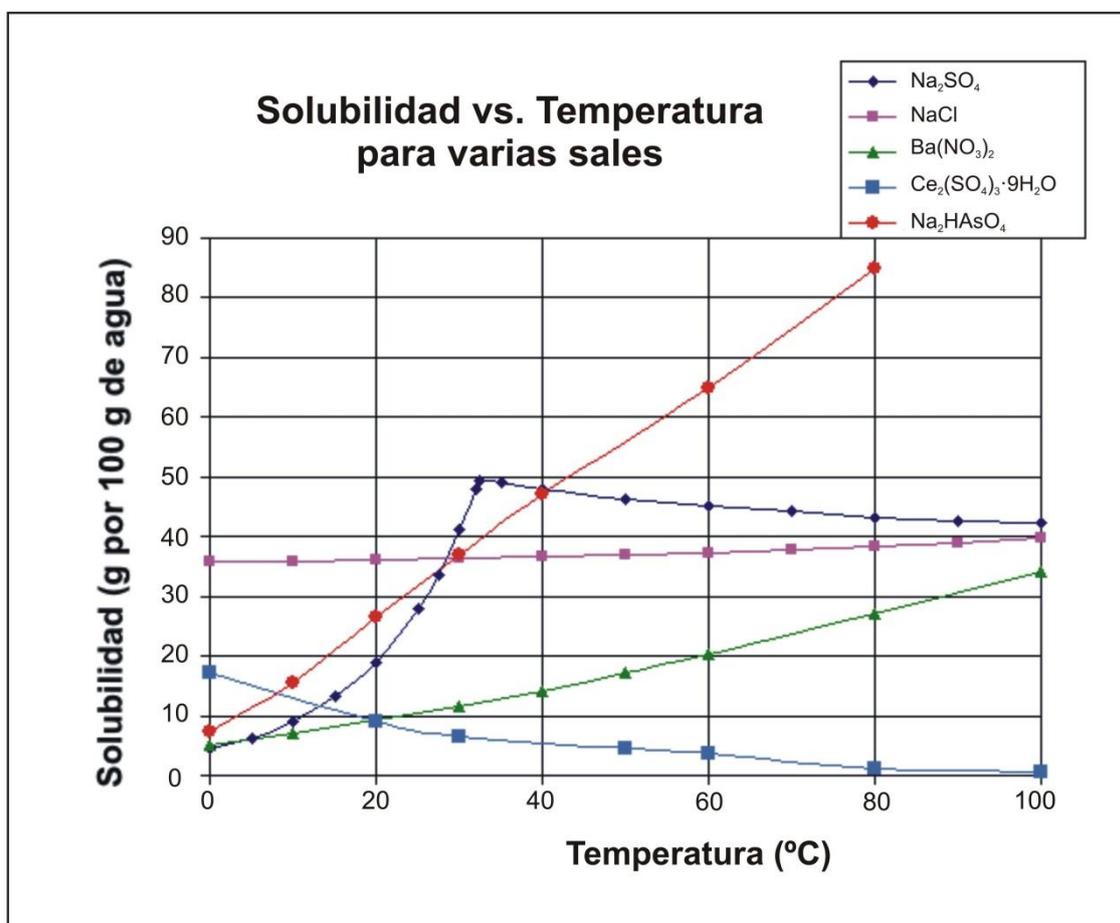


## SOLUBILIDAD DE UNA DISOLUCIÓN A PARTIR DE UN SÓLIDO SOLUBLE

### Interés de la situación planteada

Una de las rutinas más repetidas en los laboratorios es la preparación de disoluciones de diferente concentración a partir de sales en estado sólido. Para llevar a cabo estos procesos es necesario tener en cuenta que cada compuesto posee, en función de su naturaleza, mayor o menor capacidad para disolverse en los disolventes habituales. Esta capacidad es una propiedad específica de cada sustancia, como también lo son la densidad o las temperaturas de fusión y ebullición. Cuantitativamente representa la máxima cantidad de una sal que se puede disolver en un disolvente dado a una presión y temperatura determinadas, siendo este valor constante y diferente a los del resto de sales. Este valor límite se conoce como **solubilidad** de la sal a esa temperatura (normalmente se trabaja a la presión atmosférica) y es importante conocerlo antes de empezar a trabajar, para evitar pérdidas de tiempo o gastos innecesarios en el laboratorio.

La información sobre la solubilidad de cada sal suele venir recogida en las denominadas curvas de solubilidad, como la que se muestra en la figura 1 siguiente. En ellas, una leyenda indica la cantidad de disolvente (usualmente agua) utilizada como valor de referencia, mientras en el eje de abscisas se representa un rango de temperaturas y en el eje de ordenadas la masa de sal que se puede disolver en la cantidad de disolvente indicado.



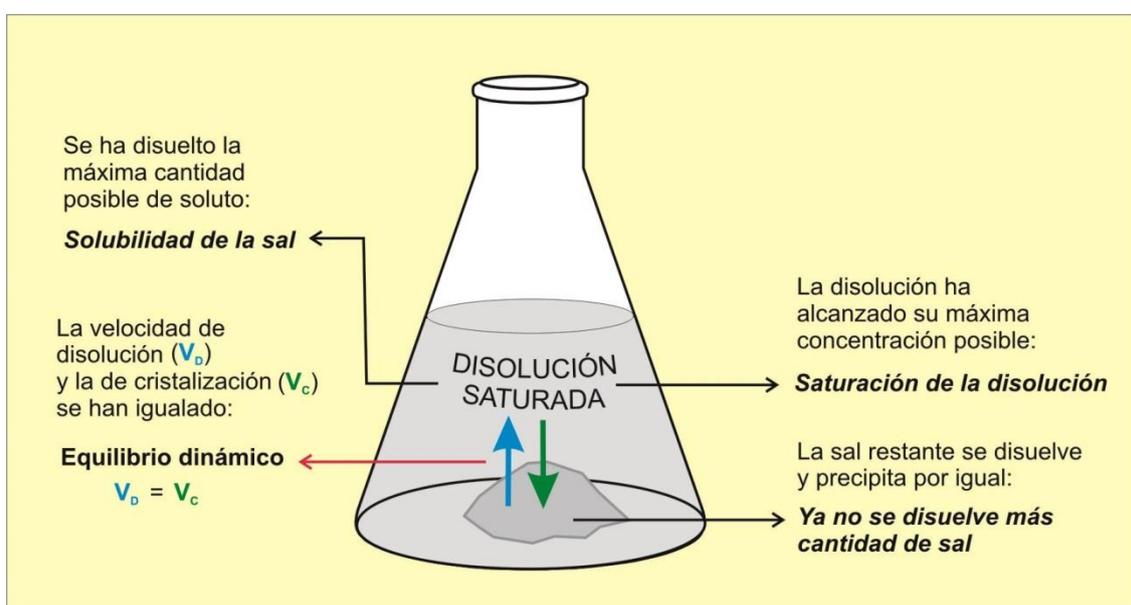
**Fig. 1.** Curvas de solubilidad de diferentes sustancias.  
Fuente: <https://es.wikipedia.org/wiki/Solubilidad>

Las distintas curvas de solubilidad permiten leer la **solubilidad** o **cantidad máxima** (en este caso expresada en gramos) que cada una de las sustancias tiene capacidad para disolver en una cantidad determinada de disolvente, en un rango de temperaturas. La cantidad de agua indicada en la figura 1 es de 100 gramos. La

línea que une los valores máximos para cada temperatura se conoce como línea de solubilidad de esta sustancia.

Así, por ejemplo, la lectura de la curva del  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  en la gráfica de la figura 1, permite afirmar que, trabajando a  $60\text{ }^\circ\text{C}$ , se puede disolver hasta un máximo de  $20\text{ g}$  de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  en un recipiente que contenga  $100\text{ g}$  de agua. Las disoluciones preparadas con cantidades menores de  $20\text{ g}$  de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  tendrán concentraciones diferentes en función de la masa de soluto, pero solo la que contenga  $20\text{ g}$  de la sal recibe el nombre de solubilidad.

Cuando la cantidad de sal disuelta es igual al valor de la **solubilidad de la sal**, la disolución alcanza su **máxima concentración** posible. En este momento se dice que la **disolución está saturada**, lo que significa que, si se añade más soluto (en nuestro ejemplo cualquier cantidad mayor de  $20\text{ g}$ ), este no se disolverá, sino que caerá al fondo del recipiente **sin que varíe la concentración** de la disolución, tal y como se muestra en la figura 2 siguiente:



**Fig. 2.** Disolución saturada

Las curvas de solubilidad son mucho más potentes que las tablas de datos, porque ofrecen mucha más información en poco espacio y lo hacen de forma intuitiva, lo que les otorga gran utilidad para el alumnado de Secundaria y Bachillerato.

El análisis comparativo de las distintas curvas permite predecir qué sustancias se disuelven mejor a bajas temperaturas y cuales lo hacen a temperaturas más elevadas, así como las que tienen mayor y menor facilidad para disolverse. En este sentido, las que manifiestan valores de solubilidad más altos indican que se puede disolver más cantidad de soluto antes de que se alcance la saturación (y al contrario).

*Para facilitar el trabajo, todos los laboratorios disponen de curvas de solubilidad, como las expuestas anteriormente en la figura 1, en la cual que se puede leer la solubilidad de diferentes sustancias en un determinado rango de temperaturas. A partir de estos datos se puede responder a cuestiones como las siguientes:*

- ¿Cuál de las sustancias representadas es más soluble en agua a bajas temperaturas? ¿Cuál lo es en los valores más altos de temperatura?

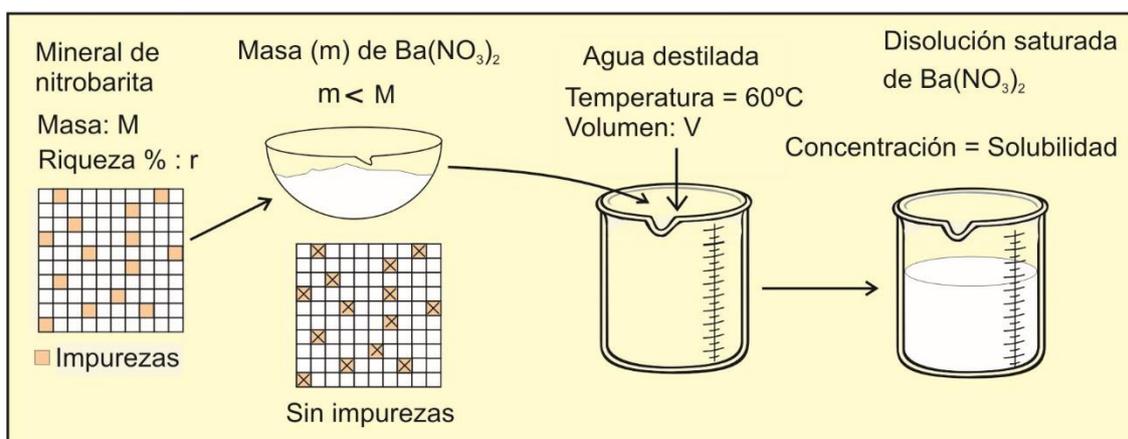
- ¿Qué sustancia presenta una solubilidad más estable frente a las variaciones de temperatura? ¿Hay alguna que presente una variación de solubilidad poco común? Si la hay, ¿en qué consiste su peculiaridad?
- ¿Qué sustancias necesitan la misma cantidad de soluto para quedar saturadas a 20 °C?
- Suponiendo que la presión de trabajo es 1 atm y que la densidad del agua a esa temperatura es de 983 '13 kg/m<sup>3</sup>. ¿Qué cantidad de nitrato de bario se podrá disolver en 1 L de agua a 60 °C?

**¿Qué volumen de agua será necesario para preparar una disolución saturada de nitrato de bario a 60 °C si disponemos de 1'75 kg de nitrobarita, de una riqueza en nitrato de bario del 85% en peso.**

El nitrato de bario a temperatura ambiente tiene una apariencia similar a la arena y se presenta en forma de un polvo cristalino de color blanco. Es una sustancia tóxica que debe ser manejada con cuidado, porque da lugar a compuestos explosivos. Se utiliza en señales luminosas, así como en la fabricación de cerámicas y de algunos explosivos.

El nitrato de bario se obtiene de la nitrobarita, un mineral compuesto principalmente de esta sustancia. En pirotecnia se utiliza para producir fuegos artificiales de color verde, lo que requiere conseguir una elevada pureza de la sal, puesto que la presencia de otras sales metálicas afectaría el color obtenido en los fuegos. Para separar el nitrato de bario del resto de componentes de la nitrobarita y obtener muestras de elevada pureza se trata el mineral con agua con el objetivo de disolver el nitrato de bario y separar las impurezas insolubles.

El problema propuesto plantea la necesidad de preparar una disolución saturada de nitrato de bario a partir de una masa determinada de mineral (nitrobarita), que designaremos como M, la cual contiene una cierta cantidad de impurezas. Esto implica, por una parte, calcular la masa (m) de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> que contiene dicho mineral. Por otra parte, hay que ser capaces de leer la solubilidad del Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> en la curva de solubilidad correspondiente para calcular, a partir de la misma, el volumen (V<sub>a</sub>) de agua necesario para saturar una disolución que contenga la cantidad de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> presente en el mineral. El proceso puede visualizarse de la forma siguiente (Figura 3):



**Fig. 3.** Preparación de una disolución saturada de nitrato de bario

¿De qué factores cabe esperar que dependa el volumen de agua necesario para preparar una disolución saturada de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>?

El volumen  $V_a$  de agua necesario dependerá de la masa de nitrobarita disponible ( $M$ ), de su riqueza ( $r$ ) en  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  y de la solubilidad en agua de esta sal ( $s$ ). Esto se puede expresar operativamente como:

$$V_a = f(M, r, s)$$

En nuestro caso cabe esperar que, a igualdad de los restantes factores:

- ✓ Cuanto mayor sea la masa  $M$  del mineral utilizado, mayor será la masa  $m$  obtenida de la sal  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  y, por tanto, mayor será el volumen de agua mínimo necesario para disolverla totalmente.
- ✓ Cuanto mayor sea la solubilidad de la sal, más fácilmente se disolverá y, por tanto, menor será el volumen  $V_a$  buscado.
- ✓ Cuanto mayor sea la riqueza en  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ , del mineral de partida (nitrobarita), mayor será la masa  $m$  de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  a disolver y, por tanto, más volumen  $V_a$  de agua hará falta para ello.

También podemos considerar alguna situación límite evidente como, por ejemplo, en el caso de un mineral de una riqueza del 100% las masas  $M$  y  $m$  serían iguales. Asimismo, se podría discutir qué sucedería si la solubilidad de una sustancia fuera muy elevada. Dado que la solubilidad es el valor máximo que se puede disolver de cada sustancia en una cierta cantidad de agua, se podría argumentar que, en el caso de que este valor aumentara notablemente, el volumen necesario de agua disminuiría significativamente, hasta el punto de que en el hipotético caso de un valor tendiendo a infinito para la solubilidad, el volumen de agua necesario tendería a cero. También es cierto el razonamiento contrario: si, a igualdad de los restantes factores, la solubilidad fuese cada vez menor, la cantidad de disolvente necesaria debería ir aumentando de tal forma que para valores tendiendo a 0,  $V_a$  tendería a infinito.

### *Estrategia de resolución y resolución*

Para relacionar  $V_a$  con las magnitudes de las cuales pensamos que depende se puede empezar buscando regularidades, es decir, investigando si en el proceso de dilución hay algo que se mantenga invariable.

*¿Qué magnitud no cambia de valor antes y después del proceso de disolución?*

En la gráfica de referencia la solubilidad de la sal viene expresada en “g de soluto/100 g de agua”. Como el problema solicita el volumen de agua necesario, necesitamos transformar las unidades de masa del agua a unidades de volumen. La masa no depende de la temperatura a la que se determina, pero con el volumen no sucede lo mismo, por lo que para hacer la transformación deberemos conocer el valor de la densidad del agua a la temperatura de trabajo de 60 °C (983,13 g/L)<sup>1</sup> y, a partir de ella efectuar el cambio para expresar la solubilidad como gramos de soluto (nitrato de bario) por litros de disolvente (agua).

Es evidente que la masa  $m$  de nitrato de bario que se ha disuelto en agua dando lugar a la disolución saturada, es justo la misma que la masa de nitrato de bario disponible en el mineral de partida. Por tanto, una posible forma de resolver el problema puede ser determinar esa masa en cada caso e igualar las expresiones obtenidas, para después despejar el volumen  $V$  buscado, es decir:

$$\text{masa de } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \text{ presente en la nitrobarita} = \text{masa de } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \text{ en la disolución}$$

Para el mineral, se cumple que:

---

<sup>1</sup> Valor determinado en [https://www.ugr.es/~elenasb/teaching/densidadtemperatura\\_agua\\_tabla.pdf](https://www.ugr.es/~elenasb/teaching/densidadtemperatura_agua_tabla.pdf)

$$m = \frac{r}{100} \cdot M \quad (1)$$

En la ecuación anterior (1),  $m$  es la masa de soluto  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $M$  es la masa de nitrobarita y  $r$  es su riqueza porcentual en  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ .

Para la disolución, se cumple que, de acuerdo con la definición de solubilidad, la masa de soluto por cada gramo de agua será:  $s/100$ . Por tanto, si para disolver totalmente la masa  $m$  de soluto se han empleado  $m_a$  gramos de agua en total, dicha masa  $m$  se podrá expresar como:

$$m = \left( \frac{s}{100} \right) \cdot m_a \quad (2)$$

Como lo que se desea saber es el volumen y no la masa de agua empleada, hemos de utilizar la expresión de la densidad del agua ( $d_a$ ):

$$d_a = \frac{m_{\text{agua}}}{V_{\text{agua}}} \rightarrow m_a = d_a \cdot V_a$$

Si sustituimos el valor de la masa de agua,  $m_a$  en la ecuación (2) se obtiene:

$$m = \left( \frac{s}{100} \right) \cdot d_a \cdot V_a \quad (3)$$

Igualando las ecuaciones (1) y (3) y despejando de esta expresión el volumen, se obtiene:

$$\frac{r}{100} \cdot M = \frac{s \cdot d_a \cdot V_a}{100} \rightarrow V_a = \frac{r \cdot M}{s \cdot d_a} \quad (4)$$

Finalmente, sustituyendo valores:

$$V_a = \frac{85 \cdot 1'75 \cdot 10^3}{20 \cdot 983'13} = 7'57 \text{ L}$$

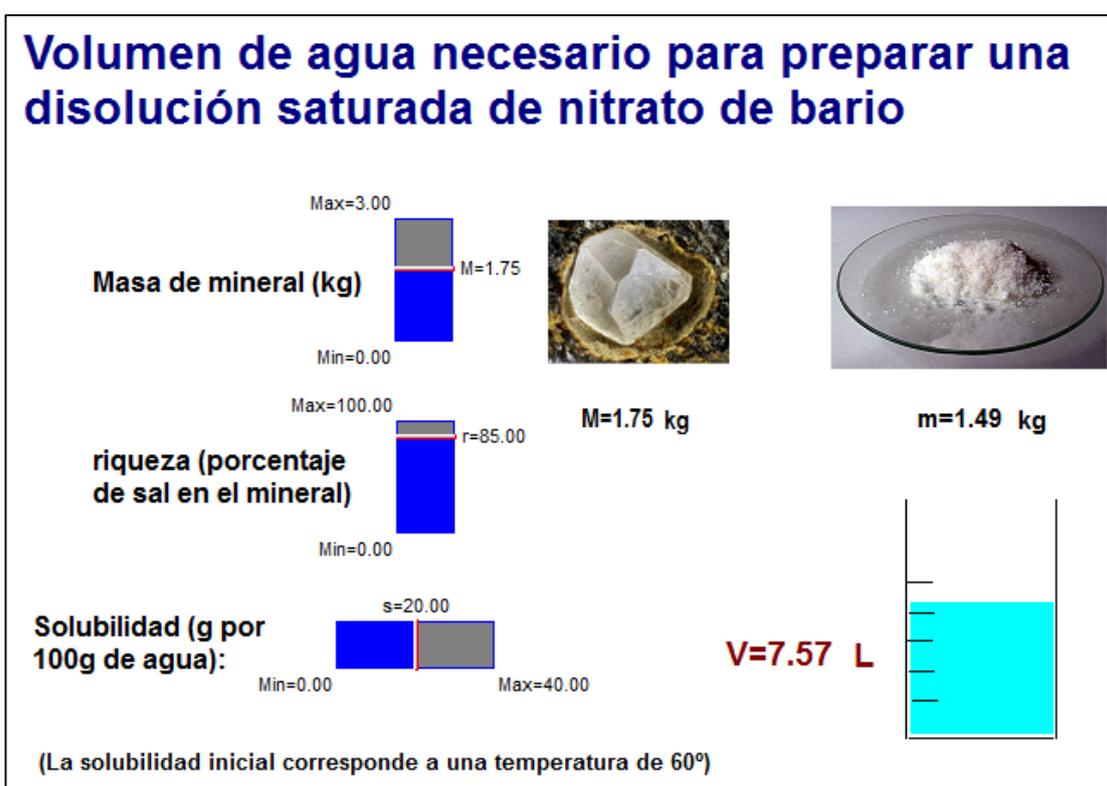
### *Análisis del resultado*

El resultado literal obtenido es dimensionalmente homogéneo (volumen en ambos lados de la igualdad) y contempla todas las hipótesis iniciales. En efecto, si nos fijamos en la ecuación (4) anterior, podemos darnos cuenta de que el volumen  $V_a$  de agua necesario que buscamos, será tanto mayor cuanto mayores sean la riqueza o la masa inicial  $M$  de mineral empleada, pero que disminuirá cuanto más soluble sea la sal. También contempla los casos límites considerados, ya que si  $s \rightarrow 0$ , entonces  $V_a \rightarrow \infty$  (y viceversa).

También conviene fijarse en el valor numérico: Necesitamos 7'57 L de agua para disolver totalmente los 1487'5 g de nitrato de bario presentes en el mineral de partida (realizando el proceso a una temperatura de 60°C). Esto equivale a decir que con 1L de agua podemos disolver como máximo 196'6 g de esta sal, que es justo lo que debe ocurrir, de acuerdo con el valor de su solubilidad.

## Refuerzo

Para reforzar los conceptos involucrados en este problema, se puede usar una animación *Modellus* que hemos elaborado sobre él. En la pantalla se dispone de tres controladores manuales con los que los estudiantes pueden modificar la masa del mineral (nitrobarita), su riqueza en nitrato de bario y la solubilidad de dicha sal en agua. Además de ello, también pueden abrir en la ventana de la animación en la que se dan los valores iniciales de todos los parámetros, y, ahí, modificar el valor de la densidad del agua (inicialmente consta la densidad que corresponde a la temperatura indicada en el anuncio, de 60°C). Con todos esos datos, la animación obtiene la masa de sal que corresponde y el volumen de agua necesario para obtener la disolución deseada. Tal como puede observarse en la imagen adjunta (que corresponde al caso en que los valores de todos los parámetros coinciden con los que se han adoptado en esta resolución), los valores de las masas respectivas se muestran junto a sendas imágenes del mineral y de la sal, mientras que el valor del volumen de agua buscado se nos muestra al lado de un dibujo de dicha agua, la cual, lógicamente también aumenta o disminuye su altura dentro del recipiente graduado.



Fuentes de las imágenes:

Mineral: <https://www.mineralesweb.es/nitratos/nitrobar.htm>

Nitrato de bario en polvo: [https://es.wikipedia.org/wiki/Nitrato\\_de\\_bario](https://es.wikipedia.org/wiki/Nitrato_de_bario)

La animación y el programa para hacerla correr están disponibles en la página “Web de Materiales para la Enseñanza y la Divulgación de la Física”, de la Sección Local de Alicante de la RSEF. <http://rsefalicante.umh.es/fisica.htm>