

Determinación experimental de la densidad del NaCl: un trabajo práctico para aplicar conceptos previamente adquiridos sobre los sistemas cristalinos y las propiedades de los cristales

Patricia Ana María Williams y Evelina Gloria Ferrer*

Resumen: El objetivo del presente trabajo consiste en la propuesta de una actividad experimental que permite establecer una estrategia diferente para el aprendizaje de las sustancias iónicas, los cristales y sus propiedades. En este trabajo se presentan las siguientes actividades experimentales: una propuesta sencilla para la preparación de monocristales de NaCl a partir de sal común, la determinación de su densidad sobre la base del método de Arquímedes, y los cálculos de propiedades físicas correspondientes al sistema cristalino que pertenece tanto a la sustancia medida como la de otras sustancias pertenecientes al mismo sistema cristalino.

Palabras clave: Sustancias iónicas, propiedades de los cristales, densidad de un cristal, método de Arquímedes, sistema cristalino.

Abstract: The aim of this work is the application of an experimental activity that employs a different strategy in order to get a deeper insight in the study of the properties of ionic substances and their crystals. In the present article the following experimental activities are proposed: a simple method to obtain monocrystals of NaCl prepared from culinary salt, the use of Archimedes' principle with the purpose of the determination of its density and the use of the cell parameters of the cubic crystalline system of NaCl and related salts to calculate their densities.

Keywords: Ionic substances, crystal properties, crystal density, Archimedes' principle, crystalline system.

Introducción

Los cristales son sólidos con formas regulares y caras planas y brillantes. Desde la antigüedad ha llamado la atención la regularidad de su apariencia externa, sus diferentes formas y colores, a los cuales se les atribuían diferentes tipos de propiedades mágicas y/o curativas. El avance del conocimiento de las propiedades de este tipo de sustancias vino dado de manera consecutiva por etapas que involucraron la descripción de las propiedades generales y de sus diferentes simetrías y etapas posteriores de desarrollo de diferentes teorías junto a la determinación de las estructuras cristalinas gracias al empleo de la difracción de rayos X.^[1] Dentro de los aspectos más relevantes a considerar y en el contexto de las propiedades de las redes cristalinas, se encuentran la descripción de las catorce redes espaciales que se repartieron entre los siete sistemas de simetría cristalina: cúbico, hexagonal, tetragonal, rómbico, trigonal, monoclinico y triclínico. Esta descripción junto a los estudios de difracción de rayos X, trajo aparejado el establecimiento definitivo de la existencia de una distribución regular para los átomos, moléculas o iones que conforman el cristal.^[1,2] De esa manera se generó la idea de la existencia de las "celdas unitarias".

Las celdas unitarias de una red tridimensional constituyen los bloques básicos para la construcción de un cristal, estas se conocen como los siete sistemas cristalinos y presentan requisitos mínimos de simetría. Así por ejemplo, el sistema cúbico al cual pertenece el NaCl, presenta los siguientes parámetros para su celda unidad: $\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$ y $a=b=c$.



P. A. M.
Williams



E. G. Ferrer

*Cátedra de Química Inorgánica,^bCátedra de Química I, Facultad de Ciencias Exactas, Universidad Nacional de La Plata, 47 y 115. La Plata. ARGENTINA

C-e: evelina@quimica.unlp.edu.ar

Recibido: 26/02/2007. Aceptado: 28/06/2007.

Cualquier otra sustancia cristalina cuyos parámetros sean idénticos pertenecerá también al sistema cúbico.

Sobre esta idea se trabaja especialmente con los alumnos cuando se intenta introducir los conceptos que permiten la descripción de lo que es un cristal. Surge entonces la necesidad de trabajar sobre nociones de lo tridimensional, lo que denominamos celda unitaria, la definición y clasificación de estructuras, posiciones y tamaños de los átomos, moléculas o iones dentro de ellas, de sus propiedades en general y de los diferentes tipos de enlace en particular. Si bien para generar e introducir estos conocimientos la mayoría de los docentes nos apoyamos en la utilización de modelos que nos permitan explicar y hacer entender estos diferentes aspectos, es relevante la utilización de un trabajo experimental que soporte y aporte al aspecto visual y conceptual, así como lo que estamos tratando de mostrar, enseñar y/o analizar.

Sobre esa base se enmarca este trabajo práctico que se fundamenta principalmente en la preparación y seguimiento del crecimiento de un cristal, para lo cual se hace necesaria tanto la aplicación de conceptos previos relacionados a la solubilidad así como la adquisición de una técnica común de laboratorio para la cristalización de sustancias.

Por otra parte se espera que la observación del aspecto externo del cristal, dé lugar a la discusión respecto a la disposición interna de átomos, iones o moléculas, que en definitiva determinan la forma externa así como del resto de las propiedades de un cristal. El ejemplo seleccionado para el trabajo práctico es el cloruro de sodio, la sal de mesa común, la cual pertenece al sistema cúbico compacto, su celda unidad se conforma por iones cloruro formando el empaquetamiento compacto y los iones sodio ocupando todos los huecos octaéd-

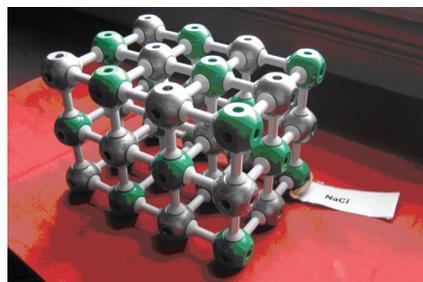


Figura 1. Disposición interna de los iones en el NaCl

dricos ubicados en el centro del cuerpo y en mitad de las aristas en una disposición como se muestra en la Figura 1.

Se hará hincapié en que lo llamativo y sorprendente es que se necesitan 10^{17} bloques como éste para formar un solo grano de sal de forma cúbica con 1 mm de arista (1 mm^3 de sal). Esto es 100.000.000.000.000.000 bloques; es decir, cien mil billones de bloques.^[3]

Se procede además a la aplicación de conceptos de la física, como lo es el principio de Arquímedes para la determinación de una de las propiedades más común para un sólido como su densidad. Y finalmente, la utilización de conceptos nuevos como el del sistema cristalino, que permitirán a partir del dato experimentalmente obtenido la obtención de otros datos y parámetros para otras sustancias químicas por medio de una vía indirecta.

Experiencia en el laboratorio

Primera Etapa

Preparación de cristales de NaCl a partir de sal común

El objetivo de esta primera etapa consiste en conocer, diseñar y/o desarrollar diferentes metodologías sencillas para la preparación de cristales.

En este punto se hace interesante, revisar las diferentes formas en que se puede proceder al fenómeno de cristalización de una sustancia:^[4]

(i) Por enfriamiento: en este caso es fundamental el conocimiento de los datos de solubilidad de la sustancia a cristalizar, ya que el fundamento del mismo se basa en la disminución de la solubilidad con la disminución de la temperatura.

(ii) Modificación de la constante dieléctrica de la solución: en este caso, una disminución de la constante dieléctrica tiende a producir un aumento en la fuerza de atracción entre las cargas opuestas, favoreciendo la cristalización. Esto se logra, por ejemplo, con el agregado a una solución acuosa de un solvente orgánico.

(iii) Por fusión: se procede a fundir la sustancia, la que luego se somete a un paulatino enfriamiento.

(iv) Por evaporación: este método de uso común en el laboratorio consiste en la disolución de la sustancia, con la que luego se procede a la evaporación lenta de la solución ya sea a temperatura ambiente o con modificación de la misma.

Sobre la base de procedimientos algunos conocidos y de uso común en el laboratorio y algunos otros detallados en trabajos previamente publicados^[3,5] proponemos a nuestro criterio dos formas sencillas de proceder en un laboratorio de química a la preparación de monocristales de NaCl.

Propuestas

Método A (Lento). Preparación a partir de una solución saturada.

Productos y materiales:

Sal común (cloruro sódico, NaCl), agua destilada, vaso de precipitado, varilla de vidrio espátula, vidrio de reloj, fuente de calor.

1) Preparación de una solución saturada.

Como todos sabemos, una disolución que se encuentra en equilibrio con su soluto no disuelto está saturada. Así, una determinada cantidad de un solvente disolverá solamente una determinada cantidad de una sustancia. Cuando tenemos con exactitud esa cantidad en la solución, decimos que tenemos una disolución saturada de esa sustancia y la cantidad de soluto que necesitamos para preparar esa solución es lo que se denomina o conocemos como solubilidad. La solubilidad es un dato que se determina experimentalmente y que podemos encontrar tabulado para diferentes sustancias.

Nuestra primera actividad será buscar el dato de solubilidad del NaCl, nos encontraremos entonces con valores como los siguientes (ver Tabla 1, Figura 2), donde podemos apreciar que a diferencia de la generalidad de las sustancias, la solubilidad del NaCl en agua no varía apreciablemente con el aumento de la temperatura.

Tabla 1: Datos de solubilidad del NaCl.

NaCl (gr de sal en 100 gr de H ₂ O)	T(°C)
35.7	0
35.8	10
36.0	20
36.3	30
36.6	40
37.0	50
37.3	60
37.8	70
38.4	80
39.0	90
39.8	100

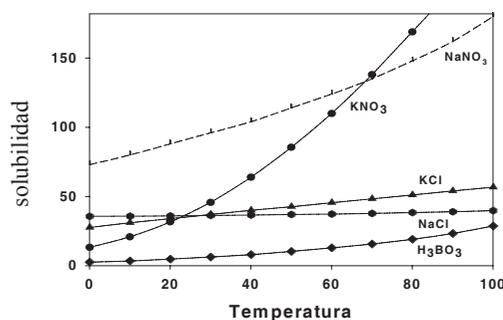


Figura 2: Gráfica que representa la variación de la solubilidad para diferentes sustancias en función de la temperatura.

De acuerdo al dato de solubilidad determinamos una cantidad de NaCl, que procedemos a pesar. Trasvasamos con mucho cuidado el material sólido al vaso de precipitado, agregamos lentamente el volumen indicado de agua destilada de acuerdo a la tabla de solubilidades (Tabla 1) mientras agitamos la solución con varilla de vidrio. Si utilizamos sal común, observaremos que si bien se formará una disolución, una parte quedará sin disolver en el fondo del recipiente dándole cierto grado de turbidez (a veces los granos de sal envasada están recubiertos de una sustancia insoluble e inocua para no absorber humedad). Se deja la mezcla en reposo por 24 hs, donde se observará que la disolución apare-

cerá transparente, con un depósito sólido en el fondo. Mediante entonces un proceso común de laboratorio que denominamos decantación, separamos la solución sobrenadante con cuidado de no arrastrar partículas sólidas.

2) Crecimiento de los cristales y observación de su crecimiento

Se deja reposar la solución durante unos días. Cuando aparezcan las primeras partículas sólidas en el fondo del recipiente, se pueden comenzar a mirar con una lupa.

Se puede por ejemplo, marcar externamente desde el fondo del recipiente el lugar y/o la partícula que observaremos crecer, día tras día. Las partículas que se van formando de manera gradual a partir de la disolución son cristales de sal. Si puede verlos desde las primeras etapas de su formación observará que su apariencia externa es cuadrada o rectangular, y que hay algunos un poco deformados o con defectos. A medida que crecen, sus lados forman ángulos rectos unos con otros y mantienen esta geometría. (Figura 3).



Figura 3: Cristales de NaCl

Utilizando una pinza, seleccione uno o más cristales bien formados, séquelos con cuidado y conserve los mismos en un lugar seco para su posterior utilización. Tal como lo mencionan Mishournyi y colaboradores,^[4] las ventajas que presenta este método están relacionadas principalmente a que el material que se utiliza es de fácil acceso y además, no se requiere demasiado equipamiento de laboratorio debido a que se trabaja a temperatura ambiente y en general los cristales crecidos a bajas temperaturas tienen menos defectos y mayor pureza. Las desventajas del método en este caso, tienen que ver con la sustancia elegida, el NaCl, el cual presenta una cristalización muy lenta debido a la poca variación de la solubilidad con la temperatura lo que también da lugar a un menor rendimiento.

Método B. Cristalización denominada volumétrica

Productos y materiales: Sal común (cloruro sódico, NaCl), espátula, estufa calefactora, cápsula de porcelana.

Este método consiste en calentar cristales de sal (NaCl) hasta una temperatura superior a su temperatura de fusión ($T_f = 800^\circ\text{C}$), de tal manera que la sal se funda por completo. Lentamente se comienza a bajar la temperatura hasta alcanzar el punto de fusión, allí se formará en el seno de la fase líquida un primer cristal de sal que comenzará a crecer y el proceso terminará cuando toda la fase líquida se haya cristalizado. En este caso, se trata de una metodología que permite que

todo el volumen de la masa fundida cristalice, se obtienen además cristales de gran volumen y de allí deriva la denominación del método como método volumétrico de cristalización.

Los inconvenientes del método, se relacionan con las altas temperaturas utilizadas donde alguna impureza o parte del recipiente contamine el material fundido.

Segunda Etapa

Determinación de la densidad del cristal de NaCl por el método de Arquímedes.

La densidad es una magnitud intensiva que depende de la temperatura y se utiliza ampliamente para caracterizar las sustancias y en especial los sólidos cristalinos. Se define como la cantidad de masa en una unidad de volumen de la sustancia. Se expresa comúnmente en unidades de gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) o gramos por mililitros (g/ml) y al informar la densidad se debe dar también como dato la temperatura.^[6]

El método de Arquímedes se fundamenta en el principio físico que lleva su nombre,^[7] el cual expresa que un cuerpo sumergido en un fluido es empujado con una fuerza igual al peso del fluido desplazado. La determinación de la densidad de un sólido puede realizarse con diferentes metodologías,^[8,9] siendo a nuestro criterio una forma sencilla de realizar en un laboratorio de química la que se propone a continuación. Los objetivos de esta segunda etapa se enmarcan en la utilización de conceptos inherentes de física para la caracterización de una sustancia química. Así se realizarán los cálculos para la determinación de la densidad del NaCl preparado mediante la aplicación y comprobación del Principio de Arquímedes.

Productos y materiales: Cristal de NaCl, Cloroformo (CHCl_3) ($d = 1.48 \text{ g}/\text{ml}$, 20°C), Ioduro de metileno (CH_2I_2) ($d = 3.32 \text{ g}/\text{ml}$, 20°C), balanza, probeta graduada de 25 ml, pipeta.

Procedimiento A: Comenzando con el solvente de menor densidad, el cloroformo.

1) Selecciona una probeta de 25 ml si es posible, lávala y sécala bien. Tápala con un parafilm, o papel metálico y luego procede a pesarla en la balanza. Anota su peso (**Dato 1**).



Dato 1.

2) Con la ayuda de una pipeta de 10 ml, agrega 7.5 ml de cloroformo en la probeta. Tápala rápidamente para impedir la evaporación del cloroformo que es muy volátil!!!. Vuelve a pesar todo y anota el peso (Dato 2).



Dato 2.



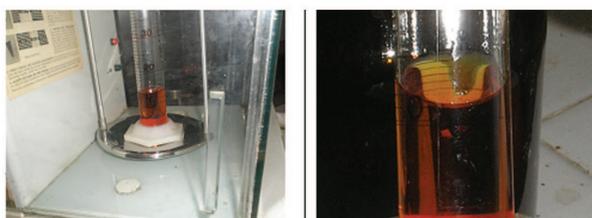
3) Selecciona un cristal bien formado y utilizando una pinza, introduce el cristal. Cuando lo sueltes observarás que se va al fondo (los sólidos poseen densidades muy elevadas!!!). Procede a pesar todo (Dato 3).



Dato 3.

4) Ahora agrega lentamente y gota a gota el yoduro de metileno (ten cuidado!!!, es muy pesado y se escapa fácilmente de la pipeta!!!). Observarás que a medida que agregas más cantidad comienza a subir lentamente.

5) Cuando el cristal se encuentra flotando en el sector medio de la mezcla de solventes (se comprueba aquí el Principio de Arquímedes igualando el líquido la densidad del sólido). Tapa rápidamente y procede a pesar nuevamente (Dato 4).



Dato 4.

6) A continuación lee el volumen que marca la probeta (Dato 5).

Procedimiento B: Comenzando con el solvente de mayor densidad, el yoduro de metileno.

El procedimiento es el mismo que el utilizado en el apartado A, sólo varía en el hecho que se agregan inicialmente 7.5 ml de yoduro de metileno.

Cálculos

Procedimiento A:

Comenzando con el solvente de menor densidad, el cloroformo.

Datos

1	Peso probeta vacía + parafilm	16.13764 g
2	Peso probeta + 7.5 ml de cloroformo + parafilm	28.40002 g
3	Peso probeta + 7.5 ml de cloroformo + parafilm+ cristal de NaCl	28.4956 g
4	Peso probeta + 7.5 ml de cloroformo + parafilm + cristal de NaCl + Yoduro de metileno agregado	45.65386 g
5	Volumen final con mezcla de solventes.	14 ml

Cálculos

Masa NaCl= Dato 3-Dato 2 **Dato 6:** 0.09560 g

28.4956 g-28.40002 g.
Masa de la solución= Dato 4-(Dato 1+Dato6) **Dato 7:** 29.13000 g

45.65386 g-(16.13764 g +0.0956 g)
Densidad Experimental 2.08000 g/ml

d=m/V
d= Dato 7/Dato5

d=29.13000 g/14ml
Densidad tabulada 2.16000 g/ml

Error relativo 3.7%

Cálculos

Procedimiento B:

Comenzando con el solvente de mayor densidad, el yoduro de metileno

Datos

1	Peso probeta vacía + parafilm	16.488243g
2	Peso probeta + 7.5 ml de yoduro de metileno + parafilm	31.19882g
3	Peso probeta + 7.5 ml de yoduro de metileno + parafilm + cristal de NaCl	31.87979g
4	Peso probeta + 7.5 ml de yoduro de metileno + parafilm + cristal de NaCl + cloroformo agregado	44.18594g
5	Volumen final con mezcla de solventes.	13.5 ml

Cálculos

Masa NaCl= Dato 3-Dato 2	Dato 6: 0.68097 g
31.87979g -31.19882g.	Dato 7: 27.02254 g
Masa de la solución= Dato 4-(Dato 1+Dato6)	
44.18594g -(16.488243 g +0.68097 g)	
Densidad Experimental d=m/V	2.00000 g/ml
d= Dato 7/Dato5	
d=27.02254g/13.5 ml	
Densidad tabulada	2.16000 g/ml
Error relativo	7.4%

Comparación entre los dos métodos

- El método con menor error es el método A.
- El error más importante que se comete con el método B se fundamenta en la alta presión de vapor del cloroformo que provoca en definitiva diferencias de peso importantes a la hora de pesar.

Tercera Etapa

Una aplicación teórica del dato experimental: cálculo de la densidad de otra sustancia perteneciente al mismo sistema cristalino que el NaCl.

La densidad de un cristal puede obtenerse a partir del volumen de la celda unitaria y la masa del contenido de dicha celda. Tanto la masa como el volumen pueden calcularse en base a las siguientes fórmulas:^[2]

$$m=z \cdot M / N_A$$

m=masa

z= número de átomos, moléculas o iones por celda unidad

M= masa molecular

NA=número de Avogadro

$$V=a^3$$

V=volumen

a= dimensión de la celda unidad

Bajo las consideraciones mencionadas, se puede realizar utilizando el dato experimental de la densidad del NaCl, el cálculo de la densidad de otra sustancia perteneciente al mismo sistema cristalino, por ejemplo el LiF.

Procedemos de la siguiente manera:

1. Cálculo de las masas moleculares a partir de los datos de la tabla periódica

M (LiF)= 25.939 g/mol

M (NaCl)=58.442 g/mol

2. Cálculo de la suma de los radios para la estimación de las dimensiones de la celda unidad:

$r_{Li^+} + r_{F^-} = 0.60 + 1.36 = 1.96 \text{ \AA}$

$r_{Na^+} + r_{Cl^-} = 0.95 + 1.81 = 2.76 \text{ \AA}$

3. Cálculo de la relación de densidades:

$d(\text{LiF}) = z M(\text{LiF}) / V(\text{LiF})$

$d(\text{NaCl}) = z M(\text{NaCl}) / V(\text{NaCl})$

$d(\text{LiF}) / d(\text{NaCl}) = [z M(\text{LiF}) / V(\text{LiF})] / [z M(\text{NaCl}) / V(\text{NaCl})]$

$d(\text{LiF}) = d(\text{NaCl}) \cdot [z M(\text{LiF}) / V(\text{LiF})] / [z M(\text{NaCl}) / V(\text{NaCl})]$

$d(\text{LiF}) = 2.08 \text{ g/ml} \cdot [(25.939 \text{ g/mol}) / (58.442 \text{ g/mol})] \cdot [(2.76 \text{ \AA})^3 / (1.96 \text{ \AA})^3]$.

Resultado: d (LiF)=2.57 g/ml

Comentarios Finales

Precauciones a tener en cuenta

Con las prevenciones necesarias la práctica no presenta riesgo alguno para los estudiantes ni tampoco los residuos originados por la realización de la misma. Se debe tener en cuenta

la potencial toxicidad de los solventes halogenados durante el manipuleo de los mismos por lo tanto se sugiere la utilización de la campana extractora de laboratorio como sistema de prevención.

Posibles fuentes de error

Si bien pueden cometerse errores en la determinación de la temperatura y volumen, el error más común es el de pesada para la determinación de la masa del solvente de mayor presión de vapor, y la que produce mayores dispersiones en los cálculos finales.

Otra fuente de error es utilizar solventes que contengan trazas de agua.

Conclusiones

El trabajo propuesto es de fácil ejecución, los requerimientos de materiales son accesibles para un curso universitario o nivel medio.

Con las prevenciones necesarias la práctica no presenta riesgo alguno para los estudiantes ni tampoco los residuos originados por la realización de la misma.

Permite además de las expuestas, las siguientes posibilidades en cuanto a discusión y análisis:

- Comparación del valor teórico con el valor experimental de densidad para el LiF ($d(\text{LiF})=2.63899 \text{ g/ml}$).
- Cálculo de la $d(\text{LiF})$ como en (3) pero usando el dato experimental de densidad de NaCl.
- Cálculo de las dimensiones de la celda unidad.
- A partir del dato experimental de densidad, calcular z (número de moléculas, átomos o iones por celda unidad).



La decimoprimer edición del Encuentro Peptídico Ibérico (XI EPI) se celebrará en la Facultad de Química de la Universidad de Santiago de Compostela entre los días 6 y 7 de marzo de 2008.

Esta reunión científica reúne periódicamente a los investigadores españoles y portugueses que desarrollan su actividad en el campo de los péptidos.

Organization

José Luis Mascareñas
Eugenio Vázquez
Olalla Vázquez
Elena Pazos
Mark van Raaij
Adrian Jiménez
Cecilia Portela

Bibliografía

- [1] N. N. Greenwood en *Cristales iónicos y defectos reticulares y no estequiométricos*, Editorial Alhambra, Madrid, **1970**.
- [2] L. Smart, E. Moore en *Química del Estado Sólido, una Introducción*, Addison-Wesley Iberoamericana, Wilmington, **1995**.
- [3] E. A. Wood en *Crystals and Light, an Introduction to Optical Crystallography*, Van Nostrand, Princeton, NJ, USA, **1964** (1a edición).
- [4] E. S. Dana en *Manual de mineralogía; tratado moderno para la enseñanza en universidades y escuelas especiales y para guía de ingenieros de minas y geólogos*, Reverté, Buenos Aires, **1960**.
- [5] V. A. Mishournyi, I. C. Hernández del Castillo, A. Yu. Gorbatchev y A. Lastras Martínez, *Avance y Perspectiva 21* (**2002**) 205–211.
- [6] T. L. Brown, H. E. LeMay, B. Bursten, J. R. Burdge en *Química la Ciencia Central*, Pearson Educación de México, S. A. de C. V., México.
- [7] F. W. Sears, M. W. Zemansky en *Física General*, Aguilar, Madrid, **1978**.
- [8] J. Bierman, E. Kincanon, *The Physics Teacher*, **2003**, *41*, 340–344.
- [9] P. Román, J. M. Gutiérrez-Zorrilla, *J. Chem. Educ.* **1985**, *62*, 167–168.

XI ENCUENTRO PEPTÍDICO IBÉRICO, SANTIAGO, 6/7 MARZO 2008 XI IBERIAN PEPTIDE MEETING, SANTIAGO, MARCH 6/7 2008

Scientific Committee

Ernest Giralt
Fernando Albericio
Jesús Jimenez Barbero
Carlos Cativiela
David Andreu

Contact

Eugenio Vázquez (XI EPI)
Depto. de Química Orgánica - Facultad de Química.
Avda. de las Ciencias SN - Campus Sur
Universidad de Santiago de Compostela
15782, Santiago de Compostela - SPAIN
C-e: 11epi.scq@gmail.com
Tel.: 981563100 ext 14346 (Eugenio Vázquez)
626 356 667 (cell phone) 981595012 (FAX)