundos. Sus efectos en la estructura de la piel, problemas en la pigmentación y demás alteraciones cutáneas son muy duraderos. Como contrapunto, la toxicidad de este producto es bastante alta en comparación con otros compuestos utilizados para los mismos fines, ya que el fenol en dosis muy grandes o en altas concentraciones se puede absorber por la piel, causando daños en el

hígado, los riñones y aparato respiratorio, además de arritmias cardíacas. Sin embargo, las concentraciones empleadas en los tratamientos y sus tiempos de aplicación no suponen un riesgo para la salud.

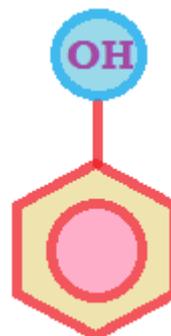


Figura: molécula de fenol.

A la hora de eliminar los preparados de compuestos ácidos de estos peelings químicos no sólo se lava la piel, sino que se utilizan sustancias para neutralizarlos, tales como el bicarbonato. Con la neutralización se asegura que no queden restos de los ácidos que puedan seguir penetrando en la piel y causando daños no controlados.

[http://www.hedonai.com/page\\_view.php?PageID=ESP\\_Pee ling\\_Summary&ContentID=2999](http://www.hedonai.com/page_view.php?PageID=ESP_Pee ling_Summary&ContentID=2999)  
[http://www.entrechiquitines.com/ser\\_mujer/el-acido-glicolico-propiedades-y-tratamientos/](http://www.entrechiquitines.com/ser_mujer/el-acido-glicolico-propiedades-y-tratamientos/)  
<http://www.docshop.com/es/education/dermatology/facial/chemical-peel>



## VIDA Y “MENTIRAS” DEL HCl

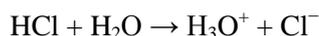
Artículo realizado por Pablo Rodríguez Gómez

**El ácido clorhídrico (HCl) es considerado por muchas personas como el ácido más potente que existe. Pero ¿ha sido esta afirmación transmitida de boca en boca o está realmente fundada?**

Recuerdo que un día en el instituto el profesor nos indicó que el HCl no es el ácido más fuerte. Ese día la lección trataba sobre el pH de disoluciones.

El pH es una medida de la acidez o basicidad de una solución y se calcula a partir del menos logaritmo de la concentración de iones o cationes hidrógeno  $[H^+]$  presentes en una determinada sustancia ( $pH = -\log [H^+]$ ). La escala de pH actual va de 0 a 14. El pH neutro se corresponde con  $pH=7$ , y sólo lo consigue el agua destilada. El pH de un medio ácido puede oscilar de 0 a 7, siendo el  $pH=0$  la acidez “absoluta”. Del mismo modo, la basicidad de una sustancia fluctúa entre 7 y 14, correspondiéndose esta última cifra con la basicidad “absoluta”.

Por otro lado, un ácido es toda aquella sustancia que cede protones a otra que los capta, una base. El ácido que nos ocupa, HCl, es monoprótico, es decir, que sólo puede disociarse una vez cediendo un protón, el cual se une a agua en soluciones acuosas según la ecuación:



El ácido clorhídrico es considerado un ácido fuerte debido a que se disocia casi completamente en agua, ya que si se añaden cloruros a la solución el pH prácticamente no cambia, debido a que el ión  $Cl^-$  es una base conjugada muy débil; lo que lo

diferencia de algunos ácidos débiles, como otro gran conocido, el ácido acético ( $CH_3COOH$ ).

Al ser un ácido que se disocia totalmente, si contaríamos con HCl 1 M en solución acuosa, el pH resultante de dicha solución sería 0, la acidez “absoluta” ( $pH = -\log (1) = 0$ ).

Respecto a las vidas del HCl, cabe destacar que fue obtenido por primera vez alrededor de los años 800 mezclando sal común con ácido sulfúrico. Hasta hace muy poco tiempo el HCl no tuvo finalidades concretas. Durante la Revolución Industrial aumentó la demanda de alcalinos y para su obtención se convertía sal en sosa utilizando ácido sulfúrico, carbón y caliza, liberándose cloruro de hidrógeno como producto de desecho a la atmósfera, un gas ligeramente amarillo y muy corrosivo, no inflamable y de olor irritante.

Actualmente se obtiene en el laboratorio a partir de cloruro de sodio y ácido sulfúrico. Es un ácido con multitud de aplicaciones, entre las que destacamos algunas como decapado de metales de industrias metalúrgicas; neutralizante, reductor e intermediario en síntesis orgánicas e inorgánicas en industria química; solvente de diferentes químicos y materias primas; reactivo para la elaboración de colorantes y tintas; agente blanqueador de grasas y aceites; reactivo para la elaboración de

fertilizantes; acidificante y activador de pozos petroleros; agente acidificante, neutralizante y reactivo en procesos de teñido, mercerizado e impresión de la industria textil; fabricación de productos de limpieza; proceso de obtención de cerveza y refinación de aceites... etc.

Al ser un ácido fuerte, la más mínima exposición a él puede provocar daños graves. Dependiendo de la concentración, el cloruro de hidrógeno puede producir desde leve irritación hasta quemaduras graves de los ojos y la piel. La exposición prolongada a bajos niveles puede causar problemas respiratorios, irritación de los ojos y la piel y descoloramiento de los dientes.

Aún así, los jugos gástricos en el estómago humano contienen alrededor de un 3% de ácido clorhídrico, donde ayuda a coagular proteínas y desempeña un papel importante de enzima. Evidentemente, ante la presencia de un ácido tan fuerte nuestro organismo tiene numerosos mecanismos de protección y seguridad, como reguladores negativos de su salida; mucosa; bicarbonato de sodio...

No se puede negar la fortaleza ácida del HCl. Como ya se ha explicado antes, a una concentración 1 M de HCl en solución acuosa obtendríamos un  $\text{pH}=0$ . Quizá en este hecho radique el porqué muchas personas que entienden un poco (y sólo un poco) acerca de química tienen asumido que el HCl es el ácido más fuerte que existe. Yo mismo me incluía en este conjunto.

Pero, realmente, y pido disculpas si puedo desilusionar a alguien, el HCl no es el ácido más fuerte. Con este artículo no pretendo desmerecer ni desprestigiar a tan archiconocido compuesto químico, ya que el HCl es a los ácidos como Maradona a los futbolistas (refiriéndome a su celebridad, y

no a cuestiones idolátricas). El ácido sulfúrico, el compuesto químico que más se produce en el mundo, es más ácido que el HCl.

Para empezar, la escala de pH actual no es del todo "exacta". ¿Qué pasaría si tuviéramos una solución acuosa con HCl 2 M? Obtendríamos un pH negativo. Esto nos conduce a la idea de que se puede llegar a una acidez más allá del límite "0" impuesto por la escala de pH. Y esta idea, de modo inductivo, nos conduce a otra: ¿existe algún ácido que, a concentraciones relativamente bajas, pueda ser capaz de crear una acidez con valores muy negativos de pH? La respuesta es sí.

Son conocidos como los superácidos. Algunos ejemplos son el ácido trifluorometansulfónico y el ácido fluorosulfúrico, ambos mil veces más ácidos que el sulfúrico. Pero el superácido por excelencia es el fluoroantimónico, combinación de HF y  $\text{SbF}_5$ . El HF se disocia, formándose  $\text{SbF}_6^-$  y dejando un protón literalmente "suelto", lo que otorga al sistema una acidez extrema, que no tiene punto de comparación con la acidez que otorga el HCl. Reacciona con prácticamente todos los solventes que se tienen por el momento. El ácido fluoroantimónico es  $2 \times 10^{19}$  veces más fuerte que el ácido sulfúrico puro.

De modo que queda así rebatida la afirmación tan extendida (sobre todo entre los jóvenes estudiantes) de que el HCl es el ácido más fuerte que existe. Durante las primeras etapas del aprendizaje de química se nos indica que el HCl es el que aporta  $\text{pH}=0$  (en esta sentencia se encuentra forma intrínseca la creencia de que es el ácido más potente); lo que es una media verdad. Pero muchas cosas que aprendemos en etapas tempranas son medias verdades. A menudo ecuaciones que usamos y conocimientos

que adquirimos se verán ligeramente modificados a medida que profundicemos en los diferentes ámbitos que deberemos estudiar para comprender la química. Pero estas “mentiras” son necesarias, ya que hay que asentar unas bases para comprender el

próximo peldaño en la escalera del aprendizaje.

Todavía recuerdo cómo reaccionó la clase al enterarnos de la noticia. Todo emitimos un lastimero “¡Ohhhh!” al unísono. Literalmente, se nos había caído un mito.



## ENANTIÓMEROS, NATURALEZA E INDUSTRIA FARMACÉUTICA

Artículo realizado por Juan Titos Aranda

**Todos hemos oído hablar de los enantiómeros y sabemos que están ahí, pero no en dónde exactamente. Y a lo mejor no nos hemos preguntado por qué existen dos compuestos de una misma molécula y por qué son tan distintos pero a la vez tan diferentes.**

Las moléculas enantiómeras son sustancias con estereoisomería (compuestos con las mismas conexiones entre los átomos, pero con una distribución espacial diferente); que se caracterizan porque sus imágenes especulares no pueden ser superpuestas. Ambos enantiómeros poseen las mismas propiedades químicas y físicas, salvo la capacidad de polarización de la luz; la cual polarizan hacia la derecha (siendo dextrógiros) o izquierda (levógiros), es decir, rotan el plano de la luz polarizada. En química orgánica clásicamente tomaban la nomenclatura D ó L, según donde posean el grupo -OH más alejado del grupo aldehído o cetona. Actualmente son diferenciados mediante las letras R o S.

En la naturaleza nunca se encuentran de forma aislada, forman una solución equimolar denominada mezcla racémica, la cual es inactiva ópticamente. Estas observaciones, fueron descubiertas por Louis Pasteur, quien observó que el tartrato de sodio y amonio, que no poseía actividad óptica, existía como dos tipos diferentes de cristales que eran imágenes especulares entes sí y formaban una misma mezcla ópticamente inactiva. Al separar la mezcla en las dos clases de cristales, observó que éstos ahora sí eran ópticamente activos, y que cada una de ellas rotaba la luz polarizada en un plano hacia la izquierda y hacia la derecha en un ángulo exactamente igual.

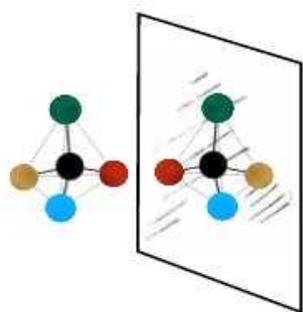


Figura 1. Enantiómero

Estas moléculas al no ser superponibles con sus imágenes especulares, son quirales, poseen un carbono asimétrico o centro quiral (unido cada enlace a una molécula diferente). La particularidad de las moléculas quirales hace que sean estudiadas y utilizadas en campos de la investigación y el desarrollo. Si nos adentramos en la naturaleza, veremos que la simetría quiral está rota completamente, y que a “capricho” de la naturaleza, se selecciona solo una forma de los enantiómeros para constituir

las estructuras biológicas esenciales para la vida, como el caso de los L-aminoácidos y los D-hidratos de carbono; ya que sus opuestos son virtualmente inexistentes. Pero, ¿Por qué? ¿Tiene algún significado? Empecemos por averiguar que tienen en común la naranja y el limón o la menta y la alcaravea: que cada pareja está producida por un mismo compuesto. El limoneno genera las respuestas olfativas de la naranja (producida por el D-limoneno) y el limón (L-limoneno), mientras que la carvona produce las de la menta (L-carvona) y la alcaravea (D-carvona). Esto nos dice que un mismo compuesto puede generar dos respuestas diferentes en nuestro organismo, por tanto, nuestro organismo puede diferenciar los enantiómeros, y eso significaría que nuestros receptores olfativos deben tener componentes quirales. El hecho de distinguir los enantiómeros no es un caso aislado en nuestras vidas; por analogía también podemos diferenciar al ponernos un zapato izquierdo y otro derecho, o unos guantes. Es decir, nosotros también somos “compuestos” quirales.

A lo que quiero llegar es que la pureza quiral y el predominio de un enantiómero es necesaria para nuestra vida; y debió ser esencial para la aparición de la vida en este planeta, ya que compone los pilares de la síntesis biológica y no vale solo con tener una mezcla racémica de aminoácidos, sino que hay que tener la homogeneidad de sus enantiómeros activos.

En un ámbito más “productivo”, como es el caso de la industria farmacéutica, vemos como muchos de los medicamentos se componen de mezclas racémicas equimolares. Este hecho, es el desencadenante de que muchos medicamentos o drogas medicinales se hayan retirado del mercado o estén bajo estudio, ya que esta mezcla racémica contiene las dos clases de enantiómeros, y

cada uno de ellos puede producir un efecto diferente en el organismo, uno de ellos puede ser benigno y cumplir con los propósitos del medicamento, y el otro puede ser dañino o inocuo para el organismo. Por ello, las organizaciones gubernamentales han exigido a los fabricantes de medicamentos que realicen estudios e investigaciones acerca de las propiedades y efectos de cada enantiómero usado en medicamentos de uso comercial. De esta forma, solo podrán ser comercializados los medicamentos que contengan un solo enantiómero (lógicamente el benigno), en el caso de que su otro enantiómero sea perjudicial; y evitar así los efectos secundarios, aumentando la seguridad del consumidor y potenciando la especificidad del fármaco en comparación con la mezcla racémica.

Un ejemplo de esto puede ser el medicamento “dexenfluramine”, fármaco anti-obesidad comercializado en Estados Unidos. Se comercializaba la mezcla racémica por lo que producía efectos colaterales como diarrea, aumento de movimientos intestinales y depresiones si se retiraba de la terapia de forma abrupta. Además se podían desarrollar complicaciones como hipertensión pulmonar primaria. El ibuprofeno puede sumarse a la lista de fármacos enantiómeros. Su enantiómero comercializado es el S, ya que es el que posee la actividad analgésica y antiinflamatoria. Su otro enantiómero, el R, es inactivo; por lo que muchos de los fármacos se componen de una mezcla racémica de R y S. (Verdaderamente, el enantiómero R sufre reacciones químicas catalizadas por enzimas específicas que convierten gran parte de él en enantiómero S.).

Otro ejemplo es el caso de la “Talidomida” el cual se empleaba en la década de los

sesenta como sedante y contra las náuseas en el periodo de embarazo. En este caso ambos enantiómeros sí tenían efectos tanto benévolos como perjudiciales: El enantiómero R proporcionaba las propiedades deseadas pero el S era responsable de graves deformaciones en niños nacidos de mujeres que consumían este fármaco. Así, existen multitud de fármacos quirales como: Epinefrina, Efedrina y Pseudoefedrina, Saquinavir, Viracept, Allegra o Ketoprofeno.

Gracias a los investigadores premiados con el Nobel de Química en 2001 (William Knowles, Ryoji Noyori y K. Barry Sharpless), actualmente ya pueden ser producidos, en cantidades inusitadas, medicamentos quirales en una de sus dos formas posibles: R o S. Por tanto se eliminaría la forma inactiva o contraproducente (Esta separación de ambas formas quirales ya se había exigido en algunos países como Estados Unidos, en el cual “La oficina de drogas y alimentos”, en 1992, decretó que los medicamentos deberían administrar solo la forma activa de los enantiómeros. Esto generó entonces una gran inquietud a nivel industrial para desarrollar métodos para obtener de manera selectiva el enantiómero requerido.)

Para obtenerlos, se necesita suministrar grandes cantidades de energía en procesos difíciles y caros. Por solventar el problema se recurrió a la catálisis, aumentando la velocidad de reacción y disminuyendo la energía de activación. Por eso, se utilizan catalizadores, que no se consumirían en la reacción y la harían más eficiente; pero lo más importante es que llevarían a la reacción para que solo se obtuviese una de las dos formas enantioméricas, obteniéndose así la deseada.

Para separar los enantiómeros contenidos en una mezcla racémica se desarrolla una

técnica denominada resolución; que puede ser química o cromatográfica. En la resolución química se transforma la mezcla racémica en una mezcla de diastereoisómeros, obtenida tras hacer reaccionar los enantiómeros con un agente de resolución (compuesto quiral), transformándolos en diastereoisómeros (clase de estereoisómeros que no son superponibles pero tampoco son imagen especular entre ellos, es decir, ya no son enantiómeros), los cuales se pueden separar mediante varias técnicas como la destilación o cristalización. La resolución cromatográfica emplea como base estacionaria un compuesto quiral que permite la separación de los enantiómeros porque éstos forman interacciones muy débiles con la fase estacionaria. Dichas interacciones tienen diferentes propiedades físicas, por lo tanto, poseen también diferentes energías de enlace; y por tanto cada uno de los enantiómeros se moverá más rápidamente o viceversa según la estabilidad del complejo formado con la fase estacionaria. Gracias a esto, eluyen a diferentes velocidades y se separan a lo largo de una columna.

Los enantiómeros son parte intrínseca de nuestra vida y del medio en el que vivimos, y aún debemos comprender por qué hay una preferencia natural a un solo enantiómero, tal y como la hay por ejemplo por las personas diestras. Y comprender hasta qué punto dependen las sustancias, los olores y los procesos biológicos de la simetría o la asimetría, así como desvelar, en todos los sentidos, los efectos y enigmas tan dispares de estas sustancias casi gemelas que se ocultan bajo una solución racémica. Por no decir, que todo, tanto lo cognoscible como lo latente, tiene una imagen en un espejo.

*1*<http://es.wikipedia.org/wiki/Enantiómero>

*2. Figura obtenida de:*

*<http://quimicalibertador.blogspot.com/2007/10/5-la-luz-polarizada.html>*



Artículo realizado por Ana Malvis Romero

## LA MEDICINA Y LA QUÍMICA

**Uno de los grandes avances que ha marcado un hito en el siglo XX y que evidentemente seguirá avanzando en el XXI, ha sido el espectacular desarrollo de la medicina. La investigación, las nuevas técnicas, y también el talento y dedicación de profesionales como los médicos, químicos y otros investigadores, han dado lugar a cotas de esperanza y calidad de vida que no podían ni imaginarse hace tan sólo un siglo.**

Probablemente si preguntas a alguien que no tiene demasiados conocimientos de química para qué sirve ésta su respuesta no se acercará demasiado a la realidad, puesto que la gran mayoría de la gente la asocia a la industria o a un conjunto de "circunstancias" que provocan que el agua a una determinada temperatura hierva o que ésta misma se convierta en cubitos de hielo tras permanecer en el frigorífico.

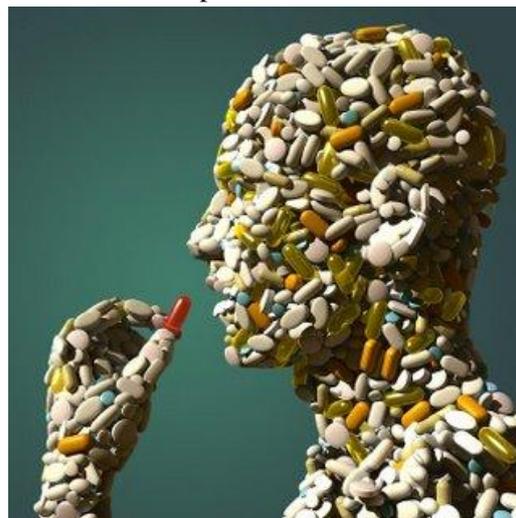
Es cuando decides estudiar química cuando te das cuenta de que esta ciencia está presente en todos los aspectos de la vida tales como la alimentación, la industria, los cosméticos etc. Pero ésta es especialmente relevante en la medicina, la cual no podría haber avanzado tanto sin ayuda de los desarrollos químicos que han tenido lugar en los últimos años.

Todo lo que tiene lugar en nuestro organismo son reacciones químicas: la digestión, la síntesis de energía, la respuesta a un estímulo externo etc. Y no sólo eso, cuando alguna pieza de la maquinaria que constituye nuestro organismo falla, son los medicamentos y antibióticos que han sido fabricados químicamente los que nos ayudan a que todo vuelva a funcionar correctamente.

Es por ello que la aportación de la química ha sido fundamental en el ámbito de la salud. Sin la química, la medicina y la cirugía se hubieran estancado en prácticas propias del siglo XIX. Por ello, para

aquellas personas que todavía no se crean que algo tan común como es el dolor tiene lugar por un conjunto de reacciones químicas en nuestro interior, vamos a demostrar y describir el conjunto de reacciones que se producen:

Cuando se produce una lesión o traumatismo directo sobre un tejido por estímulos mecánicos, térmicos o químicos se produce daño celular, desencadenándose una serie de sucesos que producen liberación de potasio, síntesis de bradiquinina del plasma, y síntesis de prostaglandinas en la región del tejido dañado, que a la vez aumentan la sensibilidad del terminal a la bradiquinina y otras sustancias productoras del dolor.



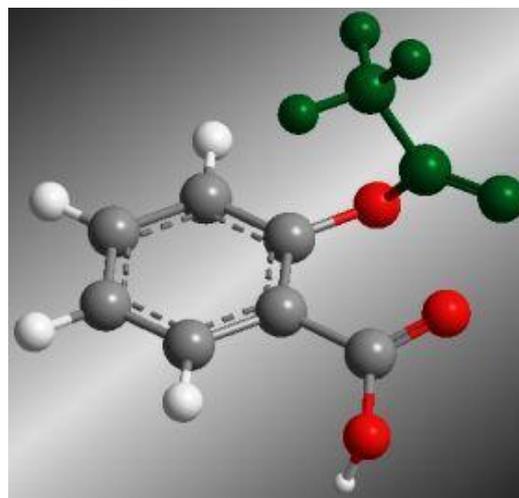
Pero como hemos dicho anteriormente, la química no sólo nos ayuda a explicar el funcionamiento de nuestro organismo, sino que nos ayuda a "repararlo" cuando es necesario; y todo ello gracias a los

medicamentos, la mayoría de los cuales han sido diseñados químicamente en laboratorios.

Bien conocida es la aspirina, que no deja de ser un compuesto formado por carbono, hidrógeno y oxígeno ( $C_9H_8O_4$ ). La reacción química de la síntesis de la aspirina se considera una esterificación. El ácido salicílico (imagen de la derecha) es tratado con anhídrido acético, un compuesto derivado de un ácido, lo que hace que el grupo alcohol del salicilato se convierta en un grupo acetilo (salicilato-OH  $\rightarrow$  salicilato-OCOCH<sub>3</sub>). Este proceso produce aspirina y ácido acético, el cual se considera un subproducto de la reacción. La producción de ácido acético es la razón por la que la aspirina con frecuencia huele como a vinagre.

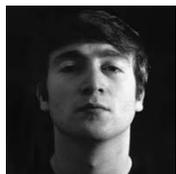
Como catalizador casi siempre se usan pequeñas cantidades de ácido sulfúrico y ocasionalmente ácido fosfórico. El método es una de las reacciones más usadas en los laboratorios de química en universidades de pregrado.

Por estas razones y otras muchas más, la investigación científica y química debería de potenciarse en mayor medida en todos los países del mundo por su gran relevancia en aspectos tan importantes y determinantes.



Fórmula del ácido salicílico

*Información obtenida de Wikipedia y revista Muy Interesante*



## DE CÓMO LA QUÍMICA SALVARÁ EL MUNDO

Artículo realizado por Javier Revello Sánchez

**A lo largo de este artículo se expondrán los retos que debe enfrentar y solucionar la Química moderna y la importancia de los químicos en el devenir del futuro humano.**

Probablemente, el verdadero futuro de este mundo no dependa de las grandes decisiones políticas, sino de los avances conseguidos en un laboratorio. Sólo la ciencia puede aportar ahora respuesta a los más importantes retos que se dibujan en nuestro horizonte. Concretamente, es probable que, junto a la Genética, sea la Química el campo que más tiene que aportar a la pervivencia de la especie humana. Temas como las energías renovables y la vida más allá de los combustibles fósiles, materiales superconductores o medicamentos de bajo coste encontrarán solución en las pipetas y las pizarras de los cientos de químicos que dedican su vida a ello.

Un porcentaje aberrante de la población mundial se muere de enfermedades curables por culpa del resultado coste-beneficio de las grandes empresas. La única forma de solucionar eso es abaratar los costes de los medicamentos; para ello, es necesario encontrar nuevas formas de lograr los mismos efectos. Y de eso se encarga la Química: de jugar con los elementos del Universo para lograr aplicaciones prácticas para nuestra vida. Así que será la Química la que nos salve del abismo moral de dejar morir a los que no se pueden permitir una cura.

Junto a las enfermedades, otro de los grandes retos de la Química moderna es el desarrollo de alimentos hiperenergéticos y baratos de producir, que salven de la muerte por inanición a todos los afectados por los desequilibrios económicos y los desajustes

territoriales. Sólo los químicos pueden encontrar compuestos y sustancias que aporten calorías y sean baratos de producir en grandes cantidades; sólo los químicos pueden conseguir cambiar la situación actual.

En algún lugar del planeta, debe haber un gigantesco panel que cuente el número de bidones de gasolina que nos quedan por gastar. Cuando ese panel llegue a cero, entonces, habrá caos mundial y un vacío tecnológico como no se ha vivido en la historia. A no ser, claro, que la búsqueda de alternativas reales se convierta en un objetivo prioritario y los laboratorios de investigación química del mundo tengan fondos para investigar. Porque, una vez más, la Química, en forma de sus compuestos orgánicos y sus complejas reacciones altamente energéticas, es la única que posee la respuesta que tanto anhelamos.

Por último, cabe aclarar que todos los grandes avances en otros campos científicos requieren, en mayor o menor medida, de una base química: empezando por la Física, cuya frontera con la Química es cada vez más difusa a medida que nos adentramos en el átomo y sus pequeños recovecos, y terminando con la Biología, cuyo fundamento último no deja de ser  $A+B=C+D$ .

Debido a todo lo anteriormente expuesto, no parece absurdo proclamar que, si alguien tiene que salvar el mundo, será la Química. Poco tienen que ver ahora las enormes

ecuaciones que aprendimos cuando éramos niños para obtener productos químicos: el destino final de la Química en este nuevo

siglo no es el de la frustración escolar. Es, definitivamente, salvar el planeta de nosotros mismos.

## EL MICROONDAS: TECNOLOGÍA APLICADA A LA VIDA

Artículo realizado por Carlos Javier Sánchez

**El microondas es un subproducto, descubierto por accidente, de otra tecnología al igual que otros muchos inventos.**

El descubrimiento del microondas sucedió durante el transcurso de una investigación relacionado acerca del radar, en el año 1946 en la cual el doctor Percy Spencer, ingeniero de la Raytheon Corporation, percibió algo que hasta entonces nadie había observado.

Mientras probaba un nuevo tubo al vacío llamado magnetrón descubrió que el dulce que tenía junto a él se había derretido. Intrigado y reflexionando en que quizá la barra de chocolate había sido afectada por esas ondas, el doctor Spencer hizo un experimento. Esta vez colocó cerca del tubo semillas de maíz para hacer palomitas, permaneciendo algo alejado, vio cómo el maíz se movía, se cocía e hinchaba esparciéndose por todo el laboratorio convertido en palomitas.

Tras este descubrimiento el doctor Spencer continuó probando este nuevo instrumento, otro elemento de prueba fue un huevo de gallina que al colocarlo cerca del tubo explotaba al poco tiempo, con estos y otros descubrimientos el doctor Spencer se dio cuenta de que el tubo aumentaba el calor de los objetos que le colocaba cerca debido a la energía de las microondas. Pero esto sólo ocurre con las moléculas polares.

Cuando se le colocaba comida la temperatura de esta aumentaba

rápidamente. El doctor Spencer había inventado el microondas.



Imagen extraída de: <http://blog.podcaster.cl/wp-content/uploads/2009/12/micro.jpg>

El doctor Spencer creó una caja metálica con una abertura en la que introdujo energía en forma de microondas. Esta energía, dentro de la caja, no podía escapar y por lo tanto creaba un campo electromagnético de mayor densidad.

El funcionamiento del microondas es simple, la comida, en general, tiene un alto porcentaje de agua. El agua, está formada por moléculas. Las microondas son capaces de mover estas moléculas y hacerlas girar, y una vez que esto ocurre, éstas transmiten el movimiento a otras moléculas, hasta que finalmente se calienta la comida. En este caso afectan al enlace O-H. Debido a que las ondas microondas no actúan sobre moléculas apolares como los plásticos, el papel, el vidrio... estos materiales son adecuados para calentar comida en el

microondas ya que permiten el paso de las mismas hasta los alimentos.

Otra cosa más que añadir, es que las microondas se comportan de una manera especial con los metales puros, ya que rebotan en su superficie, razón por la cual no se deben introducir metales en este aparato.

Hablando de los metales y los microondas, vamos a explicar porque no se debe introducir metal en el microondas. Cuando una corriente circula por un metal se genera un campo magnético, y al revés, cuando hay variaciones de campo magnético en un metal se induce una corriente eléctrica en el

mismo. Las microondas podrían entenderse como campos magnéticos que viajan por el aire y al encontrarse con algo de metal hacen que los electrones del mismo oscilen arriba y abajo al ritmo de la onda (2.400 millones de veces por segundo, la frecuencia de las microondas). Hay que destacar particularmente a los metales muy finos, que al calentarse mas rápido pueden llegar incluso a emitir pequeñas llamaradas y a los metales que terminan en punta. Estos últimos al igual q ocurre con los pararrayos, concentran la mayor parte de su carga eléctrica en la punta, y como si de un rayo en miniatura se tratara, los electrones saltan ionizando el aire a su alrededor provocando chispazos.



Ejercicios realizados por Rocío Escudero

## LISTA DE EJERCICIOS TEMA 2

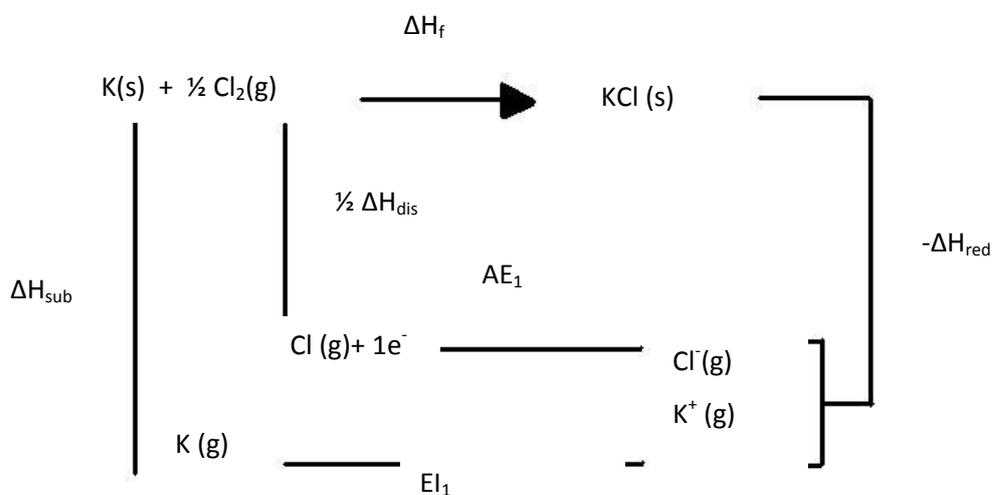
### 1 ¿A qué equivale el calor, medido a volumen constante, de una reacción?

El calor equivale a la variación de energía interna:

$$\Delta U = W + Q ; W = -p \cdot \Delta V ; \Delta V = 0 \Rightarrow W = 0 \Rightarrow \Delta U = cte = Q_{vcte}$$

$Q_{vcte} = C_v \cdot \Delta T$  (siendo  $C_v$  la capacidad calorífica de la sustancia a volumen constante)

2 Determinar la entalpía de red del cloruro potásico



$$\Delta H_{sub} = +89 \text{ kJ/mol}$$

$$\frac{1}{2} \Delta H_{dis} = +244/2 = +122 \text{ kJ/mol}$$

$$AE_1 = -349 \text{ kJ/mol}$$

$$EI_1 = +418 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f = -437 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f = \Delta H_{sub} + \frac{1}{2} \Delta H_{dis} + AE_1 + EI_1 - \Delta H_{red}$$

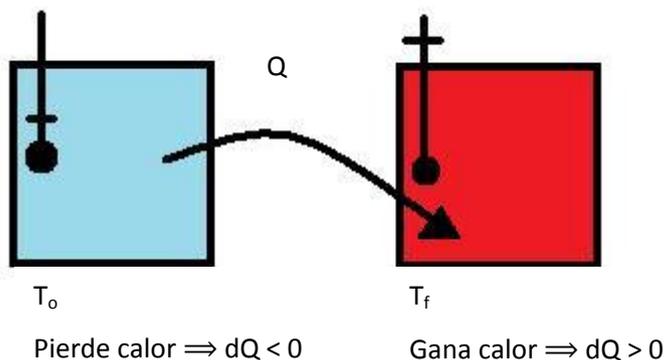
$$\Delta H_{red} = -\Delta H_f + \Delta H_{sub} + \frac{1}{2} \Delta H_{dis} + AE_1 + EI_1$$

$$\Delta H_{red} = 437 + 89 + 122 - 349 + 418 = +717 \text{ kJ/mol}$$

3 Comprueba que si el calor pasara de un cuerpo frío a otro caliente la entropía del universo disminuiría.

Si el calor pasa de un cuerpo frío a otro caliente:

$$\Delta S = \frac{dQ}{T}$$



$$\Delta S = \frac{-\Delta Q}{T_o} + \frac{\Delta Q}{T_f} \quad ; \quad \Delta S = \Delta Q \left( \frac{1}{T_f} - \frac{1}{T_o} \right)$$

Como  $T_f > T_o \Rightarrow \Delta S < 0$

La entropía del sistema disminuiría. Sin embargo, y de acuerdo con el SEGUNDO PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA, la entropía del universo NO PUEDE DISMINUIR, al considerarse este un sistema aislado.

Puede que la entropía del sistema estudiado disminuya, pero la suma de esta variación con la de sus alrededores ha de ser positiva.

**4 Se calientan 100 cm<sup>3</sup> de agua inicialmente en estado líquido a 15 °C hasta convertirlos en vapor a 300 °C a una presión constante de 1 atm.**

**a) ¿Cuál es la variación de entalpía del sistema?. ¿Y la variación de entalpía standard?**

**b) ¿Cuál es la variación de entropía?**

**Datos:**

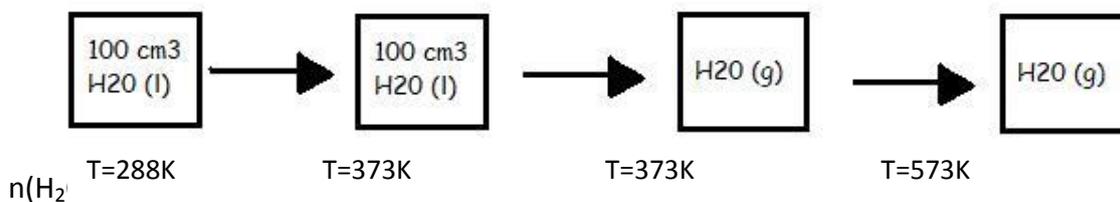
**Capacidad calorífica a presión constante:**

**Agua líquida  $C_p = 75.2 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ; Vapor de agua:  $C_p = 37.6 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$**

**Entalpía de vaporización del agua:  $\Delta H_V = 40.5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$**

**Densidad del agua líquida a 15 °C :  $1.0 \text{ g/cm}^3$**

**Temperatura de ebullición normal del agua: 100 °C**



$$1 \rightarrow Q_p = \Delta H^\circ = n C_p \cdot (373 - 288) \text{ K}$$

$$2 \rightarrow Q_p = \Delta H_{\text{vap}} \cdot n$$

$$3 \rightarrow Q_p = n C_p^{\text{H}_2\text{O}(g)} \cdot (573 - 373) \text{ K}$$

$$\Delta H = \Delta H^\circ = n \left[ C_p(\text{H}_2\text{O}(l)) \cdot 100 \text{ K} + \Delta H_{\text{vap}} + C_p(\text{H}_2\text{O}(g)) \cdot 200 \text{ K} \right] =$$

$$a) 5,55 \text{ mol} \cdot \left( 75,2 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 100 \text{ K} + 40500 \frac{\text{J}}{\text{mol}} + 37,6 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 200 \text{ K} \right)$$

$$\Delta H = 308 \text{ kJ}$$

$$b) \Delta S = n \cdot \left[ C_p(\text{H}_2\text{O}(l)) \cdot \ln \frac{373 \text{ K}}{288 \text{ K}} + \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{373 \text{ K}} + C_p(\text{H}_2\text{O}(g)) \cdot \ln \frac{573 \text{ K}}{373 \text{ K}} \right]$$

$$\Delta S = 800,1 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

$$\Delta S = \int_1^2 dS = \int_{T_1}^{T_2} dS = \int_{T_1}^{T_2} \frac{n \cdot C_p \cdot dT}{T} = n \cdot C_p \cdot \ln \frac{T_2}{T_1}$$

5 Sean las siguientes reacciones y sus correspondientes entalpías normales (a 25°C):



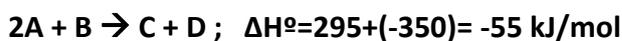
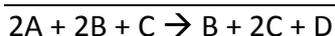
a) Calcular a partir de ellas la entalpía normal de la reacción:  $2 A + B \rightarrow C + D$

b) Calcular  $\Delta G^\circ$  a 25°C para esa reacción total utilizando los siguientes datos adicionales:

$$S^\circ(A) = 10 \text{ J/K/mol}; S^\circ(B) = 20 \text{ J/K/mol}; S^\circ(C) = 25 \text{ J/K/mol}; S^\circ(D) = 5 \text{ J/K/mol.}$$

c) Decir si la reacción es espontánea o no a 25°C, justificando la respuesta.





b)  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$

$$\Delta S^\circ = S^\circ(C) + S^\circ(D) - 2S^\circ(A) - S^\circ(B)$$

$$\Delta S^\circ = 25 + 5 - 2 \cdot (10) - 20 = -10 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$$

$$\Delta G^\circ = -55000 - 298 \cdot 10 = -57980 \text{ J/mol} = -57,98 \text{ kJ/mol}$$

c) La reacción es espontánea a 25°C (298K) porque el valor de  $\Delta G$  es negativo a esa temperatura (-57,98kJ/mol)

6 Sean las siguientes reacciones y sus correspondientes energías libres estándar (a 25°C):

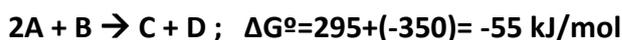
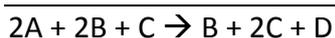


a) Calcular a partir de ellas la energía libre estándar de la reacción:



b) Calcular  $\Delta H^\circ$  a 25°C para esa reacción total utilizando los siguientes datos adicionales:

$$S^\circ(A) = 10 \text{ J/K}\cdot\text{mol}; \quad S^\circ(B) = 20 \text{ J/K}\cdot\text{mol}; \quad S^\circ(C) = 25 \text{ J/K}\cdot\text{mol}; \quad S^\circ(D) = 5 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$$



b)

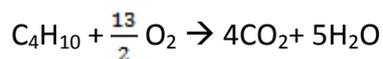
$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -55 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta S^\circ = S^\circ(C) + S^\circ(D) - 2S^\circ(A) - S^\circ(B) = 25 + 5 - 2 \cdot (10) - 20 = -10 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$$

$$\Delta H^\circ = \Delta G^\circ + T\Delta S^\circ$$

$$\Delta H^\circ = -55000 + 298(-10) = -57980 \text{ J/mol} = \mathbf{-57,98 \text{ kJ/mol}}$$

**7 Hallar el calor de formación del n-butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>) sabiendo que su calor de combustión es de -687.98 Kcal/mol, que el calor de formación del CO<sub>2</sub> es de -94.05 Kcal/mol y que el calor de formación del agua es de -68.32 Kcal/mol.**



$$Q_{\text{reac}} = -687,98 \text{ kcal/mol}$$

$$Q_{\text{CO}_2} = -94,05 \text{ kcal/mol}$$

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = -68,32 \text{ kcal/mol}$$

$$Q_{\text{reac}} = 5 \cdot Q_{\text{H}_2\text{O}} + 4 \cdot Q_{\text{CO}_2} - Q_{\text{C}_4\text{H}_{10}}$$

$$Q_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = -Q_{\text{reac}} + 5 \cdot Q_{\text{H}_2\text{O}} + 4 \cdot Q_{\text{CO}_2}$$

$$Q_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 687,98 + 5 \cdot (-68,32) + 4 \cdot (-94,05)$$

$$Q_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 687,98 - 341,6 - 376,2$$

$$Q_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \mathbf{-29,82 \text{ kcal/mol}}$$

**El calor de formación del C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> es -29,82 kcal/mol**

**8 Determina la entalpía de formación del ácido acético a partir de las ecuaciones termoquímicas siguientes:**



$$\Delta H_f \rightarrow \Delta H_3 = 2\Delta H_2 + 2\Delta H_1 - 0 - \Delta H_f$$

$$\Delta H_f = 2\Delta H_2 + 2\Delta H_1 - \Delta H_3$$

$$\Delta H_f = 2 \cdot (-68,3) + 2 \cdot (-94,1) + 208 = -116,8 \text{ kcal/mol}$$

**La entalpía de formación del ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH) es de -116,8 kcal/mol**

9 Usando la Ley de Raoult, predice las presiones parciales en el vapor sobre una disolución que contiene 0.25 moles de acetona ( $P_{\text{puro}} = 345 \text{ torr}$ ) y 0.30 moles de cloroformo ( $P_{\text{puro}} = 295 \text{ torr}$ ).

Ley de Raoult:  $p_a = p_a^\circ \cdot X_a$

0,25 mol acetona ( $p^\circ=345\text{mmHg}$ )  $\rightarrow p^\circ= 45984,87 \text{ Pa}$

$$345\cancel{\text{mmHg}} \cdot \frac{101300\text{Pa}}{760\cancel{\text{mmHg}}} = 45984,87 \text{ Pa}$$

0,39 mol cloroformo ( $p^\circ=295\text{mmHg}$ )  $\rightarrow p^\circ=39320,39 \text{ Pa}$

$$295\cancel{\text{mmHg}} \cdot \frac{101300\text{Pa}}{760\cancel{\text{mmHg}}} = 39320,39\text{Pa}$$

Presión parcial cloroformo:

$$X_c = \frac{0,3}{0,3 + 0,25} = 0,545$$

Presión parcial acetona:

$$X_a = \frac{0,25}{0,3 + 0,25} = 0,455$$

$$P_a = X_a \cdot p_a^\circ$$

$$P_c = X_c \cdot p_c^\circ$$

$$P_{\text{cloroformo}} = 0,545 \cdot 39320,39 = 21447,49 \text{ Pa}$$

$$P_{\text{total}} = P_c + P_a = 21447,49 + 20923,12 = 42370,61 \text{ Pa}$$

10 5 g del compuesto no volátil formamida se disolvieron en 102 g de H<sub>2</sub>O a 30°C. Se observó que la presión de vapor de la solución era de 31.2 mm Hg. Si la P<sub>v</sub> del H<sub>2</sub>O pura es 31.82 mm Hg a esta temperatura, ¿Cuál es el peso molecular de la formamida?

$$n = \frac{m}{Mm}$$

5g formamida  
 100g H<sub>2</sub>O  
 P<sub>v</sub>= 31,2 mmHg      P<sub>v</sub> H<sub>2</sub>O= 31,82 mmHg  
 P<sub>v</sub>=P<sub>v0</sub>·X<sub>d</sub>  
 31,2 = 31,82·X<sub>d</sub>  
 X<sub>d</sub>=0,981  
 n(H<sub>2</sub>O)=100/18=5,56 mol  
 $\frac{5,56}{5,56 + x} = 0,981$   
 5,56= 0,981(5,56+x)  
 5,56=5,45+0,981x  
 X=0,112 mol formamida

n=0,112 mol  
 m=5g  
 $Mm = \frac{5}{0,112}$   
 Mm= 44,64 g/mol  
**El peso molecular de la formamida es 44,64g/mol**

11 Una muestra de droga de peso molecular 369 g/mol mezclada con lactosa (peso molecular 342 g/mol) se analizó por presión osmótica para determinar la cantidad de azúcar presente. Si 100 ml de la disolución que contienen 1 .00 g de la mezcla droga-azúcar tienen una presión osmótica de 527 torr a 25° C, calcular la fracción molar de azúcar presente.

$$\Pi = MRT; \Pi = \frac{\left(\frac{msol}{Mmsol}\right)}{Vdis} \cdot R \cdot T$$

Masa mezcla= 1g

Volumen disolución= 100ml

→ Mm soluto= 352,61 g/mol

Π=527 torr = 0,693 atm

T=298 K

x= tanto por uno en masa de la droga

y=tanto por uno en masa de la lactosa

$$\left. \begin{array}{l} 369x + 342y = 352,61 \\ x + y = 1 \end{array} \right\}$$

$$x=1-y \rightarrow x=0,393$$

$$369(1-y) + 342y = 352,61; \quad 369 - 369y + 342y = 352,61; \quad 27y = 16,39; \quad y = 0,607$$

En un gramo de droga hay:

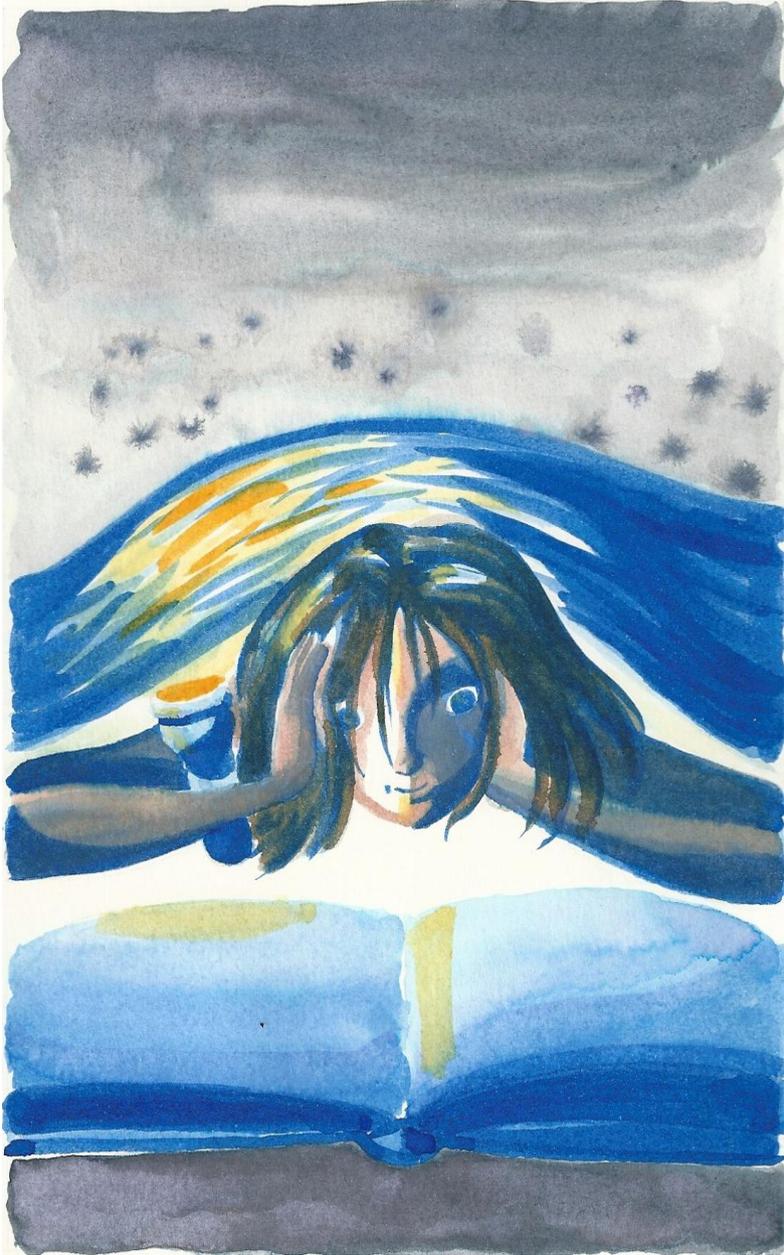
0,393g de droga  $\rightarrow$  0,0011 mol de droga

0,607 g de lactosa  $\rightarrow$  0,0018 mol de lactosa

$$X_{\text{lactosa}} = \frac{0,0018}{0,0018+0,0011} = 0,621$$

La fracción molar del azúcar presente es 0,621.

***ENTRE CUENTOS Y CHISTES***





Beatriz Lara

## EL ARTE DE LO MÁGICO

**¿Quién no ha soñado alguna vez con viajar a la época medieval, a la época de las justas, de los caballeros, de las brujas o de las cruzadas? En aquel entonces, cuando la alquimia era considerada por muchos como un arte oscuro, esotérico, relacionado con el diablo y sólo al alcance de los hombres, existieron mujeres que chocaron con los tabúes establecidos, siendo este el caso de María Sánchez de la Rosa.**

¡Zas!, se le cayó sin querer la linterna al suelo, rebotando con un golpe seco. Zaida la cogió y corrió a su habitación lo más rápido que pudo para esconderse y evitar que su abuelo la pillara despierta tan tarde, figoneando en su inmensa e inexplorada biblioteca.

Temblorosa, se cubrió con las mantas, deseando con todas sus fuerzas que los pasos firmes, que escuchaba acercarse, se desvanecieran en el silencio de la noche.

Al final se marcharon, y suspiró tranquila. Comenzó de nuevo a maquinarse cómo lograría regresar cuando se percató de lo que tenía entre sus manos: un libro ajado y viejo, muy viejo, el que había estado hojeando antes.

Se encontraba cosido de cualquier manera y bastante maltratado, como si hubiera sobrevivido a más de un accidente y de un ataque de polillas. Con las prisas, se lo había llevado sin darse cuenta. “Qué raro”, pensó. “¿Por qué no lo he visto antes?”

Lo abrió con cuidado y se sumergió en su lectura. Destilaciones de licores, el útil uso del “baño María”, recetas para preparar aceites o aguas aromáticas, plantas medicinales... ¿Qué era todo eso?

Todavía le faltaban numerosos secretos por descubrir en las páginas aún no desplegadas al quedarse dormida

Unos tímidos rayos de sol que centelleaban entre las cortinas la espabilaron un poco.



Imagen 1: Ilustración de Tomás González Fuentes

Llamó a su abuelo somnolienta. Nadie respondió.

Se levantó preocupada y lo buscó por toda la casa. ¿Adónde habría ido? ¿Por qué no había dejado ninguna nota? Decidió seguir leyendo mientras desayunaba un par de tostadas y lo esperaba.

Más descansada lo analizó con interés intentando extraer alguna conclusión de su origen. Ansiaba adentrarse en el halo de misterio que lo envolvía. Estaba redactado con una letra minúscula y apretada, como si

a su antiguo dueño le diese miedo que le fuera a faltar espacio para anotar todo, junto a ilustraciones detalladas que complementaban el resto de la información. Parecía que firmaba un tal M. Sánchez de la Rosa, no estaba segura ya que le había costado mucho descifrarlo: apenas era legible y además, se hallaba emborronada. Cualquiera que no fuese Zaida no habría conseguido entender lo que estaba allí apuntado. Ella se había criado desde pequeña entre obras de maestros de la antigüedad: griegos, romanos, hebreos; pues su abuelo era un estudioso de las lenguas muertas. Para ella era de lo más normal leer en latín.

Su abuelo llegó al mediodía de adquirir más obras para su colección. Le pidió disculpas: se le había olvidado avisarla.

A lo largo de las semanas siguientes Zaida robaba tiempo al sueño para avanzar en su lectura e iniciarse en la alquimia y la medicina medievales.

Comprendió las aplicaciones de la hierbabuena seca, de la flor de azufre, de la marquesita de oro, del cinabrio artificial empleado para transmutar metales... En algunas ocasiones el autor contaba lo averiguado por otros como, Gerónimo Cortés o Isabella Cortese, y añadía invenciones propias.

Un día, después de haberse aprendido casi de memoria los pliegos amarillentos, lo devolvió a su hogar original con la esperanza de que su abuelo no hubiera advertido su desaparición.

Con los años, se extraviaron entre los vericuetos de su memoria esas interminables horas de espera hasta que atardecía. Esa emoción que la embargaba a los once años al recorrer cada línea para desentrañar sus recetas y fórmulas de siglos

atrás o el cosquilleo en el estómago por ir furtivamente a por libros para devorarlos. Ambos fueron sustituidos por las amigas, las fiestas y los chicos, pero siempre persistió en su interior el afán de saber más sobre la alquimia. Y ese librito, pequeño y estropeado, fue el que la encaminó, sin ella ser consciente, a estudiar la carrera de química, lo más próximo a lo investigado por M. Sánchez de la Rosa.

Su abuelo falleció cuando estaba a punto de licenciarse. Le costó asumir que había dejado de existir el que fue para ella su madre y su padre a la vez.

Heredó su casa y todos los libros que poseía. Y cuál fue su sorpresa al volver a ese dormitorio de niña y observar en su cama el libro de la infancia, una carta y un paquete con una forma extraña.

Rasgó el sobre, curiosa.

*Querida Zaida:*

*Por favor, aunque me eches de menos, no llores por mí más que lo justo y necesario. Muchas son las palabras que diría para despedirme de ti, sin embargo, pueden resumirse en dos: te quiero.*

*Me gustaría que volvieras a sentarte en mis rodillas, para narrarte la historia que te voy a explicar aquí, como cuando eras pequeña. Me pedías continuamente un cuento de hadas mezclado con pergaminos y dragones y bibliotecas y... Me hacías sonreír con tu pasión por mis compañeros de batallas.*

*Tus profesores se quejaban de que charlabas en hebreo o en latín y no en castellano.*

*Mi intención era hablarte sobre una de nuestros antepasados para que conozcas nuestros orígenes.*

*En nuestra familia nos hemos ido transmitiendo de padres a hijos ese manuscrito que ahora reposa a tu lado y el que te perteneció hace bastante tiempo, sobre todo, por las noches bajo las sábanas. Me hacía el despistado para que no supieras que te había desenmascarado, desde que se te escurrió la linterna entre ciertas estanterías de madera de nogal.*

*Lo elaboró María Sánchez de la Rosa, curandera, hechicera y alquimista de profesión. Nacida en una España donde las mujeres no podían aspirar a ser letradas,*



Imagen 2: Ilustración de Tomás González Fuentes

*sino a cuidar la casa, al marido y criar hijos o meterse en un convento, logró ser independiente al sobrevivir a su esposo y vivir de su trabajo.*

*Fue detenida, castigada con azotes y desterrada por la Santa Inquisición, que jamás toleró lo que iba en contra de sus convicciones. Perdió todos sus ingredientes y material necesarios para su labor, aunque logró salvar un cuaderno, el que ahora es tuyo, enterrándolo en su huerta. Tras su exilio, conoció a un hombre del que se enamoró y tuvo un niño.*

*También heredamos de ella ese instrumento, una especie de alambique hecho de cobre utilizado para destilar líquidos que se llama “tribikos”.*

*Prométeme que, en el mañana, revelarás a tus descendientes esta historia.*

*María fue una mujer que simplemente intentó aproximarse a la verdad, que se creía que lindaba con los límites de la brujería. Quiso ahondar en el arte de lo mágico, de la alquimia, de la vida.*

*Te quiere, Gerardo.*

*Inferno. Historia de una biblioteca maldita, Mar Rey Bueno, Ed. Aguilar, Colección Milenio, 2007*

*NOTA: Este cuento está basado en hechos documentados, aunque me he permitido ciertas licencias literarias, inventándome algunos de los sucesos acontecidos.*



Iván Morales

## LA ENTROPIA YA NO ES LO QUE ERA

**Os presento: Humor, Ciencia. Ciencia, Humor. Aunque para algunos son términos poco relacionados, siempre tenemos al gracioso de turno que nos hace soltar una carcajada. Ahora soy yo, nada más que yo. Para ello emplearé el arma más eficaz que se ha creado jamás: el chiste. A continuación, mostraré un amplio repertorio de chistes en los que se ve involucrada la ciencia.**

(1) En el examen de cálculo numérico:

-Chiss! Oye, tío, ¿Qué método se aplica en el tercer problema?

-¡Runge Kutta!

-¡Tu padre!

(2)-¿Sabes lo que es una langosta con triple enlace?

-¿Qué?

-Un langostino.

-Ahhhhh, entonces un langostino gay... ¿es un mariscón?

(3)-¿Sabes cuál es el compuesto favorito de un bizco?

- $Sb_2O_3$  ( Ese Ve Dos O Tres)

(4) ¿Cuál es el elemento más guarro de la tabla periódica??

¡¡¡El... Pb!!! Porque su configuración electrónica acaba en  $6p^2$ .

(5) -¿Qué le dijo la circunferencia a la recta tangente?

-¡¡Deja de tocarme!!

(6) -¿ Saben lo que es un circuito?

- Es un lugar donde hay payasitos, elefantitos y caballitos.

(7) - ¿Tu sabes por qué los físicos cuánticos no hacen el amor ?

- Porque si encuentran la posición no encuentran el momento, y si encuentran el momento no encuentran la posición.

(8) Para la mayoría de la gente, una solución es una respuesta.

Para los químicos no es más que agua sucia.

(9) Un verdugo a su víctima:

-Te voy a torturar durante tanto tiempo que te va a parecer un doctorado.

(10)¿Por qué los osos blancos no pueden bañarse en agua?

Porque se disuelven, ya que son polares.

(11) Dos leperos se encuentran, y uno de ellos lleva una copa.

- Oye, donde has ganado esa copa ?



- En un concurso de matemáticas, de la forma más fácil. Nos preguntaron cuanto son 7 y 7, dije 12, y quedé el tercero.

(13)¿Sabes por qué dos químicos nunca ganaran una carrera por parejas?

Porque en cuanto hagan un 'spin' correrán en direcciones opuestas.

(14)¿El colmo de un químico?

Que no suela pillar las bromas si no hay bromo de por medio.

(15)¿Por qué estaba deprimido el kitassato?

Porque en su interior sentía un gran vacío.

(16)¿Por qué son tan peligrosas las derivadas?

Porque desintegran.

(17)¿No es raro que las bacterias se multipliquen dividiéndose?

(18) Las tres leyes de la termodinámica :

1) No puedes ganar.

2) No puedes empatar.

3) No puedes abandonar el juego.

(19)¿Qué dice el radical del metano al borde del precipicio?

-¿Metilo o no metilo?

(20) - ¿Qué le dice un superconductor a otro ? -¡Que frío hace !,ya no resisto más.

(\*\*) MÉTODOS PARA CAZAR UN LEÓN(\*\*)

·EL MÉTODO DE LA GEOMETRÍA DE INVERSIÓN : Pon una jaula esférica en mitad de la selva. Enciértrate dentro de ella. Haz una inversión con respecto a la jaula; ahora el exterior está dentro de la jaula, con TODOS los leones.

EL MÉTODO DE LA TEORÍA DE LA MEDIDA : La selva es un espacio separable, por tanto existe una sucesión de puntos que converge al león. Seguimos estos puntos silenciosamente para acercarnos al león tanto como queramos, con el equipo adecuado, y lo matamos.

EL MÉTODO TOPOLÓGICO : Observamos que el león tiene por lo menos la



conectividad de un toro, por lo tanto lo podemos llevar a un espacio cuatridimensional, y lo manipulamos para hacerle un nudo, cuando lo devolvamos al espacio tridimensional, estará indefenso.

**EL MÉTODO TERMODINÁMICO :** Construimos una membrana semipermeable, permeable a todo excepto a los leones, y la paseamos por la selva.

**EL MÉTODO DE SCHRODINGER :** En todo momento existe una probabilidad de que el león este dentro de la jaula. Ciérrala y siéntate a esperar.

1. Imágenes obtenidas directamente desde Google imágenes.

2. <http://www.elclubdeloschistes.com/familia.php?fam=1810&grp=N>.

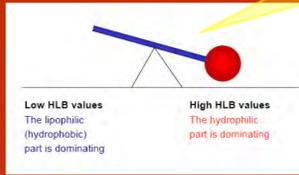
3. <http://highlord.blogspot.com/2009/06/chistes-de-ciencias.html>.

4. [http://www.foroswebgratis.com/tema-chistes\\_para\\_qu%C3%ADmicos-67176-523633.html](http://www.foroswebgratis.com/tema-chistes_para_qu%C3%ADmicos-67176-523633.html).

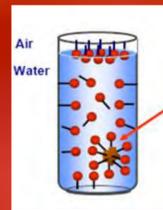
# EMULSIONES

## ¿Qué son los surfactantes?

- Compuestos anfipáticos.
- Dan estabilidad a las emulsiones.
- Reducen la tensión interfacial



HLB

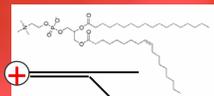
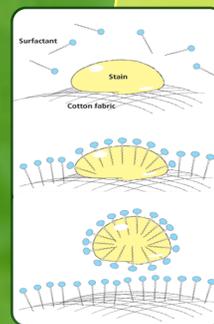


- 1 El surfactante se localiza en la interfase. Fenómeno de Adsorción
- 2 Solución en CMC: formación de MICELAS

Tensión Interfacial (IFT)

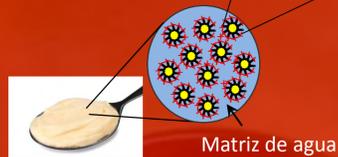


Emulsificación



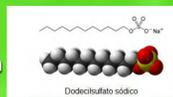
Ejemplo: *lecitina*

Gotas de aceite contenidas en una matriz de agua. Puede almacenar 12 g de aceite en 15 mL.

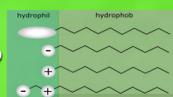


## TIPOS DE SURFACTANTES

- **No iónicos**
  - 40% producción
- **Catiónicos**
  - SDS
  - Sales de Amonio



- **Aniónicos**
  - Jabón
  - Detergentes sintéticos
  - 55% producción



- **Zwitterion**
  - Aminoácidos, fosfolípidos
  - Betaínas

**Regla de Bancroft:**  
"La fase continua de una emulsión es aquella en la cual el emulsionante es más soluble"

## Macroemulsiones

(Ø micela: 1-100 µm)

Sistema coloidal formado por 2 o más fluidos no miscibles

+ Son termodinámicamente inestables

El aumento de área produce un incremento en la G

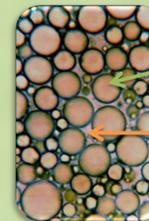
+ Sus propiedades dependen del método de preparación

$$\Delta G = \gamma \times \Delta A$$

$\gamma$  = tensión interfacial

+ emulsionante (para la estabilidad cinética)

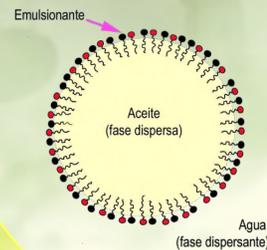
- INESTABILIDAD**
- Coalescencia
  - Cremación y Sedimentación
  - Floculación
  - Inversión de fases



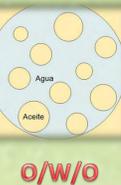
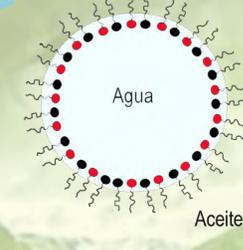
## TIPOS

Múltiples

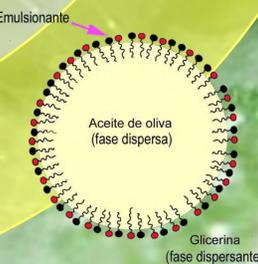
O/W "aceite en agua"



W/O "agua en aceite"



No acuosas



Macroemulsión

- Cinéticamente estable
- Ø = 1-10 µm (opaco)
- Baja área superficial: 15 m<sup>2</sup>/g
- O/W IFT: 1-10 mN/m
- Tipos W/O y O/W
- CPP > ó < 1

Microemulsión

- Termodinámicamente estable
- Ø = 10 - 100 nm (transparente)
- Gran área superficial: 200 m<sup>2</sup>/g
- O/W IFT muy bajo: 10<sup>-2</sup> - 10<sup>-3</sup> mN/m
- Tipos W/O, O/W y bicontinua
- CPP = 1

### MICROEMULSIONES

$CPP = \frac{v}{l \cdot a_0}$

Volume v, Area a<sub>0</sub>, R ≤ l<sub>c</sub>

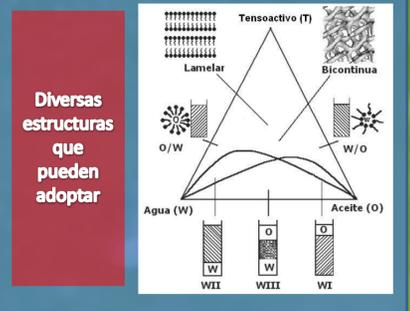
CPP	1/3	1/2	1	2	3
HLB	40	20	10	2	1

HLB Balance Hidrófilo/Lipófilo

Energía de formación

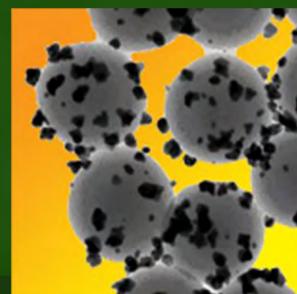
$$\Delta G_m = \Delta G_1 + \Delta G_2 + \Delta G_3 - T\Delta S$$

- ΔG<sub>1</sub> = Incremento del área
- ΔG<sub>2</sub> = Interacción entre las gotitas
- ΔG<sub>3</sub> = Adsorción del surfactante
- ΔS = Incremento entrópico por la dispersión



## NANOCONTENEDORES

Las microemulsiones han sido empleadas para la administración de grasas, vitaminas y carbohidratos por vía intravenosa, o para el suministro de moléculas de ADN por vía pulmonar.



## APLICACIONES

EMULSIONES ASFÁLTICAS



EMULSIONES LIPÍDICAS PARA NUTRICIÓN PARENTERAL



MICROEMULSIONES DE APLICACIÓN TRANSDÉMICA



HERBICIDAS

SUSTANCIAS QUÍMICAS SANITARIAS



ALIMENTACIÓN

LIMPIEZA

