

PRÁCTICAS DE LABORATORIO

1-TIPOS DE SUSTANCIAS

El objetivo de esta práctica es conseguir que el alumno aprenda a reconocer los diferentes tipos de sustancias estudiando en el laboratorio sus propiedades físicas (punto de fusión, solubilidad, conductividad eléctrica, dureza, ...). También se pretende que relacione todas esas sustancias con el tipo de enlace que hay entre las partículas que forman el retículo cristalino de la sustancia en estado sólido.

El alumno va a disponer de 5 sustancias no identificadas, y en ningún momento debemos revelarles su nombre o su fórmula para que sea un ejercicio experimental y no teórico. Se recomiendan las siguientes 5 sustancias por su fácil disponibilidad y manejo para los alumnos. Se les debe dar tanto **crystalizadas como pulverizadas** para disolverlas:

- 1- Sal común (NaCl) (Cristalizada se denomina halita)
- 2- Glucosa (C₆H₁₂O₆)
- 3- Iodo (I₂) (Mantener tapado con un vidrio de reloj para no respirar sus vapores)
- 4- Cobre (Cu) (Es fácil de conseguir tanto en polvo como en láminas o hilos)
- 5- Granito (Compuesto de cuarzo (SiO₂), mica y feldespato). También se les puede dar arena como sustancia pulverizada que es muy rica en SiO₂ que es la sustancia a la que se hace referencia.

MATERIAL Y PRODUCTOS NECESARIOS

- 10 tubos de ensayo
- Mechero Bunsen
- Pila de Petaca
- 2 electrodos de grafito
- Soporte con bombilla
- Cables
- Conductímetro
- Vaso de precipitados de 250cc
- Embudo de decantación
- Soporte triangular de madera
- Vaso de precipitados de 100cc
- Trípode
- Varilla de vidrio
- 5 Sustancias sólidas crystalizadas y pulverizadas de diferente tipo (se recomienda las citadas arriba)
- Agua y tetracloruro de carbono

INTRODUCCIÓN TEÓRICA

La materia se presenta en la naturaleza en 3 estados distintos de agregación: sólido, líquido y gaseoso, caracterizados por las fuerzas de atracción que actúan entre las partículas del cuerpo.

SÓLIDOS. Son aquellas sustancias cuyas partículas se agrupan en redes cristalinas (sólidos cristalinos a diferencia de los sólidos amorfos que no los trataremos). El hecho de que los cuerpos en estado sólido posean forma y volumen constantes, así como una compresibilidad muy pequeña permite suponer que sus partículas constituyentes (átomos, moléculas o iones) se encuentran muy cercanas unas a otras y situadas en posiciones prácticamente fijas. Las fuerzas de atracción son relativamente grandes. Las partículas de los sólidos carecen, casi por entero, de libertad de movimiento; sólo disponen de la posibilidad de oscilar en torno a posiciones fijas, debido a que su agitación térmica no es suficiente para vencer la fuerza de atracción entre ellas. Al calentar el sólido se incrementa la energía de sus partículas y éstas vibran más intensamente. Cuando se alcanza una cierta temperatura, llamada de fusión, la energía de vibración es lo

suficientemente elevada como para vencer la fuerza de atracción entre las partículas, que abandonan sus posiciones fijas, destruyéndose el orden geométrico: se dice que el sólido funde.

Hay 4 tipos de sólidos cristalinos:

- * **Iónicos** (Las partículas que forman el retículo cristalino son **iones** + y – unidos por **enlaces iónicos**)
- * **Covalentes o atómicos** (Las partículas que forman el retículo cristalino son **átomos** unidos por **enlaces covalentes**. Ej.: Diamante, SiO₂, SiC, BN)
- * **Moleculares** (Las partículas que forman el retículo cristalino son **moléculas** que se atraen entre sí por **fuerzas intermoleculares**: Ej.: H₂O, Cl₂, CO₂, ...)
- * **Metálicos** (Las partículas que forman el retículo cristalino son **cationes**). En cuanto a la dureza y puntos de fusión y de ebullición de los metales son bastante variables, por serlo la energía del **enlace metálico**. Esta energía depende del tamaño de los iones positivos que forman la red metálica, y del número de electrones que intervienen en el enlace metálico, esto es, de los electrones de valencia de los correspondientes átomos. Así, por ejemplo, los metales alcalinos, formados por iones de gran tamaño y con un solo electrón de valencia, son bastante blandos, pueden cortarse con un cuchillo y tienen puntos de fusión inferiores a 100°C (excepto el litio, 186°C), mientras que muchos metales de transición, con iones relativamente pequeños y varios electrones, son muy duros, como el osmio, que puede rayar el vidrio y tienen puntos de fusión muy elevados (Os: 2700°C, W: 3300°C).

La temperatura de fusión varía con la presión. La temperatura de fusión a presión normal (1 atmósfera) se conoce como punto de fusión. En casi todas las sustancias, salvo unas pocas (entre las que se encuentra el agua) la fusión va acompañada de un aumento de volumen.

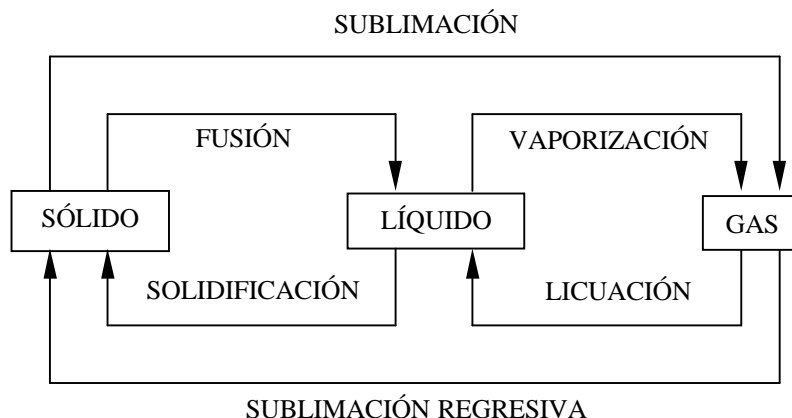
En el estado **LÍQUIDO**, las fuerzas de atracción son lo suficientemente débiles como para permitir una cierta movilidad (traslación) a las partículas del cuerpo; pero a la vez son lo suficientemente intensas como para mantener entre ellas una distancia media constante. Por eso, los líquidos contenidos en recipientes tienen forma variable y volumen constante. El hecho de que las partículas de los líquidos no estén totalmente ordenadas, ni tampoco desordenadas por entero, hace que su estudio sea bastante más difícil que el de los restantes estados de agregación.

Si aumentamos la temperatura de un líquido, la energía cinética de alguna de sus partículas puede llegar a ser tan elevada que, al superar por completo las fuerzas de atracción, las obligue a moverse independientemente de las demás. Esto se traducirá en dos fenómenos:

- * el escape de partículas de la superficie del líquido de una forma suave y a cualquier temperatura (**EVAPORACIÓN**)
- * la formación de burbujas gaseosas en toda la masa líquida, burbujas que, tras ascender y llegar a la superficie, se rompen, con lo que las partículas adquieren una completa libertad de movimiento (**EBULLICIÓN**). Se dice que el líquido hierve, verificándose este fenómeno a una temperatura determinada, llamada temperatura de ebullición, que depende de la presión a la que el líquido se encuentra sometido. De hecho, los montañeros pueden tener problemas para cocinar porque el agua hierve a menor temperatura (incluso a 80°C) en la cima de las altas montañas, y esta temperatura no es suficiente para cocer algunos alimentos. Si la presión es de 1 atmósfera, la temperatura de ebullición recibe el nombre de punto de ebullición.

Tanto la ebullición como la evaporación son cambios de estado de líquido a gas que se designan con el nombre común de vaporización.

La cantidad de calor que absorbe o cede un mol de una sustancia, (que se encuentra a la temperatura a la cual se produce el cambio de estado) para que pase de un estado a otro se llama calor latente o calor de transformación.

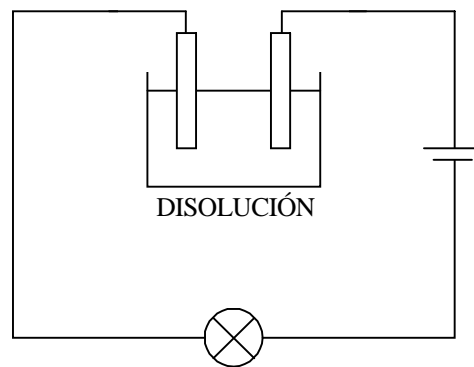
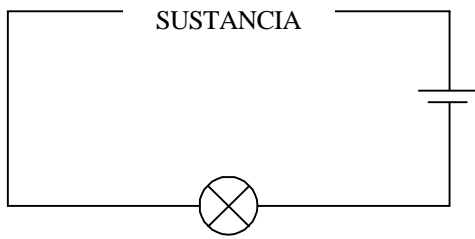


Los **GASES** se caracterizan por su tendencia a expandirse hasta ocupar todo el volumen disponible. Los gases tienen forma y volumen variables. Las fuerzas de atracción entre sus moléculas son prácticamente nulas, lo que les permite moverse en todas direcciones y sentidos. Por otra parte, la densidad de los gases es muy pequeña, en comparación con los líquidos y sólidos, lo que hace suponer que sus moléculas estarán muy separadas, existiendo entre ellas espacios vacíos incomparablemente mayores que en los estados sólido y líquido.

Así, por ejemplo, las moléculas contenidas en 1 mol de agua (18 g. de agua) en estado líquido ocupan un volumen de 18 cm³ (densidad del agua: 1 g/cc), mientras que esas mismas moléculas en estado vapor ocuparían en condiciones normales (0 °C y 1 atm.) un volumen de 22.400 cc = 22,4 l.

PARTE EXPERIMENTAL

1. **Puntos de fusión.** En 5 tubos de ensayo limpios y secos, coloca un poco de polvo de las sustancias que analizas. Aplica la llama del mechero durante 30 segundos. Anota tus resultados y observaciones. **ASEGÚRATE DE QUE EL TUBO DE ENSAYO NO APUNTA HACIA TI MISMO O HACIA OTRO COMPAÑERO.**
2. **Solubilidad en disolventes polares.** Pon en 5 tubos de ensayo, con la punta de la espátula, polvo de las sustancias que analizas. Añade agua destilada hasta la mitad, agita con la varilla de vidrio y deja reposar. Observa qué sustancias se disuelven y cuáles no lo hacen.
3. **Solubilidad en disolventes apolares.** Igual que en el apartado 2, pero vierte en los tubos de ensayo CCl₄, en vez de agua, hasta un tercio del tubo. **NO TOQUES CON LAS MANOS EL CCL₄ NI RESPIRES SUS VAPORES.**
4. **Conductividad en estado sólido.** Observa si pasa o no corriente a través de las sustancias que estás estudiando. Para ello, monta un pequeño circuito con una pila de petaca, una bombilla y la sustancia en estudio (esquema 1). Observa en qué casos se enciende la bombilla. Anota qué sólidos son conductores y cuáles no.
5. **Conductividad en disolución.** Comprueba si pasa la corriente a través de las disoluciones obtenidas en los apartados 2 y 3. Para ello utiliza un sencillo circuito con una bombilla y una fuente de alimentación. En medio del circuito interpondremos la disolución (esquema 2). Pon el dial de la fuente de alimentación en 0. Enciéndela y ves aumentando el voltaje. ¿Se enciende la bombilla? Anota las disoluciones que sí que conducen la corriente eléctrica y las que no. También puedes usar el conductímetro directamente para medir la conductividad de las disoluciones. La unidad es el Siemens.



Ahora con todos los resultados anotados completa el siguiente cuadro. Entre tus compañeros de práctica comenta cuál ha de ser el tipo de enlace que tiene cada sustancia y bázate en él para buscar una EXPLICACION DE POR QUÉ ES SOLUBLE O POR QUÉ NO, DE POR QUÉ CONDUCE O POR QUÉ NO, Y DE POR QUÉ FUNDE FACILMENTE O NO, todo ello según los conceptos teóricos adquiridos en clase o que en esta página web aparecen.

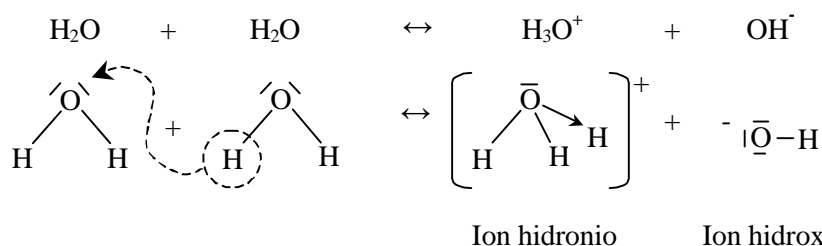
| | Punto de fusión | Solubilidad en H ₂ O | Solubilidad en CCl ₄ | Conductividad en estado sólido | Conductividad en disolución | TIPO DE SUSTANCIA |
|-------------|-----------------|---------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|-----------------------------|-------------------|
| Sustancia 1 | | | | | | |
| Sustancia 2 | | | | | | |
| Sustancia 3 | | | | | | |
| Sustancia 4 | | | | | | |
| Sustancia 5 | | | | | | |

A continuación, agitando insistentemente prepara en un vaso de precipitados una disolución acuosa que contenga la sustancia 3 (yodo). Como habrás podido comprobar anteriormente se disuelve muy mal en agua y te costará mucho, pero en cuanto una mínima cantidad de ella se haya disuelto la disolución se volverá naranja. Vierte tu disolución a un embudo de decantación y añade tetracloruro de carbono. Observa que se forman dos capas inmiscibles ¿Por qué?. Tapa el embudo y agita para conseguir un buen contacto entre ambos líquidos. Déjalo reposar y espera a que vuelvan a formarse las dos capas. ¿Qué observas? ¿Puedes encontrar alguna explicación?. Repite la operación varias veces. Haz el dibujo del embudo con las dos capas y señala qué crees que hay en cada una.

CUESTIONES

- ① Al medir con un conductímetro la conductividad del agua destilada (su unidad es el Siemens), aunque es mucho menor que la del agua del grifo (que lleva sales disueltas) no es 0. ¿Por qué?.

Piensa que el agua es una sustancia anfótera, puede actuar de ácido y de base, y por eso reacciona consigo misma:

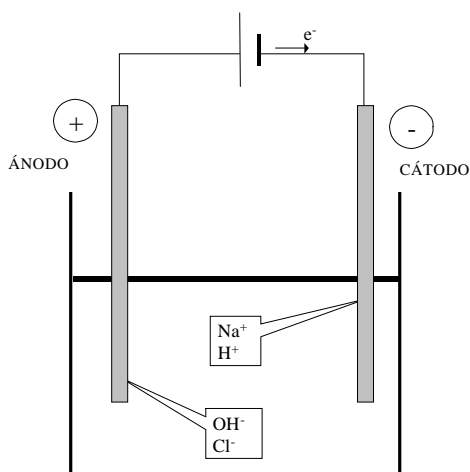


En el agua: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ M. Por esto, el agua destilada no tiene conductividad nula.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = 7 \text{ (NEUTRO).}$$

- ② ¿Por qué salen burbujas de la disolución de NaCl al hacerle pasar una corriente?

La pila genera corriente eléctrica y carga los electrodos. El electrodo negativo atrae los cationes de la disolución y por eso se llama cátodo. El positivo atrae los aniones y se llama ánodo.



Se ha producido una reacción redox:

- En el **Ánodo** se produce la **Oxidación**.
- En el **Cátodo** se produce la **Reducción**.

En el ánodo:

- El OH^- se puede oxidar a O_2
($4 \text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^-$)
- El Cl^- se puede oxidar a Cl_2
($2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$)

¿Qué gas crees que se ha generado?. El O_2 es inodoro. ¿A qué olía?.

En el cátodo:

- El Na^+ se puede reducir a Na
($\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$)
- El H^+ o H_3O^+ se puede reducir a H_2
($2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$)

Tras hacerlo experimentalmente, ¿qué crees que ha pasado?

2-ESTUDIO DE COMPUESTOS IÓNICOS HIDRATADOS

INTRODUCCIÓN TEÓRICA

Es frecuente encontrar sales que, por llevar en su estructura un número definido de moléculas de agua, se llaman hidratos ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, etc). Este agua de cristalización puede perderse por calentamiento, originándose la sal anhidra.

Vamos a tratar de hallar la fórmula del sulfato cobre (II) hidratado, para lo cual habrá de determinarse el número de moléculas de agua que cristalizan junto con cada anión sulfato y catión cobre.

PRIMERA PARTE: ESTUDIO DE LA ESTRUCTURA DE UNA SAL HIDRATADA

MATERIAL NECESARIO

Modelos moleculares que contengan para cada alumno las siguientes bolas (átomos) y varillas (enlaces):

- 1 negra (C)
- 2 rojas (O)
- 2 verdes (Na^+)
- 2 esferas pequeñas (H)
- 2 enlaces del nº 5 (C-O)
- 2 enlaces del nº 10 (C=O)
- 2 enlaces del nº 1 (O-H)

PARTE EXPERIMENTAL

Después de dibujar la estructura del ácido carbónico y de pensar qué tipo de enlace hay entre los átomos constrúyelo con los modelos moleculares. Una vez hecho, rompe heterolíticamente un enlace O-H. ¿Cómo se denomina el anión resultante?

Rompe el otro enlace O-H. ¿Cómo se llama el anión formado?

¿Puedes construir tú solo el carbonato de sodio, o necesitas de otros compañeros?

Según lo que hayas decidido constrúyelo. ¿Qué tipo de enlaces hay ahora y entre quién se establecen?

Por último, ¿cómo construirías el carbonato de sodio decahidratado?

¿Qué tipo de enlace hay entre el anión y el agua? ¿Y entre el catión y el agua?

SEGUNDA PARTE: DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA DE UN HIDRATO.

MATERIAL Y PRODUCTOS NECESARIOS

- Cápsula de porcelana
- Balanza
- Mechero Bunsen
- Trípode y soporte triangular de porcelana
- Pinza de madera
- Espátula
- Vidrio de reloj
- Sulfato de cobre hidratado

PARTE EXPERIMENTAL

Pesa en una pequeña cápsula de porcelana (crisol) 3 gramos de sulfato de cobre (II) hidratado. Caliéntala asegurando que hay dos dedos de distancia entre el fondo del crisol y el mechero, y con cuidado de que el CuSO_4 no se quema (no debe adquirir tonalidad marrón, pues significaría que se está descomponiendo, originando CuO y un gas: SO_3 . DE TODAS FORMAS NO TE ACERQUES DEMASIADO AL CRISOL PARA QUE NO RESPIRES DIRECTAMENTE LOS VAPORES Y CALIENTA EN UN SITIO BIEN VENTILADO.

Nada más empezar a calentar coge con la pinza de madera el vidrio de reloj y acércalo al crisol. Verás que se empaña debido al vapor de agua que está saliendo de la sal hidratada. Pasados 2 ó 3 minutos, intenta con la espátula dar la vuelta al sulfato de cobre que queda en el crisol (agarra el crisol con la pinza de madera para no tirarlo). Al cabo de otros 2 ó 3 minutos estará blanco. Apaga el mechero y deja que se enfríe el crisol. Pévalo:

1. ¿Por qué ahora pesa menos el crisol?
2. Por tanto ¿cuántos gramos de agua contenían los 3 gramos de sulfato de cobre hidratado? y ¿cuántos gramos de sulfato de cobre?
3. Sabiendo que el peso atómico del cobre es 63,54, el del azufre 32,064 y el del oxígeno 16, lleva a cabo los cálculos para la determinación de la fórmula del hidrato.
4. Coge ya el crisol (comprueba que está frío) y vierte su contenido en un vaso pequeño con un poco de agua. Observa ¿qué sucede?

PRÁCTICAS DE LABORATORIO

1-TIPOS DE SUSTANCIAS

El objetivo de esta práctica es conseguir que el alumno aprenda a reconocer los diferentes tipos de sustancias estudiando en el laboratorio sus propiedades físicas (punto de fusión, solubilidad, conductividad eléctrica, dureza, ...). También se pretende que relacione todas esas sustancias con el tipo de enlace que hay entre las partículas que forman el retículo cristalino de la sustancia en estado sólido.

El alumno va a disponer de 5 sustancias no identificadas, y en ningún momento debemos revelarles su nombre o su fórmula para que sea un ejercicio experimental y no teórico. Se recomiendan las siguientes 5 sustancias por su fácil disponibilidad y manejo para los alumnos. Se les debe dar tanto **crystalizadas como pulverizadas** para disolverlas:

- 1- Sal común (NaCl) (Cristalizada se denomina halita)
- 2- Glucosa (C₆H₁₂O₆)
- 3- Iodo (I₂) (Mantener tapado con un vidrio de reloj para no respirar sus vapores)
- 4- Cobre (Cu) (Es fácil de conseguir tanto en polvo como en láminas o hilos)
- 5- Granito (Compuesto de cuarzo (SiO₂), mica y feldespato). También se les puede dar arena como sustancia pulverizada que es muy rica en SiO₂ que es la sustancia a la que se hace referencia.

MATERIAL Y PRODUCTOS NECESARIOS

- 10 tubos de ensayo
- Mechero Bunsen
- Pila de Petaca
- 2 electrodos de grafito
- Soporte con bombilla
- Cables
- Conductímetro
- Vaso de precipitados de 250cc
- Embudo de decantación
- Soporte triangular de madera
- Vaso de precipitados de 100cc
- Trípode
- Varilla de vidrio
- 5 Sustancias sólidas crystalizadas y pulverizadas de diferente tipo (se recomienda las citadas arriba)
- Agua y tetracloruro de carbono

INTRODUCCIÓN TEÓRICA

La materia se presenta en la naturaleza en 3 estados distintos de agregación: sólido, líquido y gaseoso, caracterizados por las fuerzas de atracción que actúan entre las partículas del cuerpo.

SÓLIDOS. Son aquellas sustancias cuyas partículas se agrupan en **redes** cristalinas (sólidos cristalinos a diferencia de los sólidos amorfos que no los trataremos). El hecho de que los cuerpos en estado sólido posean forma y volumen constantes, así como una compresibilidad muy pequeña permite suponer que sus partículas constituyentes (átomos, moléculas o iones) se encuentran muy cercanas unas a otras y situadas en posiciones prácticamente fijas. Las fuerzas de atracción son relativamente grandes. Las partículas de los sólidos carecen, casi por entero, de libertad de movimiento; sólo disponen de la posibilidad de oscilar en torno a posiciones fijas, debido a que su agitación térmica no es suficiente para vencer la fuerza de atracción entre ellas. Al calentar el sólido se incrementa la energía de sus partículas y éstas vibran más intensamente. Cuando se alcanza una cierta temperatura, llamada de fusión, la energía de vibración es lo

suficientemente elevada como para vencer la fuerza de atracción entre las partículas, que abandonan sus posiciones fijas, destruyéndose el orden geométrico: se dice que el sólido funde.

Hay 4 tipos de sólidos cristalinos:

- * **Iónicos** (Las partículas que forman el retículo cristalino son **iones** + y – unidos por **enlaces iónicos**)
- * **Covalentes o atómicos** (Las partículas que forman el retículo cristalino son **átomos** unidos por **enlaces covalentes**. Ej.: Diamante, SiO₂, SiC, BN)
- * **Moleculares** (Las partículas que forman el retículo cristalino son **moléculas** que se atraen entre sí por **fuerzas intermoleculares**: Ej.: H₂O, Cl₂, CO₂, ...)
- * **Metálicos** (Las partículas que forman el retículo cristalino son **cationes**). En cuanto a la dureza y puntos de fusión y de ebullición de los metales son bastante variables, por serlo la energía del **enlace metálico**. Esta energía depende del tamaño de los iones positivos que forman la red metálica, y del número de electrones que intervienen en el enlace metálico, esto es, de los electrones de valencia de los correspondientes átomos. Así, por ejemplo, los metales alcalinos, formados por iones de gran tamaño y con un solo electrón de valencia, son bastante blandos, pueden cortarse con un cuchillo y tienen puntos de fusión inferiores a 100°C (excepto el litio, 186°C), mientras que muchos metales de transición, con iones relativamente pequeños y varios electrones, son muy duros, como el osmio, que puede rayar el vidrio y tienen puntos de fusión muy elevados (Os: 2700°C, W: 3300°C).

La temperatura de fusión varía con la presión. La temperatura de fusión a presión normal (1 atmósfera) se conoce como punto de fusión. En casi todas las sustancias, salvo unas pocas (entre las que se encuentra el agua) la fusión va acompañada de un aumento de volumen.

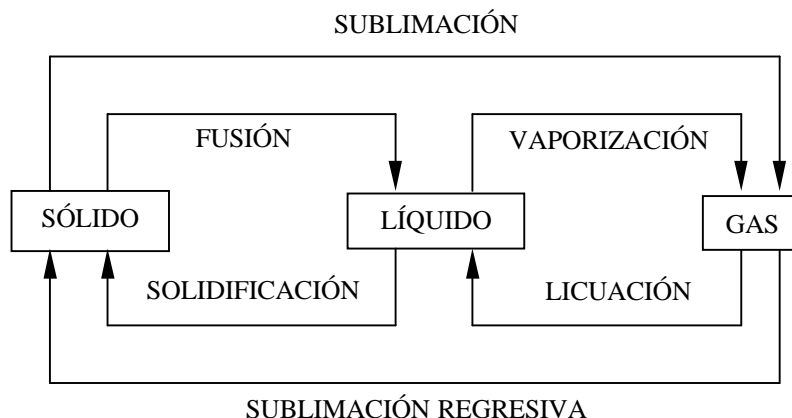
En el estado **LÍQUIDO**, las fuerzas de atracción son lo suficientemente débiles como para permitir una cierta movilidad (traslación) a las partículas del cuerpo; pero a la vez son lo suficientemente intensas como para mantener entre ellas una distancia media constante. Por eso, los líquidos contenidos en recipientes tienen forma variable y volumen constante. El hecho de que las partículas de los líquidos no estén totalmente ordenadas, ni tampoco desordenadas por entero, hace que su estudio sea bastante más difícil que el de los restantes estados de agregación.

Si aumentamos la temperatura de un líquido, la energía cinética de alguna de sus partículas puede llegar a ser tan elevada que, al superar por completo las fuerzas de atracción, las obligue a moverse independientemente de las demás. Esto se traducirá en dos fenómenos:

- * el escape de partículas de la superficie del líquido de una forma suave y a cualquier temperatura (**EVAPORACIÓN**)
- * la formación de burbujas gaseosas en toda la masa líquida, burbujas que, tras ascender y llegar a la superficie, se rompen, con lo que las partículas adquieren una completa libertad de movimiento (**EBULLICIÓN**). Se dice que el líquido hierve, verificándose este fenómeno a una temperatura determinada, llamada temperatura de ebullición, que depende de la presión a la que el líquido se encuentra sometido. De hecho, los montañeros pueden tener problemas para cocinar porque el agua hierve a menor temperatura (incluso a 80°C) en la cima de las altas montañas, y esta temperatura no es suficiente para cocer algunos alimentos. Si la presión es de 1 atmósfera, la temperatura de ebullición recibe el nombre de punto de ebullición.

Tanto la ebullición como la evaporación son cambios de estado de líquido a gas que se designan con el nombre común de vaporización.

La cantidad de calor que absorbe o cede un mol de una sustancia, (que se encuentra a la temperatura a la cual se produce el cambio de estado) para que pase de un estado a otro se llama calor latente o calor de transformación.

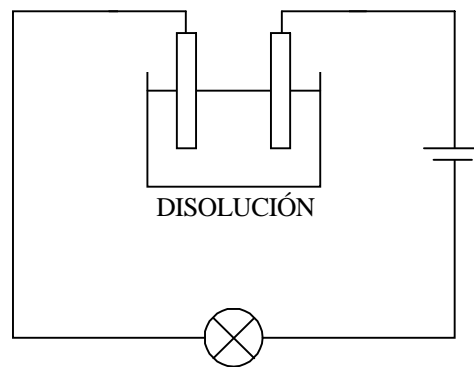
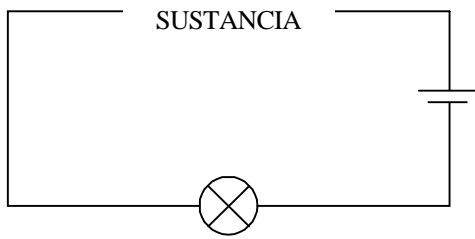


Los **GASES** se caracterizan por su tendencia a expandirse hasta ocupar todo el volumen disponible. Los gases tienen forma y volumen variables. Las fuerzas de atracción entre sus moléculas son prácticamente nulas, lo que les permite moverse en todas direcciones y sentidos. Por otra parte, la densidad de los gases es muy pequeña, en comparación con los líquidos y sólidos, lo que hace suponer que sus moléculas estarán muy separadas, existiendo entre ellas espacios vacíos incomparablemente mayores que en los estados sólido y líquido.

Así, por ejemplo, las moléculas contenidas en 1 mol de agua (18 g. de agua) en estado líquido ocupan un volumen de 18 cm³ (densidad del agua: 1 g/cc), mientras que esas mismas moléculas en estado vapor ocuparían en condiciones normales (0 °C y 1 atm.) un volumen de 22.400 cc = 22,4 l.

PARTE EXPERIMENTAL

1. **Puntos de fusión.** En 5 tubos de ensayo limpios y secos, coloca un poco de polvo de las sustancias que analizas. Aplica la llama del mechero durante 30 segundos. Anota tus resultados y observaciones. **ASEGÚRATE DE QUE EL TUBO DE ENSAYO NO APUNTA HACIA TI MISMO O HACIA OTRO COMPAÑERO.**
2. **Solubilidad en disolventes polares.** Pon en 5 tubos de ensayo, con la punta de la espátula, polvo de las sustancias que analizas. Añade agua destilada hasta la mitad, agita con la varilla de vidrio y deja reposar. Observa qué sustancias se disuelven y cuáles no lo hacen.
3. **Solubilidad en disolventes apolares.** Igual que en el apartado 2, pero vierte en los tubos de ensayo CCl₄, en vez de agua, hasta un tercio del tubo. **NO TOQUES CON LAS MANOS EL CCL₄ NI RESPIRES SUS VAPORES.**
4. **Conductividad en estado sólido.** Observa si pasa o no corriente a través de las sustancias que estás estudiando. Para ello, monta un pequeño circuito con una pila de petaca, una bombilla y la sustancia en estudio (esquema 1). Observa en qué casos se enciende la bombilla. Anota qué sólidos son conductores y cuáles no.
5. **Conductividad en disolución.** Comprueba si pasa la corriente a través de las disoluciones obtenidas en los apartados 2 y 3. Para ello utiliza un sencillo circuito con una bombilla y una fuente de alimentación. En medio del circuito interpondremos la disolución (esquema 2). Pon el dial de la fuente de alimentación en 0. Enciéndela y ves aumentando el voltaje. ¿Se enciende la bombilla? Anota las disoluciones que sí que conducen la corriente eléctrica y las que no. También puedes usar el conductímetro directamente para medir la conductividad de las disoluciones. La unidad es el Siemens.



Ahora con todos los resultados anotados completa el siguiente cuadro. Entre tus compañeros de práctica comenta cuál ha de ser el tipo de enlace que tiene cada sustancia y bázate en él para buscar una EXPLICACION DE POR QUÉ ES SOLUBLE O POR QUÉ NO, DE POR QUÉ CONDUCE O POR QUÉ NO, Y DE POR QUÉ FUNDE FACILMENTE O NO, todo ello según los conceptos teóricos adquiridos en clase o que en esta página web aparecen.

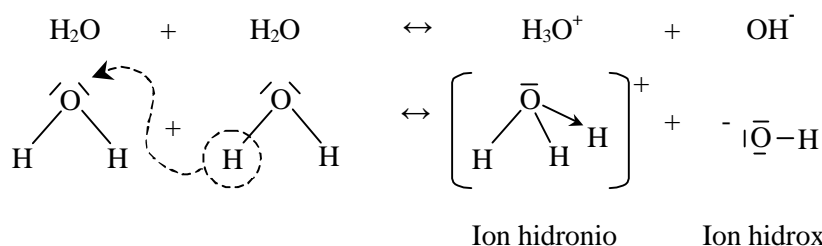
| | Punto de fusión | Solubilidad en H ₂ O | Solubilidad en CCl ₄ | Conductividad en estado sólido | Conductividad en disolución | TIPO DE SUSTANCIA |
|-------------|-----------------|---------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|-----------------------------|-------------------|
| Sustancia 1 | | | | | | |
| Sustancia 2 | | | | | | |
| Sustancia 3 | | | | | | |
| Sustancia 4 | | | | | | |
| Sustancia 5 | | | | | | |

A continuación, agitando insistentemente prepara en un vaso de precipitados una disolución acuosa que contenga la sustancia 3 (yodo). Como habrás podido comprobar anteriormente se disuelve muy mal en agua y te costará mucho, pero en cuanto una mínima cantidad de ella se haya disuelto la disolución se volverá naranja. Vierte tu disolución a un embudo de decantación y añade tetracloruro de carbono. Observa que se forman dos capas inmiscibles ¿Por qué?. Tapa el embudo y agita para conseguir un buen contacto entre ambos líquidos. Déjalo reposar y espera a que vuelvan a formarse las dos capas. ¿Qué observas? ¿Puedes encontrar alguna explicación?. Repite la operación varias veces. Haz el dibujo del embudo con las dos capas y señala qué crees que hay en cada una.

CUESTIONES

- ① Al medir con un conductímetro la conductividad del agua destilada (su unidad es el Siemens), aunque es mucho menor que la del agua del grifo (que lleva sales disueltas) no es 0. ¿Por qué?.

Piensa que el agua es una sustancia anfótera, puede actuar de ácido y de base, y por eso reacciona consigo misma:

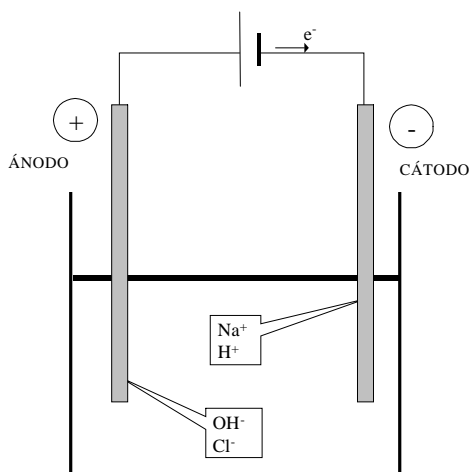


En el agua: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$. Por esto, el agua destilada no tiene conductividad nula.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = 7 \text{ (NEUTRO)}.$$

- ② ¿Por qué salen burbujas de la disolución de NaCl al hacerle pasar una corriente?

La pila genera corriente eléctrica y carga los electrodos. El electrodo negativo atrae los cationes de la disolución y por eso se llama cátodo. El positivo atrae los aniones y se llama ánodo.



Se ha producido una reacción redox:

- En el **Ánodo** se produce la **Oxidación**.
- En el **Cátodo** se produce la **Reducción**.

En el ánodo:

- El OH^- se puede oxidar a O_2
($4 \text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^-$)
- El Cl^- se puede oxidar a Cl_2
($2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$)

¿Qué gas crees que se ha generado?. El O_2 es inodoro. ¿A qué olía?.

En el cátodo:

- El Na^+ se puede reducir a Na
($\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$)
- El H^+ o H_3O^+ se puede reducir a H_2
($2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$)

Tras hacerlo experimentalmente, ¿qué crees que ha pasado?

2-ESTUDIO DE COMPUESTOS IÓNICOS HIDRATADOS

INTRODUCCIÓN TEÓRICA

Es frecuente encontrar sales que, por llevar en su estructura un número definido de moléculas de agua, se llaman hidratos ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, etc). Este agua de cristalización puede perderse por calentamiento, originándose la sal anhidra.

Vamos a tratar de hallar la fórmula del sulfato cobre (II) hidratado, para lo cual habrá de determinarse el número de moléculas de agua que cristalizan junto con cada anión sulfato y catión cobre.

PRIMERA PARTE: ESTUDIO DE LA ESTRUCTURA DE UNA SAL HIDRATADA

MATERIAL NECESARIO

Modelos moleculares que contengan para cada alumno las siguientes bolas (átomos) y varillas (enlaces):

- 1 negra (C)
- 2 rojas (O)
- 2 verdes (Na^+)
- 2 esferas pequeñas (H)
- 2 enlaces del nº 5 (C-O)
- 2 enlaces del nº 10 (C=O)
- 2 enlaces del nº 1 (O-H)

PARTE EXPERIMENTAL

Después de dibujar la estructura del ácido carbónico y de pensar qué tipo de enlace hay entre los átomos constrúyelo con los modelos moleculares. Una vez hecho, rompe heterolíticamente un enlace O-H. ¿Cómo se denomina el anión resultante?

Rompe el otro enlace O-H. ¿Cómo se llama el anión formado?

¿Puedes construir tú solo el carbonato de sodio, o necesitas de otros compañeros?

Según lo que hayas decidido constrúyelo. ¿Qué tipo de enlaces hay ahora y entre quién se establecen?

Por último, ¿cómo construirías el carbonato de sodio decahidratado?

¿Qué tipo de enlace hay entre el anión y el agua? ¿Y entre el catión y el agua?

SEGUNDA PARTE: DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA DE UN HIDRATO.

MATERIAL Y PRODUCTOS NECESARIOS

- Cápsula de porcelana
- Balanza
- Mechero Bunsen
- Trípode y soporte triangular de porcelana
- Pinza de madera
- Espátula
- Vidrio de reloj
- Sulfato de cobre hidratado

PARTE EXPERIMENTAL

Pesa en una pequeña cápsula de porcelana (crisol) 3 gramos de sulfato de cobre (II) hidratado. Caliéntala asegurando que hay dos dedos de distancia entre el fondo del crisol y el mechero, y con cuidado de que el CuSO_4 no se quema (no debe adquirir tonalidad marrón, pues significaría que se está descomponiendo, originando CuO y un gas: SO_3 . DE TODAS FORMAS NO TE ACERQUES DEMASIADO AL CRISOL PARA QUE NO RESPIRES DIRECTAMENTE LOS VAPORES Y CALIENTA EN UN SITIO BIEN VENTILADO.

Nada más empezar a calentar coge con la pinza de madera el vidrio de reloj y acércalo al crisol. Verás que se empaña debido al vapor de agua que está saliendo de la sal hidratada. Pasados 2 ó 3 minutos, intenta con la espátula dar la vuelta al sulfato de cobre que queda en el crisol (agarra el crisol con la pinza de madera para no tirarlo). Al cabo de otros 2 ó 3 minutos estará blanco. Apaga el mechero y deja que se enfríe el crisol. Pévalo:

1. ¿Por qué ahora pesa menos el crisol?
2. Por tanto ¿cuántos gramos de agua contenían los 3 gramos de sulfato de cobre hidratado? y ¿cuántos gramos de sulfato de cobre?
3. Sabiendo que el peso atómico del cobre es 63,54, el del azufre 32,064 y el del oxígeno 16, lleva a cabo los cálculos para la determinación de la fórmula del hidrato.
4. Coge ya el crisol (comprueba que está frío) y vierte su contenido en un vaso pequeño con un poco de agua. Observa ¿qué sucede?