

ENSEÑANZA
DE LA QUÍMICA



F. de Prada Pérez de Azpeitia

Dpto. Física y Química
IES Las Lagunas (Rivas-Madrid)
E-mail: fernando.pradaperez@educa.madrid.org
Recibido: 01/07/2022
Aceptado: 10/08/2022
ORCID: 0000-0002-4897-2082

La cámara termográfica: una seductora herramienta didáctica

Fernando I. de Prada Pérez de Azpeitia

Resumen: La cámara termográfica ofrece una interesante y atractiva visión de procesos invisibles al ojo humano, relacionados con la materia y la transferencia de energía térmica. A nivel didáctico, esta nueva tecnología es una eficaz herramienta para mejorar la comprensión de fenómenos en los que la química está implicada.

Palabras clave: Cámara termográfica, cámara infrarroja, termografía y química.

Abstract: The thermographic camera provides an interesting and visually appealing view of processes invisible to the human eye, related to matter and the transfer of thermal energy. At a didactic level, this new technology constitutes an effective tool for improving comprehension of chemical phenomena.

Keywords: Thermographic camera, infrared camera, thermography and chemistry.

Introducción

Las nuevas tecnologías emplean el conocimiento generado por la ciencia para mejorar sus técnicas e instrumentos. A su vez, la tecnología que ofrecen estos instrumentos hace posible el progreso de la ciencia. Un buen ejemplo lo encontramos en la tecnología de las cámaras termográficas (térmicas o de infrarrojos), que permiten captar la radiación infrarroja que emiten los cuerpos y hacerla visible a nuestros ojos. Las imágenes térmicas presentan un enorme potencial en numerosos campos;^[1] desde la investigación, para comprender el universo hasta la enseñanza, para mejorar el aprendizaje científico (Fig. 1).



Figura 1. La fascinación que provoca la visión termográfica estimula el deseo de adquirir conocimiento.

En la industria química, la cámara térmica es una herramienta fundamental en distintos sectores, para controlar procesos de fabricación, detectar defectos en las instalaciones, descubrir fugas de gases y de energía, etc.

Las ventajas que presenta la termografía de medir en tiempo real, su fácil lectura y no necesitar de contacto con el cuerpo, la hacen también una herramienta muy útil en medicina, tanto para controlar la propagación de enfermedades contagiosas (Covid-19), como para detectar inflamaciones causadas por la congestión sanguínea en los tejidos, que suelen ser síntomas de procesos patológicos.

La termografía aplicada al aula

El sistema más utilizado en los laboratorios didácticos para medir la temperaturas es el termómetro de varilla, que contiene un líquido coloreado, como alcohol etílico (o mercurio, a pesar de que su fabricación y comercialización está prohibida en la Unión Europea desde 2009) que se dilata o contrae al aumentar o disminuir, respectivamente, la temperatura. El sistema de medida de las cámaras térmicas se basa en la radiación infrarroja que emiten los cuerpos, proporcionando una imagen (termograma) con diferentes colores y tonos según la temperatura (Fig. 2).

La visión que ofrece las cámaras térmicas proporcionan un interesante recurso didáctico que facilita la comprensión de todos aquellos procesos físico-químicos en los que se producen una variación de energía térmica.^[2] Los estudiantes pueden visualizar fenómenos térmicos invisibles a nuestros ojos, como la evaporación, la condensación, el calor latente de cambios de fase, el calor de disolución, el descenso crioscópico, la entalpía de reacción, etc.

La reducción del coste de esta tecnología hace que algunos modelos de smartphones ya la incorporen. Lo que la hace cada vez más accesible y permite al docente, de los departamentos de Física y Química, su incorporación a la programación didáctica de ESO y bachillerato. Este tipo de cámaras pueden ser aprovechadas tanto para realizar demostraciones en el aula y prácticas de laboratorio, como para desarrollar proyectos de investigación.^[3]

El modelo de cámara utilizado (Flir i7) es uno de los más sencillos y económicos, con un rango de $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $250\text{ }^{\circ}\text{C}$, precisión de $\pm 2\text{ }^{\circ}\text{C}$, sensibilidad térmica de $0,1\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una calidad de imagen de 140×140 píxeles. Dado que cada píxel corresponde a un valor térmico, cada imagen equivale a 19.600 termómetros midiendo la temperatura de un cuerpo a la vez. Si bien, la precisión de las cámaras térmicas es inferior a la de los termómetros de varilla, su mayor sensibilidad permite detectar y apreciar cambios de temperatura con mayor exactitud.

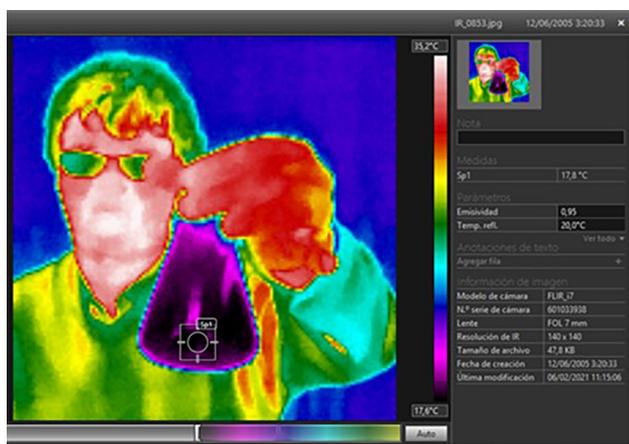


Figura 2. El software del fabricante permite el posterior análisis y tratamiento de la imagen térmica o termograma.

Entre los principales objetivos que se pretenden con esta nueva herramienta didáctica, se encuentran:

- 1) Visibilizar fenómenos relacionados con la química en los que hay transferencia de energía térmica, invisibles a simple vista, para mejorar su comprensión.
- 2) Mejorar la calidad de enseñanza y propiciar el desarrollo de proyectos de investigación.
- 3) Alentar el deseo de aprendizaje y estimular la indagación.

A continuación se muestran algunos procesos susceptibles de ser visibles y analizados con la cámara termográfica.

Experiencia 1. Efecto puente de hidrógeno

El puente de hidrógeno es una unión de tipo intermolecular, formado por fuerzas atractivas entre el hidrógeno de una molécula (carga parcial positiva) y un átomo muy elec-

tronegativo y de pequeño tamaño de otra molécula, como el flúor, el oxígeno o el nitrógeno. Aunque no son uniones tan fuertes como el enlace covalente, son responsables de los altos valores de algunas propiedades físico-químicas que presenta el agua, y que pueden analizarse termográficamente.

Si inflamamos un globo de latex y lo ponemos bajo la llama de un mechero Bunsen. La temperatura ascenderá rápidamente hasta que el polímero (isopreno) se descomponga y el globo explote. Sin embargo, si llenamos el globo de agua y lo situamos bajo la llama, se observa que no explota (Figura 3a). Este efecto se explica por el alto calor específico del agua ($4180\text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$) y el elevado calor latente de vaporización ($2260\cdot 10^3\text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}$), que absorbe todo el calor generado en la combustión y hace que la temperatura no supere el punto de ebullición del agua ($100\text{ }^{\circ}\text{C}$, a 1 atm), por lo que el polímero del globo a esta temperatura no se ve alterado. A diferencia de lo que sucede con el globo lleno de aire; mezcla que presenta un calor específico ($1012\text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$), unas cuatro veces menor que el del agua.

La alta capacidad que presenta el agua de absorber calor, se puede visualizar en la imagen térmica de la figura 3b, en la que se comprueba que el agua contenida en el globo no supera la temperatura de ebullición, algo inferior a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ por no estar a nivel del mar, no alcanzando la temperatura de ignición del plástico.

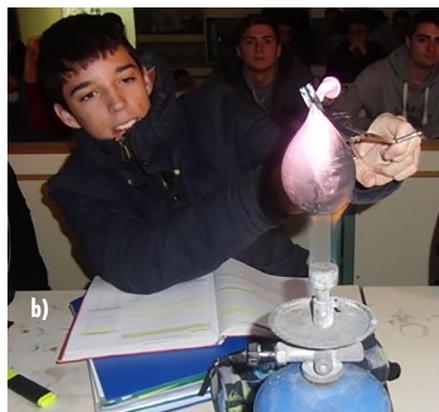
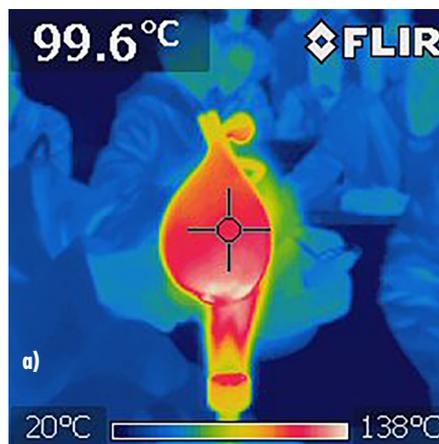


Figura 3. Imagen visible (a) y térmica (b) del calentamiento de un globo lleno de agua mediante un mechero Bunsen.

Experiencia 2. Cambios de estado: vaporización

Los efectos producidos en los cambios de estado es el resultado de la variación de energía térmica que se produce en su entorno y que se cuantifica mediante el calor latente. En el caso de las sustancias covalentes, depende de las fuerzas entre las moléculas: cuanto más intensas sean, mayor será la energía necesaria para vencer las fuerzas atractivas intermoleculares y mayor será el calor latente.

Para visualizar y analizar la vaporización, basta con mojar con agua y etanol sendos trozos de papel (Fig. 4a) y enfocar la cámara térmica. En breves segundos, en la imagen se aprecia un contraste en el papel humedecido con respecto a la temperatura ambiente, indicando una variación en la temperatura. En el caso del agua, disminuye de 33 °C a 27 °C. Este descenso es consecuencia de la evaporación del agua, que absorbe calor del entorno y enfría el papel. Sin embargo, en el papel mojado en etanol se aprecia un mayor descenso de la temperatura, hasta 19 °C (Fig. 4b). ¿Cómo se explica? El agua tendría que absorber más calor teniendo en cuenta que calor latente de vaporización del agua (2257 kJ·kg⁻¹) es mayor que el del etanol (854 kJ·kg⁻¹)?

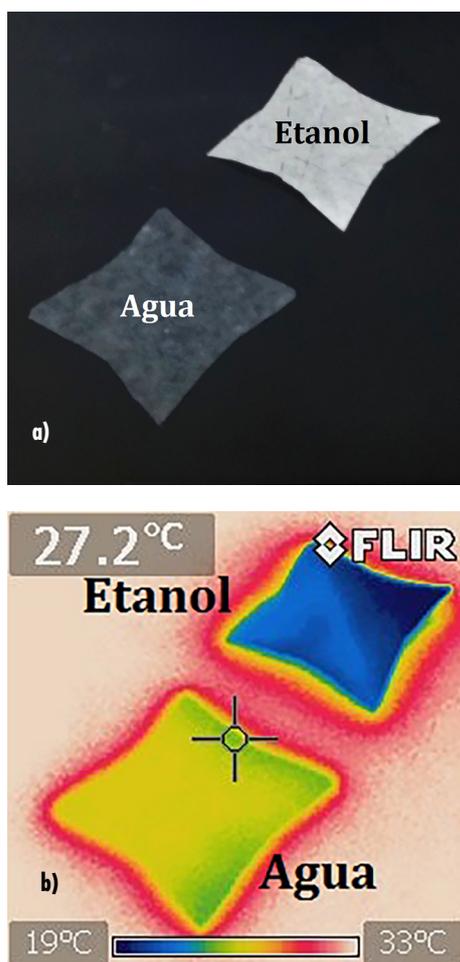


Figura 4. Imagen visible (a) y térmica (b): comparativa entre la vaporización del agua y el etanol.

El etanol, aunque absorba menos energía térmica al evaporarse que el agua, al ser más volátil lo hace mucho más rápidamente. Pero el calor total absorbido durante la evaporación del agua es mayor que el absorbido por la misma masa de etanol. Esto se puede comprobar al cabo de unos minutos, cuando el alcohol etílico se ha evaporado totalmente pero el agua sigue absorbiendo calor del entorno para cambiar de estado.^[4]

Experiencia 3. Capilaridad y condensación

Los procesos físico-químicos a menudo no se presentan de forma aislada. Como sucede al mojar un material poroso con agua. Para analizar el proceso se sujeta una tira de papel de filtro, enrollada sobre sí misma, a una pinza con soporte universal, y se sumerge en un vaso con agua (Fig. 5a).

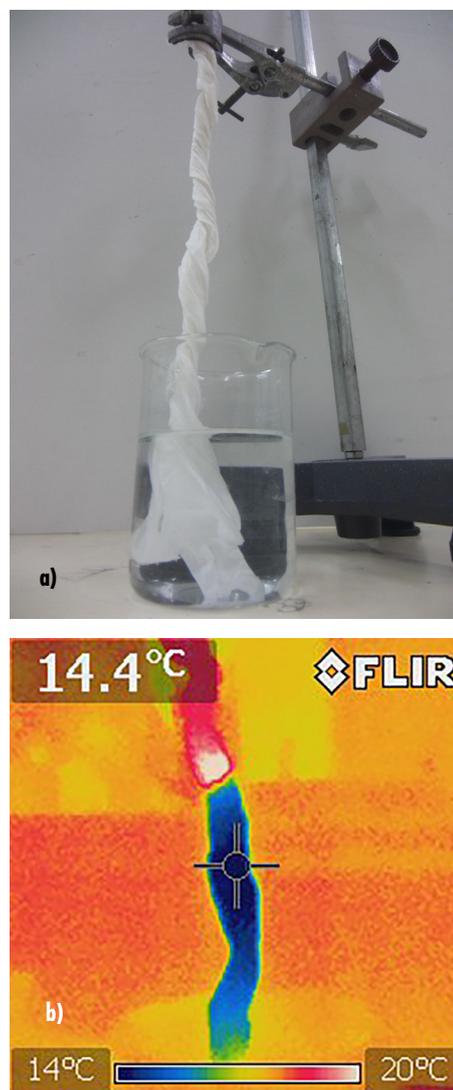


Figura 5. Imagen visible (a) y térmica (b) del proceso de la capilaridad de una tira de papel sumergida en agua: evaporación (color azul) y condensación del agua (color blanco y rojo).

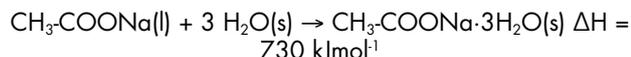
El análisis del termograma muestra cómo el agua asciende por capilaridad a través del papel a la vez que se va evaporando y enfriando la superficie; 4 °C por debajo de la temperatura ambiente, que es de 18 °C. Pero en el frente del papel se observa un fenómeno curioso: un aumento de temperatura de 2 °C respecto a la ambiental (Fig. 5b).

Experiencia 4. Efecto de la cristalización

La cristalización es un proceso químico que tiene lugar cuando los iones de una disolución se ordenan para formar una red cristalina. Así por ejemplo, si se prepara una disolución sobresaturada de acetato de sodio trihidratado ($\text{CH}_3\text{-COONa}\cdot 3\text{H}_2\text{O}$) y se rompe el equilibrio mediante una perturbación (pequeño cristal, impureza o leve agitación), instantáneamente se produce la cristalización de la sal, acompañada de un aumento de la temperatura. En este efecto se basan algunas bolsas térmicas para calentar las manos y biberones o aliviar dolores musculares (Fig. 6a).

El acetato de sodio tiene un punto de fusión de 58 °C, siendo un sólido a temperatura ambiente. Al comunicarle energía térmica y fundirlo, se forma una disolución sobresaturada en que el disolvente está formado por las moléculas de agua presente en la sal hidratada. Al enfriarse, la sal líquida forma una disolución inestable que contiene mayor cantidad de soluto que la solubilidad máxima. Alterando el equilibrio por una ligera perturbación -haciendo "clac" en una placa metálica- el exceso de sal cristaliza para formar un sistema estable.

Como resultado de la alteración se origina un núcleo de inicio que impulsa la cristalización del sólido disuelto, alrededor del cual, de forma rápida y espontánea crecen los cristales. La pérdida de energía cinética de las partículas (iones) se traduce en calor desprendido,^[6] como se refleja en el termograma de la figura 6b y conforme a la ecuación:



Experiencia 5. Descenso crioscópico

En los procesos de disolución de un soluto, se origina una variación en la temperatura límite de los cambios de estado respecto a las del disolvente puro. Así por ejemplo, las temperaturas de congelación de las disoluciones son siempre menores que las del disolvente puro. Esta variación se explica por un aumento en el desorden (entropía) de la disolución. La presencia del soluto contribuye a un aumento de la entropía del líquido que se opone al proceso de congelación. En consecuencia, se debe alcanzar una temperatura más baja antes de lograr el equilibrio entre el sólido y la disolución. Como resultado, el punto de congelación disminuye (descenso crioscópico).

En el caso del agua, que se congela a 0 °C a 1 atm, cuando se mezcla con un soluto, solidificará a menor temperatura. Para comprobar el descenso crioscópico, se añaden trocitos de hielo con agua, a dos recipientes. Cuando la temperatura

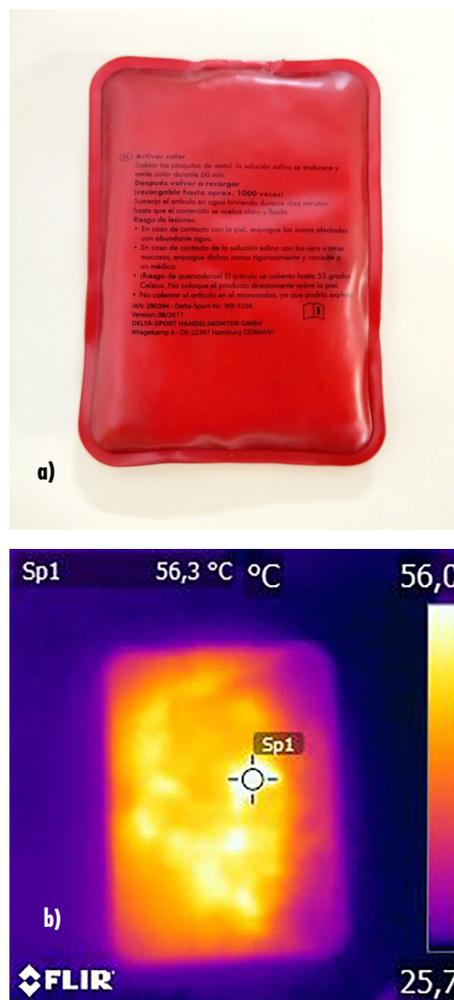


Figura 6. Imagen visible (a) y térmica (b) de la cristalización de una bolsa térmica con acetato de sodio trihidratado.

se estabiliza en unos 0 °C, se agrega a uno de ellos una sal (NaCl , CaCl_2 , FeCl_2 o MgCl_2) y remueve la mezcla (Fig. 7a). A simple vista, se observa que el hielo comienza a fundirse más rápidamente en la disolución salina. La imagen térmica confirma que no se debe a un aumento de la temperatura, sino a que el hielo se derrite debido a la disminución del punto de fusión de la mezcla,^[7] alcanzando los 10 °C bajo cero (Fig. 7b).

Esta propiedad coligativa de las disoluciones es aprovechada para fundir y prevenir la formación de peligrosas placas de hielo en vías y carreteras.

Experiencia 6. Entalpía de disolución

En la mayoría de reacciones de interés químico y biológico, al menos uno de los reactivos se encuentra en disolución acuosa. Una experiencia complementaria a la anterior, consiste en demostrar que por el simple hecho de disolver una sal en agua se produce una variación en la temperatura de

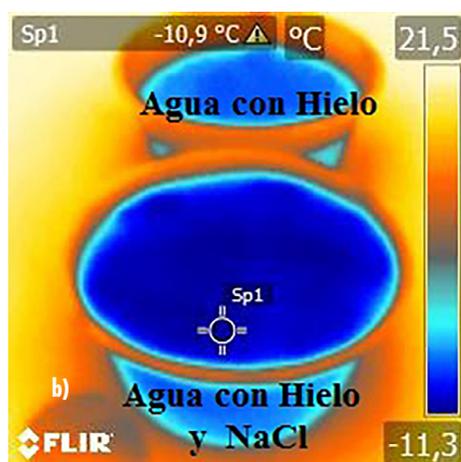


Figura 7. Imagen visible (a) y térmica (b) de la disolución de un soluto sólido (cloruro de sodio) en agua con hielo.

la mezcla. Los procesos de disolución de un soluto sólido en un disolvente líquido, como el agua, van acompañados de una variación de energía que se denomina entalpía o calor de disolución. Este valor depende fundamentalmente del balance energético entre dos magnitudes: la energía necesaria para separar un mol de sal y pasarlo a sus iones en estado gaseoso (energía reticular) y el cambio de entalpía asociado al proceso de solvatación (hidratación) de los iones.

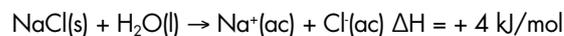
$$\Delta H_{\text{disolución}} = \text{Energía reticular} + \Delta H_{\text{hidratación}}$$

En algunos casos es fácil apreciar el cambio energético, como ocurre en la disolución de urea en agua ($\Delta H_{\text{disolución}} = 14 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$). En otros, como en la disolución de cloruro de sodio en agua, el balance energético es muy pequeño:

$$\Delta H_{\text{disolución}} = 788 \text{ kJ/mol} - 784 \text{ kJ/mol} = 4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Gracias a la termografía infrarroja, el pequeño enfriamiento puede detectarse y visualizarse termográficamente de forma clara.^[8] Para ello, se disuelve un par de cucharadas

de cloruro de sodio en un vaso con 100 mL de agua. La temperatura desciende desde 23,4 °C (temperatura inicial) hasta 22,3 °C, según el proceso:



El efecto térmico contrario se produce cuando se disuelve en agua una sal como el cloruro de calcio. En este caso se aprecia un aumento de la temperatura hasta los 25 °C, debido a que la energía de hidratación es mayor que la que mantiene unida a la red iónica (Fig. 8), conforme a la ecuación:

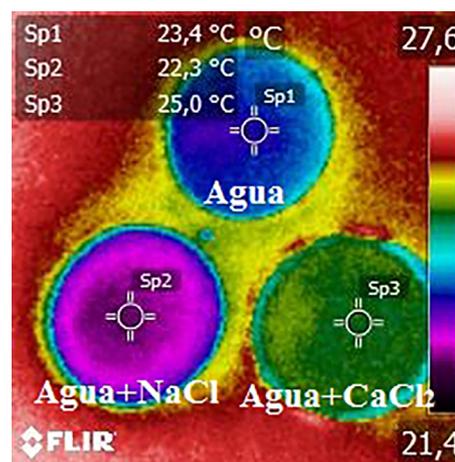
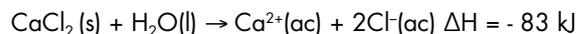


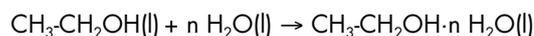
Figura 8. Comparativa térmica de diferentes disoluciones.

Experiencia 7. Efecto de dilución

Asociado al proceso de dilución hay una transferencia de energía térmica, que depende de la concentración original de la disolución y de la cantidad de disolvente añadido. A medida que se añade más disolvente, el calor se aproxima a un límite, denominado valor de la disolución infinitamente diluida.

En el caso de la mezcla de etanol y agua, el proceso es exotérmico debido a la formación de puentes de hidrógeno entre las moléculas de etanol, que provoca un desprendimiento de energía calorífica.^[9] En la imagen térmica de la figura 9b, se observa el aumento de temperatura ($\approx 5 \text{ °C}$) producido al mezclar volúmenes iguales de etanol y agua respecto a un vaso de control con solo agua (Fig. 9a).

La dilución de etanol en agua se representa por la ecuación:



Es interesante realizar una comparativa entre el calor desprendido al añadir unas gotas de diferentes ácidos sobre el agua. En el caso del ácido sulfúrico concentrado, se libera tanto calor que el agua puede hervir violentamente y provocar quemaduras. Por ello la forma recomendada es añadir el ácido gota a gota sobre el agua, agitando para disipar el calor desprendido.

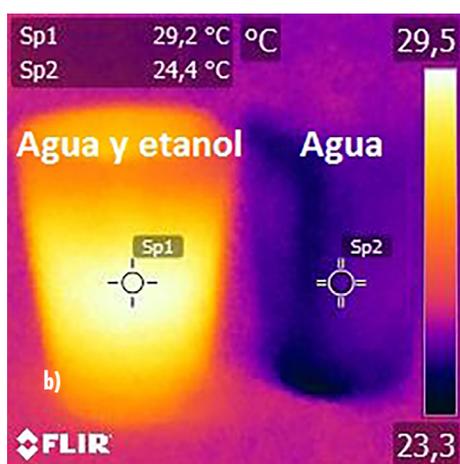
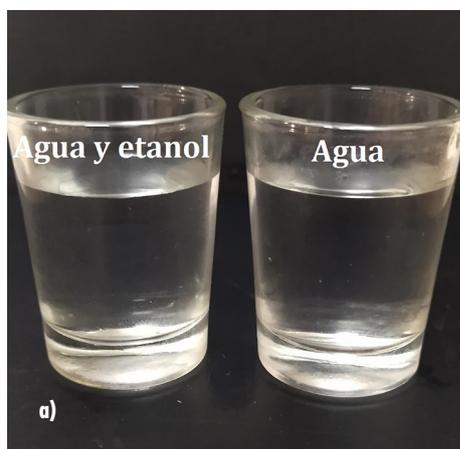


Figura 9. Imagen visible (a) y térmica (b) de la dilución del etanol.

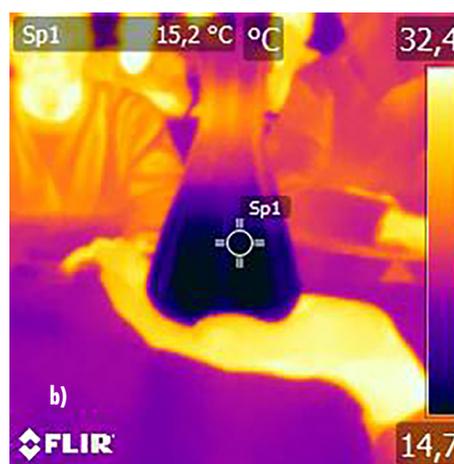
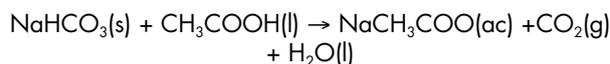
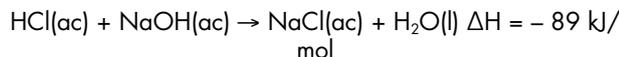


Figura 10. Imagen visible (a) y térmica (b) de la reacción entre el ácido acético y el bicarbonato de sodio.

Experiencia 8. Entalpía de neutralización

Las reacciones químicas van acompañadas de una variación de energía que depende del tipo y número de enlaces en los reactivos y productos. Así por ejemplo, la mayoría de reacciones de neutralización son exotérmicas, como la que tiene lugar al combinar un ácido fuerte (HCl) con una base fuerte (NaOH):

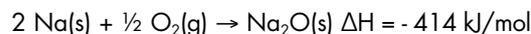


Sin embargo, en otros casos la neutralización es endotérmica^[9], como la reacción que se produce entre el bicarbonato de sodio y el ácido acético (Fig. 10a). Para analizar el proceso, se añade a un matraz Erlenmeyer el ácido, se mide la temperatura y añaden unas cucharadas de bicarbonato de sodio sólido, agitando hasta la total disolución. La reacción va acompañada de una absorción de energía térmica, que se detecta por una disminución de la temperatura del matraz (Fig. 10b).^[10] La neutralización se representa por la ecuación:

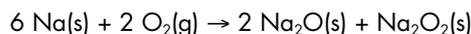
Experiencia 9. Reactividad de los metales.

Uno de los factores que influyen en la velocidad de reacción es la naturaleza de los reactivos. Hay metales, como los alcalinos, que son tan reactivos, que no existen libres en la naturaleza. Así, al cortar un trozo del metal sodio y exponerlo al aire, pierde su brillo y apariencia plateada, formándose una capa grisácea que lo recubre, que contiene óxido de sodio (Fig. 11a). La rápida oxidación del sodio es un proceso exotérmico, como muestra la imagen térmica por el aumento de temperatura que se origina en los trozos de sodio cortados y puestos al aire (Fig. 11b).

La oxidación del sodio se suele representar por la ecuación termoquímica:



Sin embargo, durante el proceso de oxidación también se forma, en menor proporción, peróxido de sodio, según indica la ecuación:



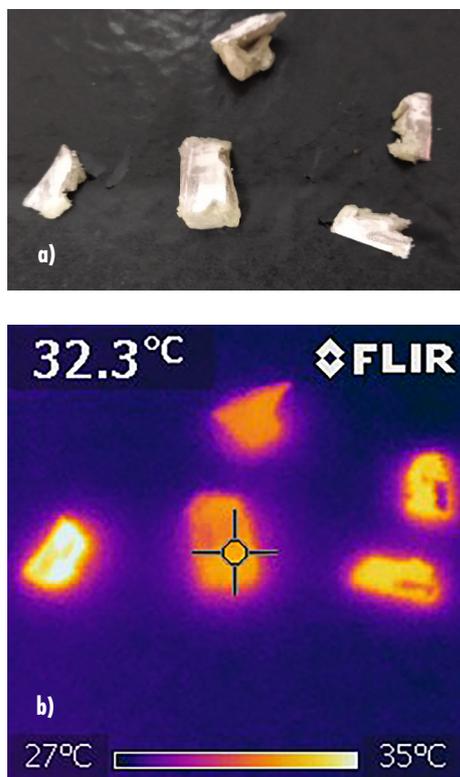


Figura 11. Imagen visible (a) y térmica (b) de la oxidación del sodio.

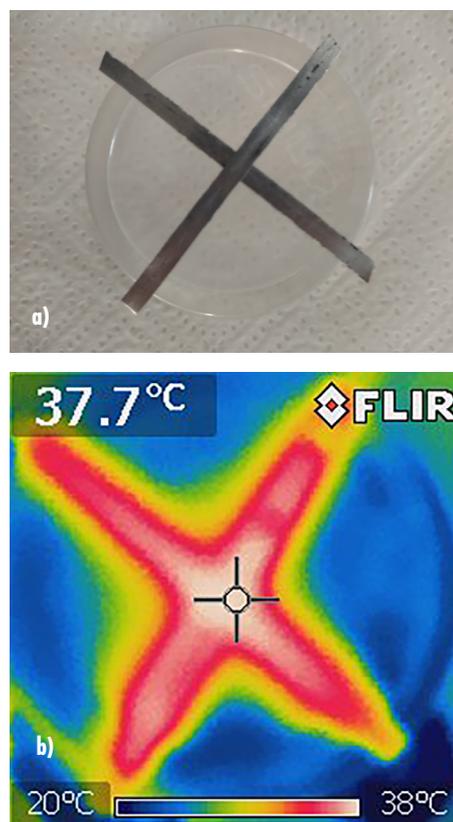


Figura 12. Imagen visible (a) y térmica (b) de la reacción entre el magnesio y el ácido acético.

Otros metales, como el magnesio, reaccionan frente al aire de forma más lenta, casi inapreciable, pero frente a un ácido, como el acético (Fig. 12a), lo hacen más rápidamente, liberando calor. Esta variación de energía es posible de visualizar con la cámara térmica, como se aprecia en la figura 12b, donde se han colocado en cruz dos cintas de magnesio, a la que se han añadido unas gotas de vinagre. El termograma muestra un aumento de temperatura, desde 20 °C hasta 38 °C, que corresponde a la ecuación exotérmica:



Conclusiones

Las cámaras térmicas hacen posible la sorprendente visibilización de numerosos procesos, relacionados con la materia y la energía, en los que se produce un intercambio de calor, que de otra forma no sería posible. Por lo que se presenta como un recurso muy interesante para mejorar la didáctica de la química y aumentar el interés del alumnado por aprender.

La facilidad de manejo, y su precio cada vez más asequible, hacen de esta tecnología una herramienta altamente recomendable para el docente y que no debería faltar en ningún departamento de física y química de los centros de enseñanza preuniversitaria.

Bibliografía

- [1] M. Vollmer and K-P. Möllmann. *Infrared Thermal Imaging: Fundamentals, Research and Applications*, 2018, 2^o ed. Wiley-VCH, Berlín.
- [2] M. Vollmer, K.-P. Möllmann. *There is more to see than eyes can detect*. *Phys. Teach.* **2001**, 39, 371–376.
- [3] J. Haglund, J. Fredrik. *Students framing of laboratory exercises using infrared cameras*. *Physical Education Research*. **2015**, 11, 020127.
- [4] *Evaporation of Water and Ethanol (with Thermal Imaging Camera)*. 2020. Faculty of Mathematics and Physics, Charles University, Prague.
- [5] C. Xie, E. Hazzard. *Infrared Imaging for Inquiry-Based Learning*. *The Physics Teacher*, **2011**, 49, 368.
- [6] A. Wood. *A simple latent heat demonstration*. *School Science Review*, **1995**, 76, 277. 80-81.
- [7] C. Xie, *Visualizing chemistry with infrared imaging*. *J. Chem. Educ.* **2011**, 88, 881-885.
- [8] T. C. Green et al. *Invisibility Cloaks and Hot Reactions: Applying Infrared Thermography in the Chemistry Education Laboratory*. *J. Chem. Educ.* **2020**, 97, 3, 710–718.
- [9] C. P. Wong, R. Subramaniam. *Exploring thermal effects and behaviors of chemical substances using an infrared camera*. *J. Chem. Educ.* **2019**, 96(10), 2339-2344.
- [10] C. Bohrmann-Linde, S. Kleefeld. *Can You See the Heat? Using a Thermal Imaging Camera in the Chemistry Classroom*. *J. Chem. Educ.* **2019**, 7, 2, 179-184.