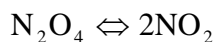


# Equilibrio químico en gases

## INTRODUCCIÓN

El equilibrio químico



es probablemente el mejor para hacer una demostración cualitativa en la que de modo claro se observe la reversibilidad de un equilibrio y la influencia de la temperatura.

La razón de ello está en la fácil obtención de los componentes y en el color marrón del dióxido de nitrógeno frente al tetraóxido que es incoloro.

La presentación que aquí hacemos es como demostración de cátedra

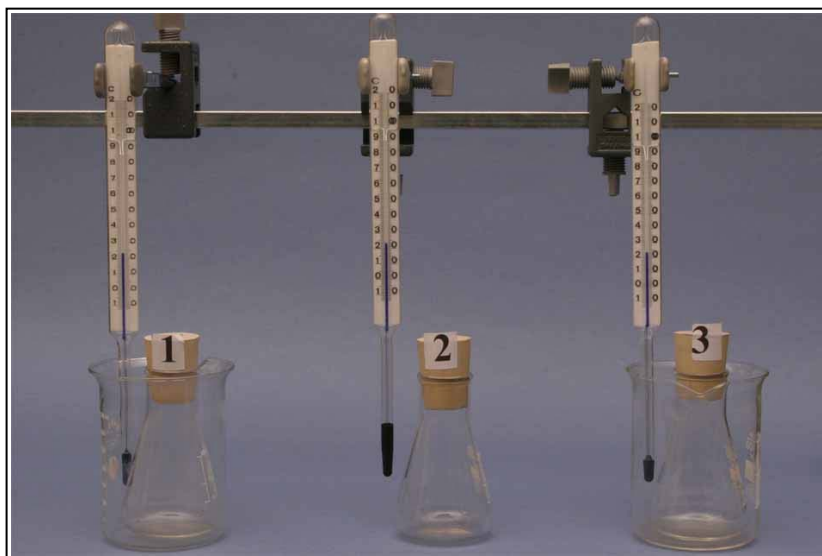
## MATERIAL

- Erlenmeyer (3)
- Termómetros (3)
- Vasos de precipitados (2)
- Tapones (3)

La fotografía 1 muestra el material anterior

### *Fotografía 1*

- Cobre
- Ácido nítrico concentrado
- Sal
- Hielo picado
- Vaso grande
- Calentador eléctrico
- Agua



Fotografía 1

## PREPARACIÓN

### *Operación 1*

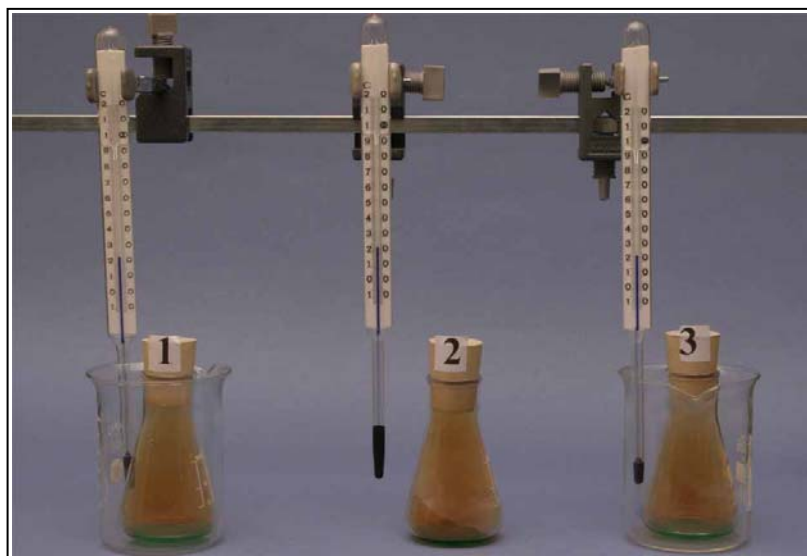
En un recipiente grande se prepara una mezcla frigorífica abundante de sal con hielo picado.

En el vaso que contiene el erlenmeyer 3 se añade agua y se calienta a ebullición

En cada uno de los tres erlenmeyers se añade un trocito de cobre (aproximadamente del mismo tamaño) y unos mL de ácido nítrico y de inmediato se tapan con los tapones sin apretar éstos fuertemente.

La fotografía 2 muestra los tres recipientes en los que el color es sensiblemente el mismo.

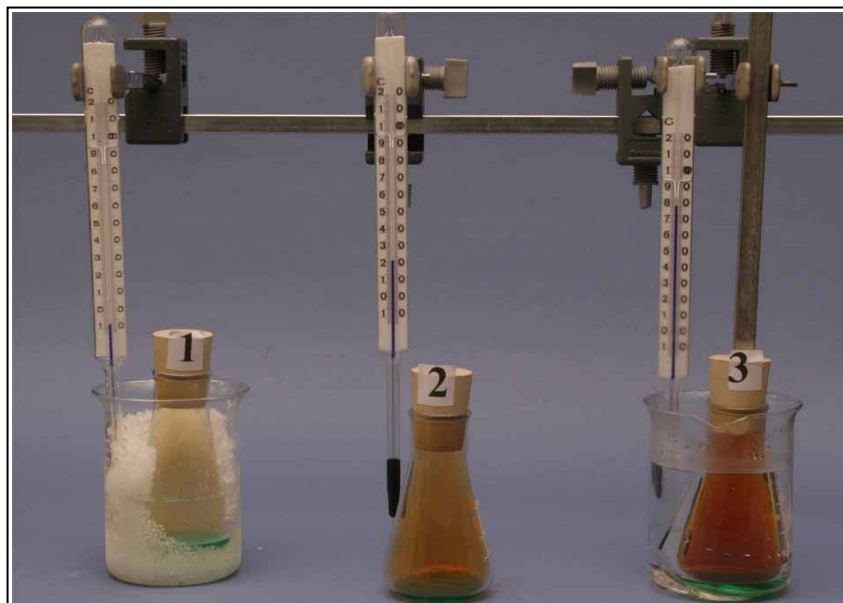
Los tres se encuentran a la misma temperatura ambiente



Fotografía 2

El número 1 se introduce en la mezcla frigorífica, el número 2 se deja al aire y el número 3 se introduce en el agua caliente. Se espera un tiempo para que el 1 se enfríe y el 3 se caliente. Se observa como el contenido del erlenmeyer 1 se aclara, mientras que el número 3 se oscurece. En las fotografías 3 a y 3b puede observarse el proceso y el resultado final.

Fotografía 3a



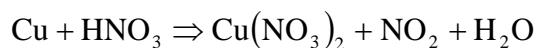
Fotografía 3b



Nota.- Durante la espera el agua caliente se enfría y es necesario calentar de nuevo para mantener una temperatura que ronde los ochenta o noventa grados centígrados. La mezcla frigorífica tiende a calentarse, y probablemente suba algún grado su temperatura, aunque esto no afecta a lo que se pretende en la demostración.

Explicación de lo observado.

1) El cobre reacciona con el ácido nítrico concentrado según la reacción



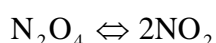
Insistir por parte del Profesor en el color de la disolución de nitrato de cobre (II), y en que la reacción es redox. Hay que igualarla.

2) Resaltar los cambios de color que se producen: El erlenmeyer 2 permanece prácticamente con la misma coloración ya que su temperatura no ha variado, el número 1 se ha aclarado y el 3 ha intensificado su color.

La interpretación debe hacerse a partir del equilibrio. El  $\text{NO}_2$  es marrón y el  $\text{N}_2\text{O}_4$  incoloro, por tanto, el contenido del 1 **al disminuir la temperatura** ha evolucionado hacia la formación de mayor cantidad de  $\text{N}_2\text{O}_4$ , mientras que el 3 al **aumentar la temperatura** el equilibrio se ha desplazado hacia la formación de mayor cantidad de  $\text{NO}_2$ .

Según el principio de Le Chatelier, *cuando una causa externa actúa sobre un equilibrio químico éste trata de contrarrestar en lo posible la causa externa introducida.*

Se trata de contestar a la pregunta, siguiendo el anterior principio, si la reacción escrita en la forma



¿Es endotérmica o exotérmica?

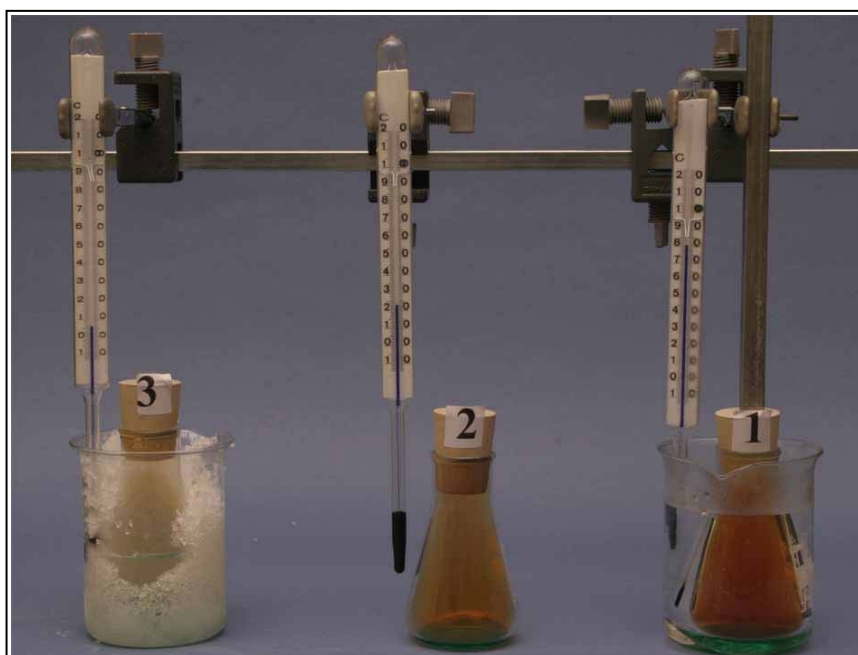
1) Al aumentar la temperatura aumenta el  $\text{NO}_2$ , ¿cómo puede contrarrestar el equilibrio ese aumento de temperatura? Si la reacción tal como está escrita fuese exotérmica resulta que la evolución observada todavía aumentaría más la temperatura, si la reacción tal como está escrita es endotérmica absorbería calor y trataría de bajar la temperatura, en consecuencia la reacción tal como está escrita, de tetraóxido a dióxido, es **endotérmica**.

2) Al disminuir la temperatura aumenta el  $\text{N}_2\text{O}_4$ , si la reacción fuese endotérmica en el sentido de  $\text{NO}_2$  a  $\text{N}_2\text{O}_4$  favorecería la disminución de temperatura, luego en el sentido  $\text{NO}_2$  a  $\text{N}_2\text{O}_4$  la reacción es **exotérmica**.

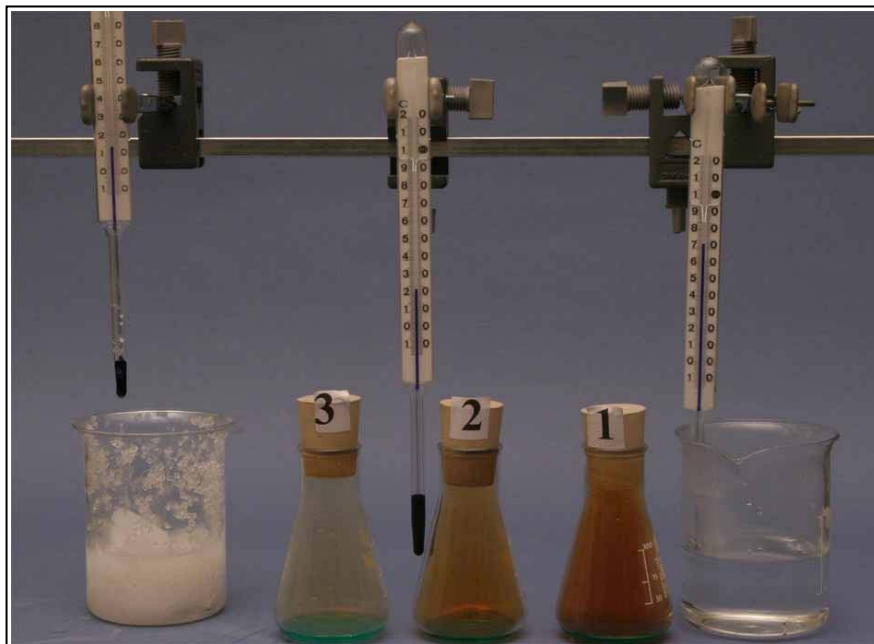
### Operación 2

El erlenmeyer 3 se introduce en la mezcla frigorífica y el 1 en el agua caliente, el 2 se deja al aire. Se espera un tiempo y se observan los cambios de color. El proceso se expone en las fotografías 4 a y 4 b

Fotografía 4a



Fotografía 4b



El erlenmeyer 3 que contenía mucho  $\text{NO}_2$  disminuye la intensidad del color, lo que quiere decir que parte del  $\text{NO}_2$  ha pasado a  $\text{N}_2\text{O}_4$ , por el contrario el número 1 abundante en  $\text{N}_2\text{O}_4$  intensifica su color, lo cual indica que parte del  $\text{N}_2\text{O}_4$  se ha convertido en  $\text{NO}_2$ .

El equilibrio es *reversible*, y las cantidades de reactivo en el equilibrio dependen de la temperatura: a temperatura alta el equilibrio está desplazado hacia el  $\text{NO}_2$  y a temperatura baja hacia el  $\text{N}_2\text{O}_4$ .

Nota para el Profesor .

En esta web en el capítulo Didáctica de la Física y Química y en el tema Energía libre y equilibrio, se hace un estudio en profundidad del tema. Allí puede encontrarse que para el equilibrio aquí estudiado:

- A  $25^\circ\text{C}$  y a 1 atm de presión existen 0,81 mol de tetraóxido y 0,38 moles de dióxido, en el equilibrio.
- A  $77^\circ\text{C}$  y a 1 atm de presión existen 0,29 moles de tetraóxido y 1,42 moles de dióxido, en el equilibrio.