

Viaje químico a las atmósferas de los planetas del sistema solar: Una propuesta de aprendizaje contextualizado de la ciencia

Josep Corominas

Resumen: En este artículo usando el contexto de un imaginario viaje por los planetas del sistema solar con atmósfera, se trabajan diversos conceptos de química para niveles de ESO y de bachillerato, como son, la teoría cinético-molecular, la interacción entre la radiación y la materia, los cambios de estado y algunas reacciones de química de los gases hidrógeno, dióxido de azufre y amoníaco. Los contextos y las actividades forman parte de una de las unidades de química para el bachillerato del proyecto “Química en contexto”, en Cataluña.

Palabras clave: ciencia en contexto, aprendizaje por indagación, estequiometría, química de los gases, atmósferas planetarias.

Abstract: In this article, using the context of an imaginary trip to the planets of the solar system, different chemical concepts for the compulsory school and high school are worked. The kinetic theory for gases, the interaction between radiation and matter, changes of state and some chemical reactions with gases: hydrogen, sulphur dioxide, ammonia.... Some of this contexts and activities are from a project of chemistry in context in Catalonia.

Keywords: Science in context, inquiry learning, stoichiometry, chemical of the gases, planetary atmospheres.

Introducción

En las últimas décadas se han desarrollado numerosos proyectos de ciencias basados en contextualizar diferentes aspectos sociales y tecnológicos^{1,2}. En estas contextualizaciones se presentan situaciones relacionadas con la vida cotidiana de los estudiantes haciendo ver su interés en los aspectos personales, profesionales y sociales³. Aunque todos los proyectos de ciencia en contexto comportan caracteres comunes, también tienen individualidades específicas en su concepción y forma, según los temas escogidos para desarrollar las diferentes unidades, siempre con el objetivo de atraer a los estudiantes a una visión de la ciencia relacionada con temas relevantes para ellos⁴. Uno de los modelos del aprendizaje en contexto consiste en abordar aspectos de ciencia-tecnología-sociedad para cuya comprensión es preciso introducir una serie de conceptos⁵; este es el enfoque que el autor de este artículo, que ha publicado numerosas actividades para el aprendizaje de la química⁷, ha escogido para desarrollar la propuesta que se presenta.

Los contextos desarrollados en este artículo tienen su base en una de las unidades del proyecto “Química en contexto” para el bachillerato que se implementa en varios centros de secundaria en Cataluña. En una de las unidades (“Atmósferas y océanos”) el contexto conduce a estudiar la teoría cinético-molecular, los diagramas de fase y ciertos aspectos del equilibrio químico. En este artículo mediante un imaginario viaje por los planetas de nuestro sistema solar con atmósfera se presentan actividades prácticas adaptables a diferentes niveles educativos, ESO o bachillerato; así como razonamientos sobre estequiometría de la reacción química, cambios de estado, interacción entre la radiación y la materia, y un poco de química descriptiva de los gases hidrógeno, dióxido de carbono, amoníaco y dióxido de azufre

presentes en atmósferas tan distintas como las de Venus, la Tierra, Júpiter o Titán.

La variedad de contextos que se presentan y los conceptos y las actividades con ellos relacionadas, permitirán al profesorado escoger entre aquellos que considere más aptos para el nivel de sus alumnos.

1. Atmosferas planetarias

Nuestro sistema solar está formado por dos categorías de planetas: los cuatro planetas más cercanos al Sol (Mercurio, Venus, Tierra y Marte) son rocosos con un núcleo interior con elementos pesados y, a excepción de Mercurio, tienen atmósferas. Los cuatro planetas gigantes (Júpiter, Saturno, Urano y Neptuno) tienen profundas atmósferas ricas de hidrógeno y helio. La sonda Voyager-2, ha estudiado con métodos espectroscópicos la composición de los planetas gigantes exteriores.

Sólo en la Tierra la atmósfera es rica en oxígeno, aunque no siempre ha tenido esta composición. La primera atmósfera desapareció durante los cataclismos de la vida temprana del Sistema Solar. La atmósfera posterior contenía compuestos como CO₂, CH₄ y NH₃ que burbujearon en la superficie terrestre. Tres mil millones de años después había muy poco oxígeno en la atmósfera. Pero cuando las primeras plantas simples aparecieron, empezaron a producir oxígeno mediante la fotosíntesis. Cuando la concentración de oxígeno superó el 10% en volumen, empezaron a evolucionar los animales primitivos, empleando el oxígeno para respirar. Desde entonces, la respiración y otros procesos consumen el oxígeno a medida que se produce y la concentración de oxígeno permanece en un 21% aproximadamente⁶. La tabla 1 muestra lo que se conoce actualmente de las atmósferas de los planetas.

Planeta	Composición de la atmósfera (en volumen)
Venus	CO ₂ : 96,5 %; N ₂ : 3,4 %; SO ₂ : 0,0150%
Tierra	N ₂ : 78%; O ₂ : 21%; Ar: 0,9%; CO ₂ : 0,041%
Marte	CO ₂ : 95,3 %; N ₂ : 2,7%; Ar: 1,6%; CO: 0,07%; H ₂ O: 0,030%
Júpiter	H ₂ : 92,6%; He: 3,25% pequeñas cantidades de CH ₄ ; NH ₃ y H ₂ S
Saturno	H ₂ : 92,6%; He: 3,25%
Urano	Mayoritariamente H ₂ y He.
Neptuno	En capas más externas: H ₂ :80%; He: 19%;

Tabla 1. Composición de la atmósfera de los planetas

A la vista de la composición de las atmósferas, se plantea una pregunta:

¿Por qué en algunos planetas no hay hidrógeno en la atmósfera? ¿Por qué abunda en los planetas gigantes?

La respuesta que se sugiere que encuentren los estudiantes reside en dos hechos: el proceso de difusión de un gas y la velocidad de escape de un planeta.

La difusión de un gas es el proceso en el cual sus moléculas se dispersan a través de otro gas. Este proceso tiene lugar siempre que los gases se encuentran en un mismo espacio o cuando están en recipientes diferentes, pero separados por una pared porosa. La difusión es debida al movimiento caótico de las moléculas. De acuerdo con la teoría cinético-molecular, la energía cinética media de las moléculas de un gas depende de la temperatura. A igual temperatura, la energía cinética molecular de dos gases A y B es la misma: $E_{c,A} = E_{c,B}$

$$\frac{1}{2} m_A v_A^2 = \frac{1}{2} m_B v_B^2$$

Pero las velocidades moleculares son diferentes:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{m_B}{m_A}}$$

Esta ecuación fue encontrada experimentalmente por el químico escocés Thomas Graham en el siglo XIX, por este motivo se conoce como ley de Graham.

Por otra parte, según esta misma teoría la velocidad promedio de las moléculas de un gas, es función de su temperatura absoluta:

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

siendo $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ y M la masa molar.

La velocidad de escape de un planeta, es la mínima velocidad inicial a la que hay que lanzar un cuerpo para que escape de la atracción gravitatoria. Para la Tierra, el mayor de los planetas rocosos, la velocidad de escape es de $11,2 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$. Pero en el caso de Júpiter es de $59,5 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$ y para otro de los gigantes gaseosos del sistema solar, Neptuno, es de $23,6 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$.

A partir de las ideas de la teoría cinético-molecular y del significado de velocidad de escape, los estudiantes, pueden justificar por qué que los planetas gigantes han podido retener atmósferas de composición muy diferente a la de los planetas rocosos como Venus, Tierra o Marte.

El siguiente experimento permite comprobar que la velocidad de difusión de un gas está en proporción inversa a su masa molar.

Experimento 1. Difusión de los gases

Objetivos

- Usar la teoría cinético-molecular para hacer una predicción sobre las velocidades de difusión de dos gases. Y comprobar experimentalmente la predicción.
- A partir de los resultados anteriores, justificar que el gas hidrógeno será el que tenga la mayor velocidad de difusión de todos los gases.

Introducción

Los gases que estudiaremos son el cloruro de hidrógeno, HCl y el amoníaco, NH₃. Estos gases se difundirán a través del aire por el interior de un tubo transparente, en el que hay una tira de papel indicador, que permitirá detectar el avance, al ser uno de los gases de carácter ácido (HCl) por el cambio del indicador a color rojo y el otro de carácter básico (NH₃), que cambiará el indicador a color azul o azul verdoso.

Material y productos

- Tubo transparente, (vidrio o metacrilato) de 0,5 m de longitud como mínimo y diámetro entre 2 cm y 2,5 cm
- 2 tapones agujereados para tapar el tubo
- Bastoncillos de algodón que hay que encajar en los orificios de los tapones (Figura 1)

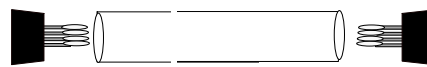


Figura 1. Montaje para la difusión de los gases.

- Tiras de papel indicador universal o papel de filtro, impregnado con zumo de col lombarda.
- Solución concentrada de HCl(aq)
- Solución concentrada de NH₃(aq)
- Gafas de seguridad



Procedimiento

· Se coloca una tira de papel indicador a lo largo del interior del tubo, sujetándola por los extremos con cinta adhesiva.

· Preparar los dos tapones provistos de bastoncillos de algodón. Mojar los bastoncillos encajados en uno de los tapones con solución de ácido clorhídrico, HCl(aq) y, usando ahora la solución de amoníaco, mojar los bastoncillos insertados en el otro tapón. En este proceso, mantener los frascos de soluciones lo más alejados posible, así como realizar la operación en una vitrina con sistema de extracción o en un lugar con muy buena ventilación. Tapar inmediatamente los frascos.

· Colocar simultáneamente los dos tapones en ambos extremos del tubo transparente y observar el cambio de color del papel indicador a medida que los dos gases se difunden. Cuando se observe que se encuentran los dos gases (sea porque se encuentran ambos colores o por que empieza a aparecer una pequeña nube blanca de cloruro de amonio formado al reaccionar HCl y NH₃, se pueden medir la distancia recorrida por ambos gases.

Sacando conclusiones

. El proceso observado permite comparar la velocidad de difusión de dos gases. Usando la expresión de la ley de Graham, ¿en qué relación teórica están las velocidades moleculares promedio? Según este cálculo, ¿a qué distancias de los respectivos extremos deberían haberse encontrado los dos gases? (Para ello, hay que saber la longitud total del tubo).

. Corresponden estas distancias con la predicción realizada al principio? Si no es así, ¿qué explicación podemos sugerir?

. Explicar por qué el gas hidrógeno es el que tendrá una velocidad de difusión más elevada de todos los gases.

Observación final

Como la masa molar del amoníaco es de 17 y la del HCl de 36,5, aplicando la fórmula de la ley de Graham, el valor para la relación de velocidades es de 1,46, es decir las moléculas de NH₃ se mueven 1,46 veces más rápidas que las de HCl, por tanto deben encontrarse a una distancia 1,46 veces mayor del extremo donde hay el amoníaco que del extremo del HCl. Sin embargo, la relación más a menudo encontrada con este experimento es de 1,27. La razón está en que el proceso que ha tenido lugar en este experimento no es una simple difusión. El valor real encontrado corresponde a la relación de coeficientes de difusión de ambos gases a través del aire⁸.

Gestión de los residuos

Una vez finalizado el experimento, llevar el tubo a una vitrina con extractor o cerca de un lugar con muy buena ventilación, quitar los tapones y pasar agua abundante por el interior. El papel indicador se tira a una papelera. Secar el interior del tubo antes de usarlo de nuevo.

2. Efectos de la radiación solar en los planetas más cercanos al Sol

Las atmósferas de los tres planetas son prácticamente transparentes a la mayor parte de las radiaciones que emite el Sol. Pero la radiación solar es absorbida parcialmente por la superficie, la cual aumenta de temperatura, convirtiéndose en un emisor de radiación, en este caso de longitudes de onda superiores a las incidentes. Las longitudes de onda de la radiación emitida por la superficie son del orden de los 10000 nm, esta radiación se escaparía al espacio si no fuera por los gases presentes a las atmósferas de los planetas. En la figura 2 se puede comprobar que corresponden a la banda de los IR que absorben las moléculas de CO₂ y también el agua (g), el metano (CH₄) y el monóxido de dinitrogen (N₂O).

Con este efecto parte de la radiación que se escaparía hacia el espacio, queda retenida por la atmósfera. Es el llamado efecto invernadero y es el mismo mecanismo que actúa en un invernadero: el vidrio es transparente a la radiación IR de onda corta (infrarrojo cercano) pero absorbe y no deja pasar los IR de onda larga que emiten la tierra y los vegetales de forma que la radiación no puede salir y la temperatura es más alta que en el exterior⁹.

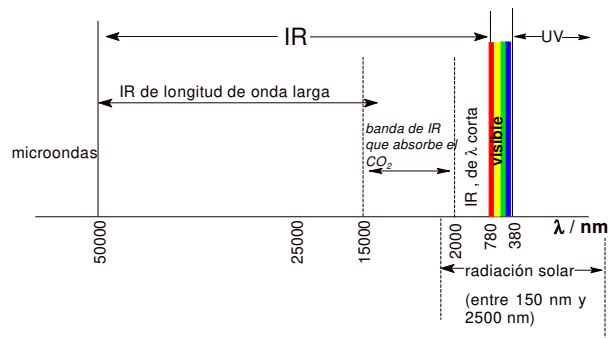


Figura 2. Radiaciones emitidas por el Sol. Radiaciones que emiten las superficies de los planetas

Observando ahora la tabla 2 se puede entender a partir de la composición de las atmósferas de Venus, Tierra y Marte, que figuran en la tabla 1, la gran diferencia entre las temperaturas.

Tabla 2 Presión y temperatura en los tres planetas rocosos

Planeta	Presión (hPa)	Temp. promedio /K
Venus	10 ⁵	730
Terra	10 ³	288
Marte	5	213

¿Por qué estas diferencias tan brutales de temperaturas entre los tres planetas? Venus, Tierra y Marte se formaron del mismo modo a partir de la nube de materia interestelar. La clave de la respuesta se obtiene cuando se considera que el CO₂ se convierte en carbonatos insolubles si hay agua. El agua podría haber abundado en Venus (figura 3), pero el agua venusiana contendría 100 veces más del isótopo deuterio, ²₁H, que el agua terrestre, esto significa que se producía una desintegración de los átomos de deuterio, formando hidrógeno que se fue escapando del planeta⁶. Por otra parte, los efectos de la radiación UV que llega a Venus contribuyeron a la foto disociación de las moléculas de agua, de forma que el hidrógeno fue escapando y el oxígeno fue formando compuestos con los elementos de la superficie.



Figura 3. La atmósfera de Venus consiste mayoritariamente en dióxido de carbono, con nubes formadas por gotas de ácido sulfúrico suspendidas en dióxido de azufre, probablemente procedente de erupciones volcánicas. Solamente se han detectado trazas de agua en su atmósfera. Imagen en la banda de UV.

http://nssdc.gsfc.nasa.gov/photo_gallery/photogallery-venus.html

Nubes y albedo

Venus y la Tierra poseen densas capas de nubes, en el caso de Venus estas llegan a cubrir totalmente el planeta (figura 3). La nubes representan una barrera que refleja la radiación al espacio exterior. Venus recibe el doble de energía por unidad de superficie que la Tierra y cuatro

veces más que Marte. A pesar de esto el balance de energía global absorbida por la atmósfera es casi el mismo para los tres planetas. Esto es debido a la gran diferencia de **albedo** en los tres planetas, determinada por la composición de sus atmósferas.

Albedo es el porcentaje de radiación que, incidiendo sobre una superficie, es reflejada. El albedo promedio de la Tierra es del 37-39% de la radiación que proviene del Sol. El de Venus supera el 60%.

Experimento 2 ¿Cómo se forman las nubes?

Objetivo:

. Observar cómo la presencia de núcleos de condensación, permite condensar en micro gotas el vapor de un líquido

Material

- . Bote transparente en el que se pueda hacer el vacío o disminuir la presión.
- . Varita de incienso o cerillas largas
- . Un poco de agua y plastilina para sujetar verticalmente la varita de incienso o la cerilla

Procedimiento

Observar los tres esquemas siguientes (Figura 4)

- . Colocar una pequeña cantidad de agua en el fondo de un bote (1). Encender una varilla de incienso. Cerrar el bote cuando se ha llenado de humo (2). Si la presión disminuye, una parte del agua se evapora y se condensa el vapor, formando una nube (3).

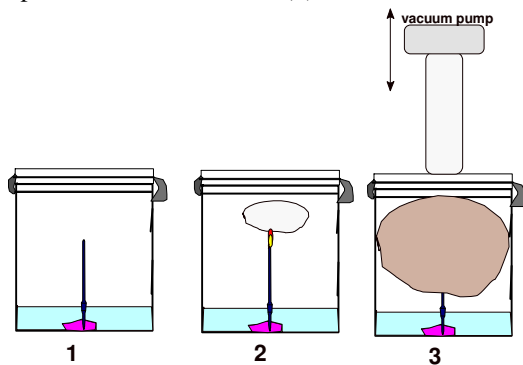


Figura 4. Pasos para “fabricar” una nube

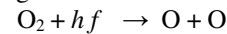
Cuestiones para sacar conclusiones

- . ¿Qué papel tiene el encender la varita de incienso o la cerilla?
- . Se formaría una nube si no hubieran partículas en el interior del bote?

La atmósfera de la Tierra. Ozono: protector y contaminante

Nosotros los terrícolas, tenemos mucha suerte al tener en nuestra atmósfera algunos gases que absorben muy bien las radiaciones ultravioletas. Actúan como cremas protectoras, evitando que muchas de las radiaciones nocivas lleguen a la Tierra. Muchas de estas absorciones ocurren en la parte alta de la atmósfera, la estratosfera. El gas ozono es especialmente importante, puesto que absorbe radiaciones ultravioletas comprendidas entre $10,1 \cdot 10^{14}$ Hz y $14,0 \cdot 10^{14}$ Hz.

El ozono está presente en la estratosfera en pequeñas cantidades, disperso entre los otros gases atmosféricos. En primer lugar, la radiación UV de alta energía, disocia la moléculas de oxígeno:

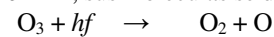


hf indica la energía del fotón de radiación ultravioleta que se absorbe.

Los átomos de oxígeno, pueden chocar con moléculas de oxígeno y formar una molécula de ozono:



Cuando el ozono absorbe radiaciones entre los $10,1 \cdot 10^{14}$ Hz y los $14,0 \cdot 10^{14}$ Hz, sus moléculas se disocian:



Esta última reacción es la responsable del efecto protector del ozono en la estratosfera.

En la troposfera, el ozono puede convertirse en un verdadero problema. Cerca del suelo, el ozono causa problemas de salud y se cree que es el responsable, al menos parcialmente, de la muerte de árboles en los bosques norteros de Europa. Es un gas muy reactivo y un poderoso agente oxidante. Reacciona con muchos materiales sintéticos como el plástico, las pinturas, los tintes, causando por ejemplo, que el caucho de las ruedas de los coches se rompa.

Experimento 3. El poder oxidante del ozono

Objetivo:

- . Observar cómo una atmósfera rica en ozono, es una atmósfera muy oxidante
- . Investigar qué sustancias provocan con más facilidad un ambiente contaminante, característico del llamado “smog fotoquímico” en la ciudades

Introducción

En este experimento, comprobaremos primero el poder oxidante del ozono, generando, mediante descargas eléctricas en un pequeño volumen, suficiente cantidad para que una solución de iones yoduro, cambie de color por formación de yodo, I_2 .

A continuación, usando el mismo montaje, comprobaremos cómo se forma el “smog fotoquímico”. Los óxidos de nitrógeno, formados en el proceso de combustión en motores de los coches se descomponen por la acción de la luz solar en átomos de oxígeno, los cuales reaccionan con las moléculas de O_2 para formar O_3 .



La toxicidad aumenta en presencia de compuestos orgánicos volátiles, (conocidos por las siglas VOC) muchos de ellos procedentes de la combustión incompleta de hidrocarburos, pero también usados para dar buenos olores en productos de limpieza. Los terpenos segregados por algunos árboles como los pinos también producen este efecto (figura 5).

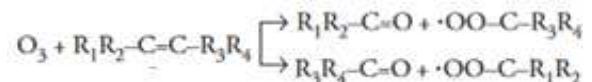


Figura 5. Efecto del ozono en los terpenos. R_1 , R_2 i R_3 son grupos alquilo

Material

- . Bote transparente con dos electrodos (Figura 6)
- . Fuente de alta tensión, 20 kV
- . Solución de KI $1\text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ (unas gotas en un vidrio de reloj o en un papel de filtro)
- . Trozos de piel de limón o naranja
- . Puntero laser



Alta tensión. ¡Una vez conectada, no tocar ninguna parte del montaje!

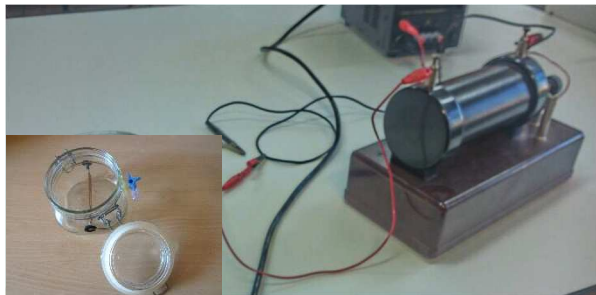


Figura 6. Montaje para el experimento del poder oxidante del ozono. El bote transparente se ve a la izquierda. La fuente de alta tensión es una bobina de Ruhmkorff

Procedimiento

- . En el fondo del bote con los dos electrodos, colocar el vidrio de reloj o un trozo de papel de filtro con unas gotas de solución de KI.
- . Conectar la fuente de alta tensión durante un tiempo entre dos y tres minutos. Mientras funciona, no tocar ninguna parte del montaje. Al finalizar, desconectarla inmediatamente.
- . Observar el cambio de color de la solución de yoduro de potasio. Interpretar el cambio ocurrido.
- . Repetir el experimento, pero en lugar del vidrio de reloj con KI, colocar en el fondo el bote un trozo de piel de naranja o limón. Conectar la fuente de alta tensión dos o tres minutos.
- . Observar que se ha formado una neblina dentro del bote. Los terpenos liberados, han reaccionado con el ozono, para formar una pequeña niebla. Es el smog. Un puntero láser dirigido de manera que la luz atraviese el recipiente, permite ver el rayo luminoso, cosa que indica que se ha formado una dispersión de partículas dentro del bote. Estas partículas se han formado por reacción entre el ozono y el terpeno limoneno liberado por la piel de la fruta.

Cuestiones

1. El ozono ha oxidado los iones yoduro a yodo. Escribir la ecuación de esta reacción.
- 2- Este experimento es un modelo de cómo se forma ozono por descargas eléctricas. En la estratosfera la energía no proviene de descargas eléctricas si no de la radiación UV. ¿Qué energía tienen los fotones de UV de longitud de onda 200 nm? Compara este valor con la energía de una radiación IR de longitud de onda $1,5\cdot 10^4$ nm

3. la exploración de Marte

Marte y la Tierra son bastantes parecidos, el día marciano dura casi igual que el terrestre, la radiación calienta las correspondientes superficies y la composición de las rocas sedimentarias es a base de carbonatos y de sulfatos, estos sulfatos se habrían formado a partir de gigantescas emisiones volcánicas de sulfuros. La diferencia fundamental radica en la presión atmosférica, que en Marte es aproximadamente el 0,7% de la presión a nivel del mar en la Tierra. Aunque los desniveles en Marte, donde hay volcanes de 22 km de altura y depresiones de más de 6 km de profundidad, crean grandes diferencias en los valores de la presión. A pesar de la baja presión, en Marte se forman nubes de agua y de dióxido de carbono sólidos en los polos del planeta. Sin embargo no hay presencia de agua líquida en la superficie, a pesar de que los robots (figura 7) que exploran el planeta, han encontrado pruebas de una antigua erosión por agua.



Figura 7. El robot Curiosity explora Marte desde el verano de 2013. http://www.nasa.gov/mission_pages/msl/multimedia/gallery-indexEvents.html

Experimento 4. ¿Por qué no hay agua líquida en la superficie de Marte?

Objetivo

- . Observar cómo al disminuir la presión, la temperatura de ebullición del agua disminuye.

Material

- . Jeringa de 60 mL provista de un sistema de tapón; por ejemplo, una llave de tres vías.
- . Agua a unos 40°C

Procedimiento

- . Asegurarse de que la jeringa se puede cerrar herméticamente .
- . Poner unos 5 mL de agua en la jeringa y bajar el émbolo el máximo posible.. Cerrar la jeringa. . Estirar el émbolo lo máximo posible y observar que el agua llega a hervir, evaporándose una cierta cantidad (Figura 8).



Figura 8. Al estirar el émbolo, el agua hierve a muy baja presión

Cuestiones

1. Un diagrama de fases, (figura 9) permite comparar qué cambios de estado hace el agua según las condiciones de presión y de temperatura.

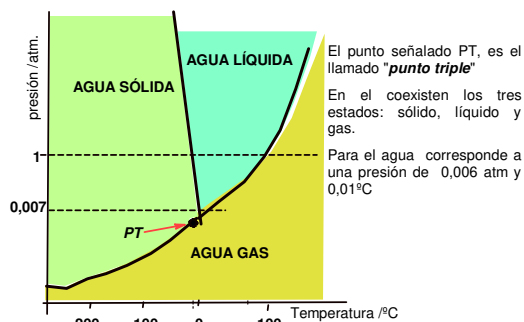


Figura 9. Diagrama de fases para el agua

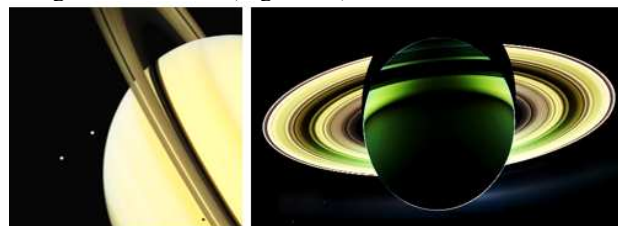
- ¿En qué estado físico se encuentra el agua en cada uno de los casos siguientes?
 - 1 atmósfera y 15°C (como el agua de los mares en la Tierra)
 - 0,007 atmósferas y -100°C (como en Marte)
 - 1 atmósfera y 100°C
- Las líneas que hacen de frontera entre cada uno de los estados del agua, representan las condiciones para que haya un cambio de fase del agua. Supongamos que las primitivas condiciones de Marte fueran de 0,5 atmósferas y unos 10°C de temperatura. Si la presión disminuyera hasta la actual en Marte y la temperatura también disminuyera, aunque pocos grados. ¿En qué estado se encontraría el agua que inicialmente era líquida?

2- Con los datos y respuestas anteriores, debes proponer una explicación al hecho de que actualmente ya no queda agua líquida en la superficie de Marte, aunque los robots exploradores encuentran pruebas de que si existió en épocas anteriores

4. Una vuelta por los gigantes del sistema solar

La composición de la atmósfera de Júpiter es similar a la del Sol, en su mayoría hidrógeno y helio (Tabla 1). A medida que profundizamos en la atmósfera, la presión y la temperatura aumentan comprimiendo el gas hidrógeno hasta el estado líquido. A profundidades de aproximadamente un tercio del camino hacia núcleo, el hidrógeno tiene el estado metálico y es conductor eléctrico. En el centro debido a la inmensa presión es posible que haya un núcleo sólido rocoso del tamaño de la Tierra. La rápida rotación del planeta (algo menos de 10 horas) y la influencia de una fuente de calor interno provocado por el colapso gravitatorio de los fluidos de las capas más profundas, generan una dinámica espectacular en la atmósfera joviana. Con telescopios sencillos es visible desde la Tierra una tormenta con vientos de más de 400 km/h denominada "la gran mancha roja". Diferentes experimentos confirman que sus colores los causan moléculas orgánicas complejas, átomos de fósforo y compuestos de azufre. La gama de colores que presenta la atmósfera de Júpiter puede ser debida a hidrocarburos como C₂H₂, C₂H₄, C₃H₄ y C₃H₆ que existen en forma de gotas de líquido en suspensión y que se habrían formado por foto disociación de hidrocarburos de cadena larga.

Igual que Júpiter, Saturno está formado principalmente de hidrógeno y helio. Su masa es 112 veces la de la Tierra y su volumen es 755 veces mayor. A pesar de esto Saturno tiene una densidad media de 0,69 g·cm⁻³, inferior a la del agua líquida, de estos datos se puede deducir que, si Saturno tiene un núcleo sólido, este tiene que ser de pequeñas dimensiones. Los vientos en la atmósfera superior soplan a 500 m·s⁻¹ (1800 km/h) en la región ecuatorial. Estos vientos súper rápidos, combinados con el calor que se eleva desde el interior del planeta, forman las bandas amarillas y doradas visibles en la atmósfera (figura 10). En la década de los años 1980, las sondas Voyager-1 y Voyager-2 revelaron que los anillos de Saturno están hechos principalmente de agua solidificada (Figura 11)



Figuras 10 y 11. Saturno y sus anillos fotografiados por la sonda Cassini. En la imagen de la izquierda se distinguen dos de sus satélites.

http://solarsystem.nasa.gov/multimedia/display.cfm?Category=Planets&IM_ID=15403

Experimento 5. Hidrógeno y oxígeno, una mezcla explosiva... pero no en Júpiter

Introducción

El gas hidrógeno arde de manera explosiva al combinarse con oxígeno. Unos estudiantes, imaginan que los futuros exploradores que lleguen a Júpiter deberían tomar enormes precauciones para evitar una catástrofe cósmica si llegan a encender una cerilla en aquella atmósfera (figura 12)

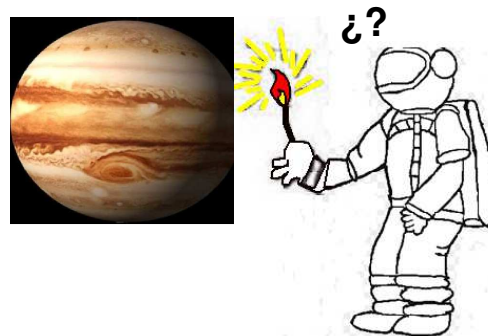



Figura 12. ¿En qué condiciones puede arder el hidrógeno?

Objetivo

. Generar un pequeño volumen de gas hidrógeno y comprobar que arde explosivamente sólo en presencia de oxígeno

Material

Vamos a hacer este experimento en mli escala, de esta manera nos aseguramos de poder trabajar sin peligro. Este método permite obtener volúmenes pequeños y minimizar riesgos y ahorrar cantidades de reactivos¹⁰.

- . Dos jeringas de 60 mL
- . Llave de tres vías que permita conectar las dos jeringas
- . Vaso de precipitados de 100 mL
- . Magnesio, cinta (1,5 cm)
- . HCl 2 mol·dm⁻³ 
- . Tubo de ensayo sujeto a un soporte (ver figura 13)
- . Jeringa de 10 mL con dos electrodos sujeta a un soporte. (ver figura 14)
- . Encendedor piezoeléctrico de cocina
- . Usar gafas de seguridad

Procedimiento

- . Poner en el vaso de precipitados unos 15 mL de solución de HCl 2 mol·cm⁻³. Usar una de las jeringas para llenarla con 10 mL de esta solución. En la otra jeringa, poner un trozo de cinta de magnesio de 1,5 cm de longitud (figura 15), equivalentes a unos 0,02 g

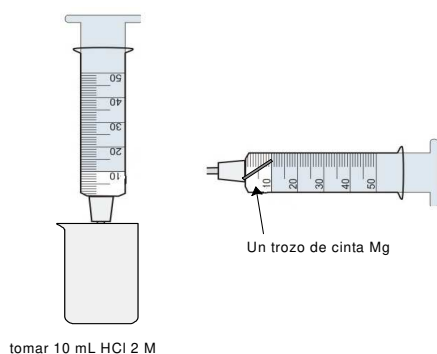


Figura 15

- . Conectar las dos jeringas con la llave de tres vías e inyectar lentamente la solución de HCl a la jeringa con el magnesio. Se puede observar cómo se desplaza el émbolo de la jeringa donde hay el magnesio a medida que se genera el gas H₂. (Figura 13)

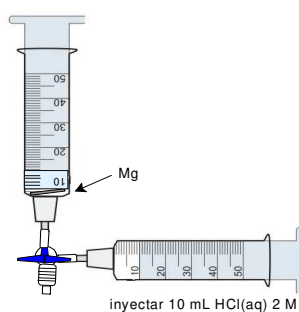


Figura 13

- . Para comprobar la combustión del hidrógeno, en presencia de oxígeno del aire (como ocurre en la Tierra), Desconectar la jeringa que contiene el gas hidrógeno, manteniéndola siempre con la llave de tres vías cerrada al paso de gas. Acercarla al tubo de ensayo sujeto con la boca hacia abajo en el soporte (figura 14). Abrir la llave para poder inyectar unos 10 mL de gas dentro del tubo.

- . Acercar una pequeña llama a la boca del tubo: una pequeña explosión y la formación de gotas de agua será el resultado de la combustión del hidrógeno.

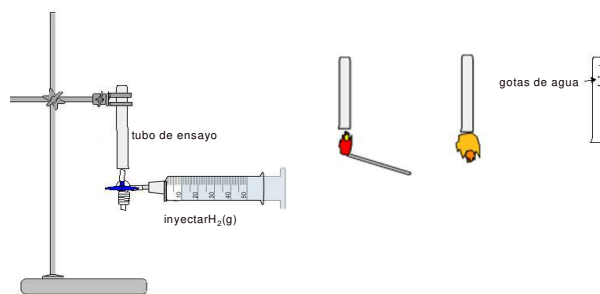


Figura 13. El hidrógeno arde en presencia de oxígeno en la atmósfera de la Tierra.

- . Ahora, acercar la jeringa, que todavía contiene un pequeño volumen de gas hidrógeno a la jeringa sujeta en un soporte provista de dos electrodos, que no debe contener nada de aire. Conectar ambas jeringas con la llave de tres vías e inyectar el resto de gas hidrógeno. (figura 15). Quitar la jeringa que había contenido el hidrógeno, colocar una pequeña porción de plastilina para taponar la posible entrada de aire en la jeringa con electrodos.

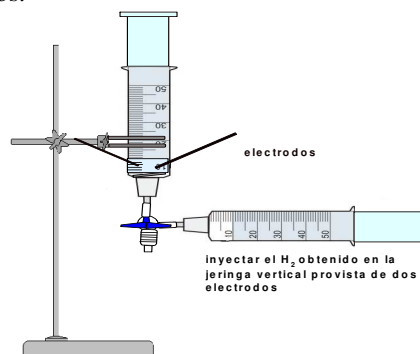


Figura 14

- . Usar un encendedor piezoeléctrico de cocina, al que se habrá quitado la carcasa metálica del extremo, como fuente de alta tensión (figura 15)

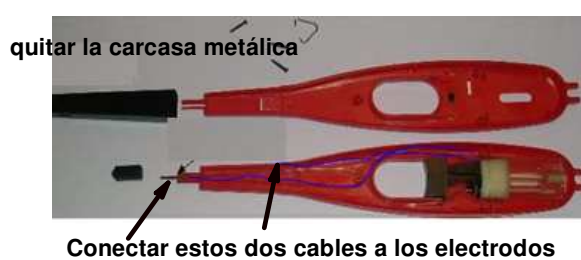


Figura 15. Cómo usar un piezoeléctrica como fuente de alta tensión

- .. Una vez conectados los electrodos al piezoeléctrico, se observará que, a pesar de que se producen descargas eléctricas en el interior de la jeringa, no hay explosión. El gas hidrógeno, sólo reacciona si en la atmósfera si hay oxígeno, como oxidante. (figura 16)

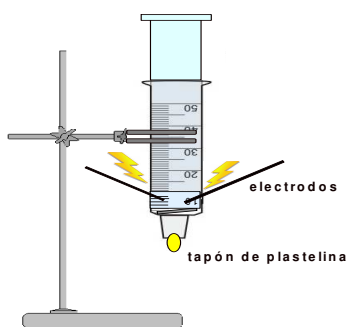
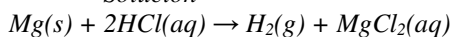


Figura 16. El hidrógeno no reacciona si no hay oxígeno en la atmósfera

Cuestiones

1. El metal magnesio reacciona con el ácido clorhídrico para formar gas hidrógeno y una solución acuosa de cloruro de magnesio. Escribir la ecuación de la reacción. ¿Qué volumen de hidrógeno a 25°C y 1 atmósfera, se puede obtener con 0,020 g de magnesio?

Solución

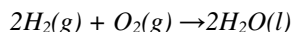


A 25°C y 1 atmósfera, 1 mol de un gas ocupa unos 24 L

$$V = \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,3 \text{ g}} \cdot 0,020 \text{ g} \cdot \frac{24 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 19,8 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 19,8 \text{ mL}$$

2. El hidrógeno reacciona con el oxígeno. Escribir esta reacción

Solución



Otros dos gigantes: Urano y Neptuno

Urano es el otro de los gigantes sistema solar. La atmósfera de Urano es principalmente hidrógeno y helio, con una pequeña cantidad de metano y rastros de agua. Urano obtiene su color azul verdoso del gas metano en la atmósfera. La luz solar atraviesa la atmósfera y se refleja nuevamente hacia fuera. El metano absorbe las longitudes de onda del rojo de la luz visible, lo cual resulta en un color azul verdoso (Figura 17). La mayor parte (80% o más) de la masa de Urano está contenida en un núcleo líquido que consiste principalmente en agua, metano y amoníaco en estado sólido.

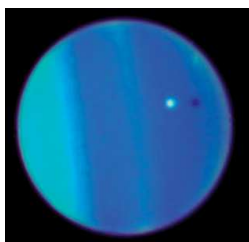


Figura 17. La mancha blanca sobre Urano es uno de los satélites, (Ariel) que proyectan la sombra sobre el planeta.

Urano es el único planeta del sistema solar que tiene el eje de rotación paralelo al plano de la órbita

<http://solarsystem.nasa.gov/planets/profile.cfm?Object=Uranus>

La atmósfera de Neptuno se extiende a grandes

profundidades, con núcleo sólido del tamaño de la Tierra. El color azul de Neptuno es debido al metano en su atmósfera, junto con algún otro compuesto actualmente de naturaleza desconocida.,

5. Los satélites Io y Titán: dos mundos excepcionales

Esta visión global de la luna de Júpiter, Io (Figura 18), la obtuvo la sonda de la NASA Galileo. Io, (que es ligeramente más grande que la luna, es el planeta más volcánicamente activo en el sistema solar. En esta composición de color mejorado, depósitos de dióxido de azufre sólido aparece en tonos entre gris y blanco. Tonos marrones son probablemente debido a otros materiales de azufre

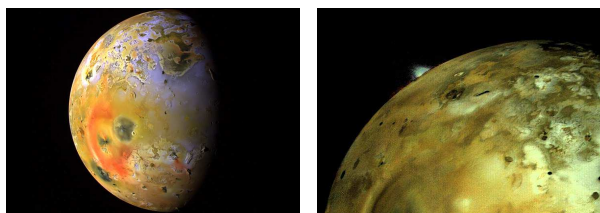


Figure 18. Io fotografiado por la sonda Galileo. A la derecha, una enorme erupción volcánica en Io. Ver la silueta contra el fondo oscuro del espacio.

<http://photojournal.jpl.nasa.gov/catalog/PIA01081>

La atmósfera de Io está en constante cambio, debido a que el dióxido de azufre expulsado pasa constantemente de estado sólido durante la noche a sublimar durante el día.

Experimento 6. Propiedades del dióxido de azufre

Objetivo

. Obtener pequeños volúmenes de SO₂ para estudiar algunas de sus propiedades químicas

Material

- . Frasco de vidrio o metacrilato que cierre (figura 19) herméticamente provisto de una llave de tres vías.
 - . Papel de aluminio.
 - . Jeringa de 60 mL.
 - . Vaso de precipitados de 50 mL con solución de indicador .
 - . Azufre en polvo.
 - . Encendedor
- Usar gafas de seguridad

Procedimiento

- . Proteger la parte inferior del frasco con papel de aluminio. Poner encima una pequeña cantidad de polvo de azufre.
- . Acercar la llama del mechero para que empiece a arder el azufre y cerrar inmediatamente el frasco. El azufre reacciona con el oxígeno dentro del frasco (figura 19)



Figura 19. Frasco que cierra herméticamente y jeringa de 60 mL. A la derecha, en el momento de poner en su interior una pequeña cantidad de azufre

Cuando se observe que el azufre ya no continua ardiendo, el frasco se habrá llenado con el dióxido de azufre producido. **En ningún momento hay que abrir el frasco**

. Conectar ahora una jeringa de 60 mL a la llave tres vías y absorber un poco de gas de dióxido de azufre. Inyectar el gas en una solución acuosa con indicador universal y observar el cambio de color.

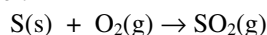
Gestión de los residuos

Sin abrir el frasco y mediante la jeringa, inyectar agua. Debe hacerse varias veces, en total unos 200 mL. El SO_2 , al ser muy soluble en agua, se disolverá, dando una solución ácida. Agitar bien. Ahora ya puede abrirse el frasco y eliminar el líquido lavando con agua abundante

Cuestiones

1. Escribir la ecuación de la reacción de combustión del azufre. Si el bote usado tiene un volumen de 500 mL, ¿Qué cantidad de azufre hay que quemar para que se obtengan unos 200 mL de SO_2 a 25°C y 1 atmósfera?

Solución



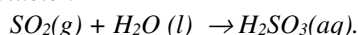
A 25°C y 1 atmósfera, 1 mol de un gas ocupa unos 24 L

$$m = \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{24 \text{ L SO}_2} \cdot 0,2 \text{ L SO}_2 \cdot \frac{32 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 0,27 \text{ g S}$$

2. En el interior del frasco queda nitrógeno del aire inicial, que no ha reaccionado. El único gas que ha reaccionado con el azufre es el oxígeno. Si la presión inicial dentro del frasco era de 1 atmósfera, razonar si al terminar de arder el azufre la presión total ha disminuido, ha aumentado o no ha cambiado.

3. Deducir del cambio de color del indicador si el dióxido de azufre es un óxido ácido o básico. Escribir la ecuación de la correspondiente reacción del gas con el agua.

Solución



Se trata de un óxido ácido

Experimento 7. Amoníaco en Titán. ¿Qué propiedades químicas caracterizan al amoníaco?

En 2012, la sonda Cassini-Huygens encontró pruebas de que Titán, un satélite de Saturno, es un astro, verdaderamente excepcional en el sistema solar. En efecto junto con la Tierra ambos astros son los únicos

que poseen río, con afluentes que desembocan en mares y océanos, hay nubes y lluvia. Sólo se diferencian en que en la Tierra el líquido es agua y en Titán, son hidrocarburos como metano y compuestos nitrogenados como amoníaco.

Objetivo

. Obtener un pequeño volumen de amoníaco para estudiar alguna de sus propiedades químicas

Material

- . Frasco de vidrio o metacrilato que cierre herméticamente provisto de una llave de tres vías (figura 20)
- . Jeringa de 60 mL.
- . Hidróxido de sodio, NaOH, 1,0 g
- . Nitrato de amonio, NH_4NO_3 , 1,0 g
- . Agua caliente (bastan unos 5 mL)
- . Usar gafas de seguridad y guantes



Procedimiento

- . Poner en el interior del frasco 1,0 g de NaOH y 1,0 g de nitrato de amonio. Cerrar el frasco.
- . Antes de iniciar la reacción, se conecta la jeringa a la llave de tres vías del frasco (figura 20), se cierra el frasco y se hacen tres o cuatro extracciones de aire, de manera que se bombee aire del interior del frasco al exterior. Esto asegurará que cuando se genera gas amoníaco, la presión en el interior del frasco no aumentará por encima de la presión atmosférica, con lo cual nos aseguramos que se mantiene hermético. Una vez hecho esto, desconectar la jeringa del frasco.



Figura 20. Frasco provisto de llave de tres vías con una jeringa conectada a la llave.

. . Tomar, con la jeringa unos 10 mL de agua caliente (entre 50°C y 60°C , conectarla mediante la llave de tres vías al frasco con los reactivos. Abrir la llave, de manera que el agua entrará en el frasco (ya que la presión interior es menor que la atmosférica). Cerrar la llave de tres vías. La reacción generara un volumen de gas amoníaco. **En ningún momento hay que abrir el frasco**

. Conectar ahora una jeringa de 60 mL a la llave tres vías y absorber un poco de gas amoníaco. Inyectar el gas en una solución acuosa con indicador universal y observar el cambio de color.

Cuestiones

1- Calcular qué cantidad de sustancia de cada uno de los reactivos se ha empleado. Deducir a partir de la ecuación de la reacción, si alguno de los reactivos está en exceso y cuál sería el limitante.

Solución

$$n(\text{NaOH}) = 1,0 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0,025 \text{ mol NaOH}$$
$$n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 1,0 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} = 0,0125 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3$$

La reacción es:



Como la proporción en los reactivos es de 1:1, el hidróxido de sodio está en exceso y el reactivo limitante es el nitrato de amonio.

2- ¿Qué volumen de gas amoníaco se puede obtener a 25°C y 1 atmósfera con las cantidades empleadas de reactivos?

Solución

A 25°C y 1 atmósfera, 1 mol de un gas ocupa unos 24 L

$$V = 0,0125 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{24 \text{ L}}{1 \text{ mol NH}_3} = 0,3 \text{ L}$$

3. Deducir del cambio de color del indicador si el amoníaco tiene una hidrólisis ácida o básica.

Gestión de los residuos

Sin abrir el frasco y mediante la jeringa, inyectar agua. Debe hacerse varias veces, en total unos 200 mL. El amoníaco, al ser muy soluble en agua, se disolverá, así como el exceso de hidróxido de sodio dando una solución básica. Agitar bien. Ahora ya puede abrirse el frasco y eliminar el líquido lavando con agua abundante o, si se dispone de ello, echar el residuo en el correspondiente contenedor de residuos básicos.

6. Fin del viaje. Conclusiones

En este artículo, siguiendo los contextos relativos a la composición de las atmósferas de los planetas¹¹, se introducen diferentes conceptos de química, para el bachillerato y para los últimos cursos de la ESO. Los diferentes contextos y actividades propuestas, que forman parte del proyecto “Química en context”¹² se han probado durante los tres últimos años en varios centros de secundaria en Cataluña. En algunos casos, la propuesta descrita en este artículo, se ha experimentado siguiendo los tres primeros apartados en el primer trimestre de segundo curso de bachillerato. Los apartados 4 y 5 en los que se trabaja especialmente, obtención, propiedades de los gases y estequiometría de la reacción química en el curso 4 de ESO.

En todos los casos, al terminar, se ha pasado una breve encuesta entre el alumnado que indica que los estudiantes han encontrado las clases más interesantes (un 60%) o mucho más interesantes (un 30%) que en una presentación de los conceptos desligada de cualquier contexto. Parecidos resultados se han obtenido acerca de las preguntas relativas a la exigencia en el estudio de los conceptos relacionados. Más de un 80% consideran que lo más interesante han sido las actividades prácticas, relacionadas con los contextos presentados¹³.

En el caso de los profesores preguntados, la mayoría consideran muy interesante la presentación de proyectos de química contextualizados, pero todos reconocen la enorme dificultad para implementar en el aula proyectos

de esta naturaleza, debido a la falta de tiempo para preparar las clases, la escasa ocasión para la formación y los pocos recursos que en los centros hay para realizar las actividades prácticas.

Agradecimientos

Las actividades prácticas se han llevado a cabo con alumnos de diversos centros que aplican el proyecto de Química en contexto, en especial en la Escola Pia de Sitges (Barcelona).

Bibliografía

1. D. C. Orlich, R. J. Harder, R. C. Callahan, M. S. Trevisan, A. H. Brown, D. E. Miller, *Teaching Strategies – A Guide to Effective Instruction*, 10.ª ed., Wadsworth Cengage Learning, Belmont, California, **2012**.
2. M. Rocard, *Science Education Now: A Renewed Pedagogy for the Future of Europe* (2007). <http://bit.ly/1xEQz5>, (visitada el 05/02/2017).
3. The Salters Institute. <http://saltersinstitute.co.uk/>, (visitada el 05/02/2017).
4. A. Caamaño (2011) *Didáctica de las ciencias experimentales* Alambique, 69.21-34
5. D. Couso (2011) las secuencias didácticas, modelos para su diseño y validación, en Caamaño (coord.). *Didáctica de la física y de la química*. Barcelona. Graó
6. T. Encrenaz (2000). *Atmosphères planétaires. Origine et evolution*. Belin CNRS Éditions. Paris
7. J. Corominas, *Rev. Eureka Enseñ. Divulg. Ciencias*, **2011**, 8, 454-459.
8. B. Z. Shakhshiri Ratio of diffusion coefficients: The ammonium Chloride Ring Chemical Demonstrations. Vo 2 (Eds. The University of Wisconsin press) Madison, 1985
9. Corominas J (2014) “Los primeros minutos del efecto invernadero” Revista electrónica EUREKA sobre enseñanza y divulgación de las ciencias. Volumen 11 Numero 1 (p 100-107) <http://rodin.uca.es/xmlui/handle/10498/15716> (Visitada el 20/02/2017)
10. J. Corominas (2011) *Química dels gasos en petita escala. Química talla S* Educació Química nº 9. Societat catalana de química- IEC. <http://publicacions.iec.cat/repository/pdf/00000179%5C00000095.pdf> (visitada el 02/02/17)
11. F. W. Taylor (2010) Review Planetary atmospheres *Meteorol. Appl.* **17**: 393–403
12. CESIRE-CDEC. Grup de treball de química en context al batxillerat (coord. J. Corominas y F. Guitart). <https://sites.google.com/a/xtec.cat/quimica-en-context/> (visitada el 09/02/2017).
13. J. Corominas, F. Guitart (2016) *Chemistry in context. A Curricular Project for Hight Education. Strengths and Weaknesses from teachers’ and students’ feedback*. Comunicació en ECRICE. Barcelona