



PROYECTO INTEGRADO

4º DE ESO

NORMAS GENERALES PARA LAS PRÁCTICAS DE LABORATORIO

- 1. Antes de realizar algo, lee y entérate bien de lo que hay que hacer.**
- 2. Los experimentos siempre tienen algo de peligro: ¡no es momento para jugar!**
- 3. No hacemos experimentos para entretenernos: ¡busca la explicación de lo que ocurre!
Si no lo comprendes, pregúntale al profesor.**
- 4. Aparta tu mochila y tu cuaderno del lugar de trabajo, para evitar manchas.**
- 5. Aleja del fuego todos los materiales inflamables: papel, alcohol, etc.**
- 6. Coge los aparatos de vidrio con precaución, uno en cada mano. ¡No intentes hacer equilibrios!**
- 7. No utilices aparatos de vidrio resquebrajados. No enfríes bruscamente un recipiente caliente. ¡Puede estallar!**
- 8. Cuidado con los recipientes cilíndricos, como los tubos de ensayo y pipetas: ¡pueden rodar y caerse al suelo!**
- 9. Recoge y lava el material que hayas utilizado, una vez que termines. Colócalo en su sitio.**
- 10. Limpia también la mesa y lávate las manos. ¡Muchos productos son venenosos!**

Densidad

Recuerda que la **densidad** es la relación entre la masa y el volumen de una sustancia. La masa y el volumen son propiedades **extensivas** (dependen de la cantidad) pero su cociente es una propiedad **intensiva** (tiene el mismo valor en todos los puntos de la sustancia). La densidad es una **propiedad característica** de cada sustancia, que sirve para identificarla.

$$d = \frac{m}{V}$$

Por tanto, para conocer la densidad debemos medir la **masa** y el **volumen** de un objeto y luego dividir.

- Para medir el **volumen de un sólido regular**, medimos su tamaño con un **calibrador**. Luego utilizamos la fórmula correspondiente:

ESFERA: $V = \frac{4 \cdot \pi \cdot R^3}{3}$

CILINDRO: $V = \pi \cdot R^2 \cdot h$

- Para medir la **masa de un líquido** debemos pesar primero el recipiente vacío, y luego restar este peso al del recipiente lleno.

1. Completa el siguiente cuadro con los objetos que proporcione el profesor.

OBJETO	VOLUMEN	MASA	DENSIDAD
Bola de acero grande			
Bola de acero pequeña			
Bola de aluminio			
Cilindro de acero			

2. Observa los resultados del ejercicio anterior: ¿Tiene cada sustancia una densidad fija o depende de la forma y tamaño del objeto?
3. Ahora intentaremos determinar la densidad media de un líquido, como el agua. Cada grupo tomará un volumen distinto de agua pura, y medirá su masa y su volumen. Luego recopila los resultados de todos tus compañeros.

VOLUMEN	MASA	DENSIDAD	Desviación
		Media:	Media:

4. En el ejercicio anterior, comprueba si el valor conocido de la densidad del agua (1 g/cm³) está dentro de ese margen.

Cálculos mediante factores de conversión.

Necesitas ahora recordar cómo se utilizaban los factores de conversión. La norma fundamental es: **el numerador es equivalente al denominador**. *Ejemplo:*

$$\frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} \quad \text{ó} \quad \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}}$$

Recuerda que cualquier cociente, como la densidad o la velocidad, pueden ser utilizados como factor de conversión, ya sea en el orden normal o invertido, de modo que siempre **las unidades de abajo coincidan con las unidades del dato**. *Ejemplo: si el dato es 4*

$$m^3 \text{ usaremos } \frac{920 \text{ kg}}{1 \text{ m}^3} \quad \text{pero si el dato es 5 kg usaremos } \frac{1 \text{ m}^3}{920 \text{ kg}}$$

Estos problemas también se podrían resolver con regla de 3, pero los factores de conversión presentan la ventaja de que se pueden encadenar. *Ejemplo: un coche va a 120 km/h y consume 6'3 litros a los 100 km.*

$$\frac{120 \text{ km}}{\text{h}} \cdot \frac{6'3 \text{ L}}{100 \text{ km}} = \text{el coche consume } 7'56 \text{ L/h (litros por hora)}$$

1. Calcula mediante factores de conversión:

- Un coche consume 6'5 L de gasoil por cada 100 km. ¿Cuánto consume en 90 km?
- El consumo de un coche es 8'3 L / 100 km y el precio del combustible es 1'12 €/L. Determina el coste de un viaje de 450 km.
- Un grifo vierte 30 litros por minuto. Si el agua cuesta 0'85 € / m³, determina el coste de tener el grifo abierto durante dos horas.
- Un litro de aceite vale 4'2 €/litro. Si su densidad es 0'92 g/cm³, ¿cuánto cuesta un kilogramo de aceite?
- ¿Qué ocupa más, un litro de agua o 1100 cm³ de alcohol? ¿Y qué pesa más? Densidad alcohol: 0'79 g/mL
- ¿Qué masa de aire contiene una habitación de 5'3 m · 4'1 m · 2'5 m? Densidad aire: 1'2 g/L
- ¿Cabén 5'0 kg de aceite en una garrafa de 5'0 L? Densidad aceite: 0'89 g/mL
- Expresa la densidad del mercurio en unidades internacionales: 13'6 g / cm³
- Se sabe que 450 cm³ de un líquido pesan 617 g. ¿Qué volumen pesará 1 kg exacto?
- Un depósito cilíndrico de 4 m de diámetro y 12 m de altura contiene gasolina, de densidad 0'68 g/cm³. Si el precio de la gasolina es 0'6 €/kg, ¿cuánto vale la gasolina del depósito?

Cantidad de materia: el mol

Recuerda que el **mol** es la cantidad de materia que contiene $6 \cdot 10^{23}$ moléculas. La masa de un mol coincide con la **masa molecular** expresada en **gramos**. La masa molecular (masa de una molécula) es la suma de las **masas atómicas** (masas de los átomos) que forman dicha molécula. La **fórmula** de una molécula nos dice cuántos átomos y de qué tipo forman una molécula.

NECESITAS UNA TABLA PERIÓDICA PARA CONSULTAR LAS MASAS ATÓMICAS

Por ejemplo, la fórmula de la **sal común (NaCl)** nos dice que esta molécula está formada por un átomo de Na (sodio) y otro de Cl (cloro). Buscamos en la Tabla Periódica las masas atómicas, y las sumamos: $23'0 + 35'5 = 58'5$. Este número son las unidades de masa atómica (u.m.a.) que pesa una molécula. Si lo expresamos en gramos, son los gramos que pesan $6 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Este dato puede servirnos de *factor de conversión*, por ejemplo para calcular **cuántos moles hay en 100 gramos de sal:**

$$100 \text{ g de sal} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{58'5 \text{ g de sal}} = 1'71 \text{ moles de sal.}$$

Si lo que deseamos saber es cuántas moléculas hay en estos 100 gramos, encadenamos dos factores de conversión:

$$100 \text{ g de sal} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{58'5 \text{ g de sal}} \cdot \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 10'2 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de sal} = 1'02 \cdot 10^{24}$$

Completa estos factores de conversión para calcular qué volumen de alcohol C_2H_6O ($0'79 \text{ g/cm}^3$) debemos tomar para coger 1 mol. Para calcular la masa molecular, usa estas masas atómicas: $C=12$, $H=1$, $O=16$.

$$1 \text{ mol} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{\text{g}} \cdot \frac{\text{cm}^3}{\text{g}} = 58 \text{ cm}^3 \text{ de alcohol}$$

1. ¿Dónde hay más moléculas, en 1 g de sal NaCl o en 1 g de agua H_2O ?
2. ¿Qué pesa más, un mol de sulfato de cobre $CuSO_4$ o un mol de sal común NaCl? ¿En cuál de ellos hay más moléculas?
3. Tenemos un montoncito de sulfato de cobre $CuSO_4$ que contiene el mismo número de moléculas que otro montoncito de sal común. ¿Cuál de estas dos cantidades pesa más?
4. ¿Cómo pondrías en un papel 100.000 trillones de moléculas de sal, pero... ¡sin pararte a contarlas! ?
5. ¿Cuántos moles hay en 100 g de CO_2 ?
6. ¿Cuántos moles hay en 52 mL de acetona C_3H_6O , si su densidad es $0'75 \text{ g/mL}$?

Cálculos con disoluciones

Recuerda que una **disolución** es una mezcla homogénea. La que se encuentra en mayor cantidad se llama **disolvente** (habitualmente líquido) y la que se encuentra en menor cantidad es el **soluto**. La concentración de una disolución es la relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolución. Éstas son propiedades **extensivas** pero la concentración es una propiedad **intensiva**, que vale lo mismo si cogemos una pequeña porción o una gran porción de la disolución.

La CONCENTRACIÓN de una disolución se puede expresar en diversas unidades:

- **GRAMOS POR LITRO: Gramos de soluto partido por litros de disolución.**
- **TANTO POR CIENTO EN MASA**, también llamado **riqueza** o **pureza**. Gramos de soluto partido por gramos de disolución, y **multiplicado por 100**.
- **MOLARIDAD: Moles de soluto partido por litros de disolución**. Se abrevia con la letra **M**. Por ejemplo, 3 M significa 3 moles / litro.

Para hacer cálculos con disoluciones lo primero que debemos hacer es **analizar la información** que da el enunciado, escribiéndola siempre que sea posible en forma de **factores de conversión**. La concentración y la masa molecular son también factores de conversión. *Ejemplo: una disolución de NaCl tiene una concentración 3 M*. Los factores de conversión son: 58'5 g/mol (masa molecular) y 3 moles-sal/litro-disolución. Con estos factores de conversión calculamos lo que nos pidan, por ejemplo: *¿cuántos mililitros de dicha disolución contienen 10 gramos de soluto?* El soluto es la sal. Comenzamos por el dato extensivo:

$$10 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}/58'5 \text{ g} \cdot 1 \text{ litro}/3 \text{ moles} = 0'057 \text{ litros} = 57 \text{ mL}$$

1. ¿Cuántos gramos de soluto hay en 250 mL de disolución 3 g / L?
2. Aplicación directa de una fórmula: Disolvemos 30 g de sal en 100 mL de disolución. Calcula la molaridad de la disolución. Masa molecular de la sal: 58'5 g / mol.
3. Expresa en g / L la concentración de una disolución al 35 %, de densidad 1'18 g / cm³.
4. Calcula cuántos gramos de cobre hay en 20 m³ de agua contaminada, cuya concentración es de 2 mg / L.
5. Si disolvemos 40 g de hidróxido de sodio NaOH en un matraz de 500 mL, expresa la concentración en g / L y en moles / L.
6. Expresa en g / L la concentración de una disolución 0'5 M de sal común. MM=58'5
7. Disolvemos 0'5 moles de sal común en un matraz de 250 mL. Determina la molaridad de la disolución y los gramos por litro.
8. ¿Cuántos g de alcohol se pueden obtener de 5 litros de vino de 11° (11% en volumen)? Densidad del alcohol: 0'79 g/mL.
9. El agua de mar (d = 1'03 g/mL) contiene un 3% de sal.
 - a) ¿Cuántos gramos de sal se pueden obtener de 1 m³ de agua de mar?
 - b) Determina su concentración en gramos por litro.

Diluir una disolución

No debes confundir “diluir” con “disolver”. **Disolver** es preparar una disolución. **Diluir** es añadir agua a una disolución ya preparada, con el fin de rebajar su concentración.

Muchas sustancias en el laboratorio se presentan en forma de disoluciones: alcohol 96°, ácido clorhídrico 35%... A partir de ellas podemos preparar otras disoluciones más diluidas, extrayendo el volumen adecuado mediante una **pipeta**. Debemos usar también una **perilla** en el caso de que la sustancia sea peligrosa, para impedir que llegue el líquido a la boca.

En estos problemas hay que tener cuidado de **no confundir los datos** de la disolución que ya tenemos, con los datos de la disolución que queremos preparar.

Date cuenta que lo que añadimos es agua, no soluto, por lo que **ambas disoluciones tienen la misma cantidad de soluto** (en moles o gramos).

Ejemplo: si se diluyen 30 cm³ de una disolución 0'1 M hasta un volumen de 100 cm³, ¿cuál será la nueva concentración?

Haz un dibujo esquemático y separa los datos de la disolución que ya tenemos y los de la nueva disolución. Con lo que tenemos, podemos calcular los moles de soluto a partir de los datos de la disolución inicial. Completa estos factores de conversión:

$$30 \text{ cm}^3\text{-dis} \cdot \frac{\text{L-dis}}{\text{cm}^3\text{-dis}} \cdot \frac{\text{mol soluto}}{\text{L-dis}} = 0'003 \text{ moles de soluto}$$

$$\text{Nueva concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}} = \frac{\text{moles}}{\text{cm}^3\text{-dis}} \cdot \frac{\text{cm}^3\text{-dis}}{\text{L dis}} = 0'03 \text{ M}$$

1. Para preparar 50 mL de una disolución diluida al 6% en volumen, ¿qué volumen deberemos tomar de otra disolución concentrada al 30%?
2. ¿Qué volumen de una disolución 5 M tenemos que diluir en un matraz de 100 mL para preparar una disolución 0'02 M?
3. ¿Qué volumen de ácido nítrico (HNO₃) de riqueza 30% y densidad 1,18 g/cm³ necesitamos para preparar 500 mL de disolución 2 M?
4. ¿Qué volumen de salmuera de 220 g/L necesitamos para preparar 500 mL de disolución 3 g/L?
5. Si tomamos 5 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0'2 M, los echamos en un matraz de 250 mL y enrasamos. ¿Cuál será la nueva concentración?
6. Si mezclamos 10 cm³ de alcohol de 96° con 15 cm³ de agua, determina la riqueza (% en peso) de la mezcla preparada. Densidad del alcohol 0'79 g/mL (Suponiendo que los volúmenes son aditivos.)

Buscar datos en las etiquetas

1. El **ácido clorhídrico** (HCl) es un gas que se vende disuelto en agua. Calcula qué volumen de ácido clorhídrico comercial contiene 1 gramo de ácido puro. Busca en la etiqueta estos datos:

densidad: _____ riqueza: _____

2. Calcula la molaridad de la disolución contenida en la botella comercial de HCl.
3. Calcula cuántos mL de alcohol de 96° necesitamos para tener 50 g de alcohol puro. Busca la densidad en la etiqueta.
4. ¿Qué cantidad de **amoníaco** concentrado tenemos que pipetear para preparar 100 mL de una disolución de amoníaco de 5 g / L? Busca en la etiqueta:

densidad: _____ riqueza: _____

Preparar una disolución

Las disoluciones se preparan habitualmente en un **matraz** aforado. Lo primero que debes anotar es el volumen del matraz. A partir de este volumen, y utilizando la concentración como un factor de conversión, **calcula** los gramos de soluto que debes pesar. En el caso de que el soluto sea líquido, por ejemplo alcohol, utilizaremos su densidad para pasar de gramos a volumen.

Una vez que el soluto está dentro del matraz, **añadimos** una pequeña cantidad de **agua** suficiente para disolver el soluto (si es sólido) y agitamos hasta que esté disuelto.

Por último, **enrasamos** el matraz. No sirve para nada enrasar antes de disolver el sólido, puesto que al disolverse se suele producir una contracción de volumen.

1. Prepara una disolución de ácido clorhídrico 0'2 M.
2. Prepara una disolución de amoníaco 0'2 M.
3. Para comprobar que están bien preparadas las anteriores disoluciones, mezcla volúmenes iguales de ambas disoluciones y mide el pH con papel indicador: debe dar un pH neutro (pH = 7).
4. Prepara una disolución de sulfato de cobre 5 g / L. Para comprobar si está bien hecha, compara su color con la disolución de los otros compañeros/as.

Diluciones sucesivas

A partir de la disolución anterior de sulfato de cobre...

1. Dilúyela hasta obtener una concentración de 2 g/L.
2. Toma 10 mL y dilúyelos en un matraz de 50 mL. ¿Cuál es la nueva concentración?

Ejercicios de repaso

- Calcula los moles de hidróxido de sodio (NaOH) necesarios para preparar 5 L de disolución 25 g/L.
- ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico (HCl) hay en 100 cm³ de disolución 0,5 M? Masa molecular 36,5 g / mol.
- ¿Cuántas moléculas hay en 50 mL de agua pura? MM = 18
- ¿Cuántas moléculas hay en 25 litros de CO₂? Densidad 2 g / L. MM = 44
- ¿Cuántos moles son 100 mL de C₂H₆O? Densidad 0,79 g/mL. C=12, H=1, O=16
- Mezclamos 50 mL de alcohol (d = 0,79 g/mL) con 650 mL de agua. Si no hay contracción de volumen, ¿cuál es la densidad de la mezcla? ¿Y si el volumen final es 680 mL?
- Calcula la molaridad y g / L de una disolución preparada con 20 g de hidróxido de sodio en 200 cm³ de disolución.
 - En una experiencia se consumen 15 cm³ de la disolución anterior. Determina la masa de hidróxido de sodio consumida.
- 200 mL de una disolución acuosa al 35% de ácido clorhídrico y densidad 1,18 g/ mL, se diluyen hasta un volumen de un litro.
 - Calcula la concentración en g / L de la disolución resultante. *Solución: 82,6 g / L*
 - Calcula el % en peso de la disolución resultante, sabiendo que la densidad de ésta es 1,040 g / cm³. *Solución: 7,94 %*
- Se mezclan 20 cm³ de alcohol absoluto (d = 0,79 g/ cm³) con 40 cm³ de agua destilada. Expresa la concentración de la mezcla en % en peso. *Solución: 28 %*
- Se dispone de una disolución de cierto ácido con las siguientes características: riqueza = 35 % ; densidad = 1,28 g/cm³
 - Determina la masa de soluto presente en 25 cm³ de disolución. *Solución: 11,2 g*
 - Se diluyen dichos 25 cm³ hasta completar 500 cm³. Determina la concentración de la nueva disolución en g/L. *Solución: 22,4 g / L*
- Una disolución acuosa de ácido nítrico (HNO₃) de riqueza 30% tiene una densidad de 1,18 g/cm³.
 - Expresa la concentración de la disolución en g / litro. *Solución: 354 g / L*
 - Calcula el volumen de dicha disolución que hay que coger para preparar 250 cm³ de otra disolución 0,5 M. Masa molecular 63 g / mol. *Solución: 22,2 cm³*
- Una disolución de azúcar tiene una concentración de 104 g/L y una densidad de 1,040 g/L.
 - Explica el significado de ambos valores.
 - Calcula la masa de azúcar contenida en 100 g de disolución y expresa la concentración de la mezcla en %. *Soluciones: 10 g y 10%.*
 - Determina la masa de azúcar que se obtiene al evaporar 250 cm³ de disolución. *Solución: 26 g*
 - Se mezclan 500 cm³ de disolución con 250 cm³ de agua destilada. ¿Cuál es la nueva concentración de la disolución formada? *Solución: 69,3 g / L*
- Se dispone de una disolución acuosa de ácido nítrico (HNO₃) cuya riqueza es del 70% y su densidad es 1,42 g/ cm³.
 - Calcula cuántos gramos de ácido puro hay en 1 litro de disolución y expresa la concentración de dicha disolución en g / L. *Solución: 994 g y 994 g / L.*

b) ¿Cuántos cm^3 de esta disolución serán necesarios para preparar 300 cm^3 de ácido nítrico 80 g/L ?

Solución: $24,1 \text{ cm}^3$.

c) ¿Qué masa de ácido nítrico hay en 20 cm^3 de disolución 80 g/L ? *Solución: $1,6 \text{ g}$.*

14. Se prepara una disolución disolviendo 180 g de hidróxido de sodio en 400 g de agua. La densidad de la disolución resultante es de $1,340 \text{ g/cm}^3$. Calcula:

a) La concentración en % en peso. *Solución: 31%*

b) La concentración en gramos por litro. *Solución: 416 g/L*

c) La molaridad ($MM = 40$)

15. Una sustancia comercial tiene esta etiqueta: 60% $1,34 \text{ kg} \approx 1 \text{ L}$

a) ¿Es pura o es una mezcla? ¿Cómo se sabe?

b) ¿Cuál es la masa de 30 cm^3 de sustancia comercial? *Solución: $40,2 \text{ g}$*

c) ¿Qué cantidad de ácido hay en esos 30 cm^3 de sustancia comercial? *Solución: $24,1 \text{ g}$.*

d) ¿Qué cantidad de sustancia comercial hay que tomar para preparar 250 cm^3 de una nueva disolución de ácido con concentración 25 g/L ? *Solución: $7,77 \text{ cm}^3$*

e) Si la densidad de esta última disolución preparada es $1,06 \text{ g/mL}$. ¿Qué masa de agua contiene?
Solución: 259 g

f) Expresa la concentración de la nueva disolución en % en peso. *Solución: $2,36 \%$*

16. Se mezclan 30 g de cloruro de sodio (NaCl) con 100 cm^3 de agua destilada. La densidad de la disolución resultante es $1,2 \text{ g/cm}^3$. Determina:

a) concentración de la disolución expresada en % en peso. *Solución: 23%*

b) molaridad de la disolución. Masa molecular $58,5 \text{ g/mol}$. *Solución: $4,7 \text{ M}$*

c) moles de NaCl que hay en 20 cm^3 de disolución. *Solución: $0,094 \text{ moles}$*

17. Se disuelven 25 gramos de ETILENGLICOL ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) hasta preparar 250 cm^3 de disolución. cuya densidad es $1,012 \text{ g/cm}^3$.

a) ¿Cuál es la masa de agua en la disolución? *Solución: 228 g*

b) Expresa la concentración en g/L , en % en peso y en moles / litro. *Soluciones: 100 g/L , $9,88 \%$ y $1,61 \text{ M}$*

c) ¿Cuántos gramos de soluto hay en 10 cm^3 de disolución? *Solución: 1 g*

18. Un bote contiene una disolución de ÁCIDO ACÉTICO (CH_3COOH) de densidad $1,049 \text{ g/cm}^3$ y $6,98 \text{ M}$.

a) Expresa la riqueza de la disolución en % (en peso). *Solución: $39,9 \%$*

b) ¿Qué cantidad de disolución hay que coger para preparar 250 cm^3 de otra disolución con concentración $0,5 \text{ M}$? *Solución: $17,9 \text{ cm}^3$*

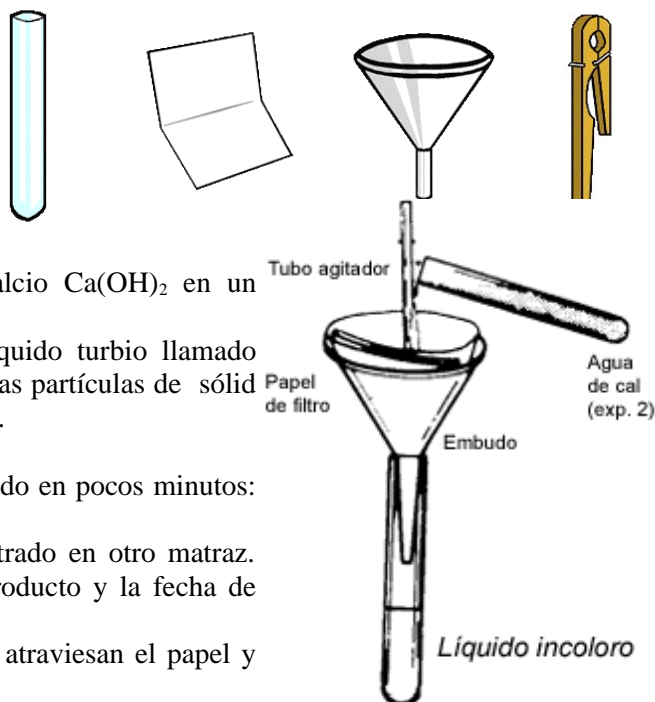
1) PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN DE AGUA DE CAL.

Objetivos:

1. Concepto de disolución y suspensión.
2. Disolución saturada.
3. Método de preparación de una disolución.
4. Técnicas de separación: decantación, filtración, evaporación.
5. Disponer de una disolución que servirá posteriormente para otras prácticas.

Material:

1. Hidróxido de calcio Ca(OH)_2
2. 2 matraces.
3. Papel de filtro.
4. Embudo.
5. Tubo de ensayo.
6. Pinzas
7. Mechero.



Procedimiento:

1. Verter una cucharada de hidróxido de calcio Ca(OH)_2 en un matraz y completar con agua destilada.
2. Agitar vigorosamente. Debe quedar un líquido turbio llamado lechada de cal (suspensión): son pequeñas partículas de sólido que permanecen flotando durante un tiempo.
3. Preparar un filtro con papel y un embudo.
4. Observar cómo la suspensión se ha decantado en pocos minutos: el sólido se ha ido hacia el fondo.
5. Filtrar la lechada de cal, recogiendo el filtrado en otro matraz. Pegarle una etiqueta con el nombre del producto y la fecha de preparación.
6. Observar cómo las partículas de sólido no atraviesan el papel y quedan retenidas en el filtro.
7. Vamos a comprobar que una parte del sólido se ha disuelto en el agua, a pesar de que el líquido es completamente transparente. Para ello vertemos una pequeña cantidad (unos 2 cm) en un tubo de ensayo, y calentamos suavemente.

PRECAUCIONES: sujetar el tubo con unas pinzas de madera. La boca del tubo de ensayo no debe apuntar hacia ninguna persona. Mantener en movimiento el tubo para que se caliente por todos los lados y no se concentre el calor en un mismo punto: ¡podría estallar el cristal!

8. Observar que aparecen unas manchas blancas en el tubo de ensayo: es el hidróxido de calcio sólido que aparece de nuevo al evaporarse el agua.

Ejercicios propuestos:

1. Investiga qué es la dureza del agua. ¿Cómo es el agua en nuestra localidad, dura o blanda?
2. ¿Qué consecuencias piensas que tendría la utilización de agua dura en electrodomésticos que calienten el agua, como planchas o lavadoras?

2) SUSTANCIAS SOLUBLES Y NO SOLUBLES

Objetivos:

1. Diferenciar entre sustancias solubles y no solubles.
2. Utilizar esta diferencia para separar sustancias.
3. Diferenciar entre disolución y suspensión.
4. Observar que el filtro retiene sólo las partículas de mayor tamaño (no disueltas)

Material:

1. Dióxido de manganeso y sulfato de cobre.
2. Tierra.
3. Sulfato ferroso
4. Sal y arena.
5. Vasos y varilla para agitar.
6. Embudo y filtro de papel.
7. Tubos de ensayo.
8. Mechero.

Procedimiento:

1. Echa sulfato de cobre y dióxido de manganeso en sendos tubos de ensayo. Añade unos centímetros de agua y agita. Observa que uno de los dos líquidos es turbio (se denomina suspensión) ¿Cuál de ellos?
2. Si los dejas reposar un rato, uno de los sólidos se va al fondo. (Esto es lo que se llama decantación) ¿Cuál?
3. Vuelve a agitar la sustancia que has decantado. Realiza una filtración de los dos líquidos. ¿Cuál de los dos queda retenido en el papel?
4. Estas técnicas se utilizan en la depuración de aguas. Prepara una suspensión de tierra en agua. Divídela en dos tubos de ensayo.
5. Prepara una disolución de sulfato ferroso: una cucharadita en unos centímetros de agua, en un tubo de ensayo. Añádela a uno de los tubos que contienen la suspensión de tierra en agua. Espera un rato y observa la diferencia entre los tubos.
6. ¿Es soluble la arena? ¿Y la sal? Compruébalo echando una pequeña cantidad en sendos tubos de ensayo. Añade agua y agita vigorosamente.
7. Mezcla a partes iguales una cucharada de arena y otra de sal. ¿Cómo podríamos separarlas?
8. Añade entre 50 y 100 mL de agua y agita. ¿Puedes observar si se ha disuelto la sal?
9. Filtra la mezcla. ¿Qué es lo que queda en el filtro?
10. A simple vista el filtrado es transparente. ¿Cómo podríamos comprobar que la sal está en el agua? Echa un poco de este líquido en un tubo de ensayo y caliéntalo al mechero hasta que se evapore el agua.

Ejercicio propuesto:

1. Elabora un informe sobre la técnica de depuración de aguas potables y/o residuales.
2. Investiga sobre la utilidad de la decantación y la filtración en la potabilización del agua.
3. Resume en pocas líneas la obtención de sal a partir del agua de mar mediante la evaporación.

3) DIFERENCIAS DE SOLUBILIDAD

Objetivos:

1. Medir la diferencia de solubilidad en frío y en caliente.
2. Concepto de disolución saturada.
3. Observar la diferencia de solubilidad en distintos disolventes.
4. Observar el diferente calor de disolución.

Materiales:

1. Sal
2. Yodo
3. Sulfato de manganeso y ácido tartárico
4. Vaso de precipitados
5. Varilla
6. Mechero
7. Tetracloruro de carbono.

Procedimiento:

1. Echa una cucharadita de sal en 50 mL de agua. Agita hasta que se disuelva.
2. Continúa añadiendo cucharadas de sal hasta que ya no se disuelva más. Anota el número de cucharadas que has añadido.
3. Calienta en el mechero. Agita y comprueba que la sal que estaba en el fondo ya se ha disuelto.
4. Apaga el fuego. Continúa añadiendo cucharadas de sal y agitando, hasta que ya no se disuelva más. Anota el número de cucharadas.
5. Deja enfriar y observa qué ocurre.
6. Repite la experiencia con nitrato de potasio. ¿Qué diferencias observas?
7. Echa unos granos de yodo en un tubo de ensayo y añade agua. Agita. ¿Se disuelve todo? ¿Qué color presenta la disolución?
8. Añade ahora unos centímetros de tetracloruro de carbono. Como es más denso, se coloca debajo del agua. El tetracloruro no se disuelve en agua.
9. Agita y observa los cambios de color. ¿Qué ha ocurrido?
10. En sendos tubos de ensayo disuelve sulfato de manganeso y ácido tartárico en poca agua. Toca con la mano para sentir la temperatura. ¿Qué diferencia observas?
11. Optativamente: prueba a disolver una pequeña cantidad de sulfato amónico.

Ejercicios propuestos:

1. Busca el significado de las palabras endotérmico y exotérmico. De las experiencias que hemos realizado, ¿podrías decir alguna que sea endotérmica y otra que sea exotérmica?
2. Investiga el proceso de producción de aceite de oliva refinado, aceite de girasol o aceite de orujo, en especial cómo se separa el aceite del resto de las sustancias.
3. ¿Por qué la lavadora y el lavaplatos utilizan agua caliente para lavar?

4) TENSION SUPERFICIAL

Objetivos:

1. Mostrar cómo a veces un objeto más denso puede flotar sobre otro menos denso, gracias a la tensión superficial, como por ejemplo algunos insectos.
2. Mostrar cómo la tensión superficial mantiene el agua dentro de una pipeta.
3. Mostrar cómo disminuye la tensión superficial al añadir jabón, lo que aumenta el poder de penetración del agua en los tejidos y favorece la limpieza.

Material:

1. Vaso de precipitados
2. Papel
3. Aguja.
4. Jabón líquido.
5. Alcohol o tetracloruro de carbono.
6. Palillos de madera.
7. Pipeta.



Procedimiento:

1. Llena un vaso con agua del grifo hasta la mitad aproximadamente.
2. Recorta un cuadrado de papel algo mayor que el tamaño de la aguja.
3. Coloca la aguja sobre el papel, y éste sobre el agua, despacio y con cuidado.
4. Observa que el papel va absorbiendo el agua hasta que cae al fondo, pero la aguja permanece flotando. (También se puede conseguir colocando la aguja directamente sobre el agua con ayuda de unas pinzas, ¡pero hay que tener un pulso de acero!)
5. Si empujamos la aguja con el dedo, inmediatamente cae al fondo, porque el acero de la aguja es 8 veces más denso que el agua.
6. Repite el experimento y añade una gota de jabón líquido al agua: comprobarás que ahora es imposible que la aguja permanezca flotando.

Experiencias optativas:

1. Repite el experimento con otro líquido, como por ejemplo alcohol o tetracloruro de metilo. Comprobarás que es imposible, sólo el agua tiene una tensión superficial suficiente.
2. Coloca dos palillos de madera flotando sobre el agua, en paralelo, separados 1 cm aproximadamente. Echa ahora una gota de jabón entre los palillos. ¿Qué ocurre? Encuentra una explicación. NOTA: si no ocurre nada es que el agua ya estaba impregnada de jabón. Enjuaga bien el vaso con agua limpia y repítelo utilizando palillos nuevos.
3. Llena una pipeta con agua y tapa con el dedo índice su agujero superior. Observa que el agua no cae. Agita de arriba a abajo la pipeta, primero suavemente, luego más rápido, hasta conseguir que caiga una gota de agua. Repite el experimento con alcohol o tetracloruro de carbono: observarás que es mucho más fácil que caiga el líquido. ¿Por qué crees?

Ejercicios propuestos:

1. Investiga qué son los agentes tensioactivos y cuál es su utilidad.
2. Investiga y relaciona la tensión superficial del agua con la carga eléctrica de sus moléculas.
3. Investiga qué significa que el agua sube por capilaridad por el tronco de las plantas (o también cuando metemos una punta de un papel en agua), y relaciónalo con la tensión superficial.
4. Investiga cuál es la forma de una gota de agua de lluvia (por ejemplo), y relaciónalo con la tensión superficial.
5. ¿Por qué el agua a veces forma gotitas en los cristales, que se quedan pegadas sin resbalar? Piensa una explicación relacionada con la tensión superficial.

5) PROPIEDADES DE LÍQUIDOS Y GASES

Objetivos:

1. Comprobar el diferente comportamiento de líquidos y gases frente a la presión y frente al aumento de temperatura.
2. Fundamento de un termómetro

Material:

1. Jeringa de plástico.
2. Matraz con tapón agujereado.
3. Tubo de vidrio que encaje en el agujero del tapón.
4. Mechero, soporte y rejilla de amianto.
5. Rotulador de vidrio.

Procedimiento:

1. Se llena la jeringa con agua, se tapa el agujero con el dedo y se intenta comprimir. Observa que no es posible.
2. Repite el experimento llenando la jeringa con aire. Ahora sí es posible. ¿Existe algún límite?
3. Llena la jeringa con la misma cantidad de agua y de aire, y presiona el émbolo. ¿Se comprimen las dos sustancias o sólo una?

4. Se llena el matraz con agua hasta el borde y se coloca el tapón con el tubo de vidrio. Se marca el nivel del agua en el tubo de vidrio con un rotulador.
5. Se calienta colocando el matraz sobre la rejilla de amianto y el mechero debajo.

6. Observa que el nivel del agua sube: se debe a la dilatación. Quizás al principio notes que baja porque el matraz de vidrio se dilata primero.
7. Repite el experimento dejando una parte de aire encima del agua. Pero ten cuidado de que la punta del tubo de vidrio esté dentro del agua.
8. Observa ahora que el nivel del agua sube mucho más.

Ejercicios propuestos:

1. ¿Cómo es posible introducir una gran cantidad de aire dentro de una rueda de bicicleta sin que reviente? Propón una explicación.
2. El sistema de frenado de los coches lleva un líquido de frenos. Al presionar el freno, la presión se transmite hasta las ruedas. Si un coche se queda sin líquido, ¿por qué no frena igualmente?
3. Investiga qué tipos de líquido pueden utilizarse para fabricar termómetros . ¿A qué se debe que el líquido suba por el termómetro?

6) SALES HIDRATADAS

Objetivos:

1. Reconocer una sal hidratada.
2. Encontrar una aplicación práctica a los cambios de color de las sales hidratadas

Materiales:

1. Sulfato de cobre.
2. de níquel
3. de cobalto
4. Mechero
5. Platillo (*vidrio de reloj*)
6. Alcohol
7. Papel de filtro
8. Secador o estufa.

Procedimiento:

1. Echar un gramo aproximadamente de sulfato de cobre en un tubo de ensayo.
2. Caliéntalo suavemente sobre el mechero, con el tubo lo más inclinado posible.
3. Observa el cambio de color y la formación de gotitas en el tubo. ¿De dónde han salido? ¿Cómo podríamos comprobar de qué líquido se trata?
4. Vuelca el sólido sobre un platillo para que se enfríe.
5. Divide el sólido en dos montones: en uno echa una gota de agua y en otro una gota de alcohol. ¿En cuál de los dos se recupera el color original del sulfato de cobre?
6. Repite la experiencia con cloruro de cobalto y sulfato de níquel (amoniaco). Anota los cambios de color.
7. Continúa añadiendo agua al cloruro de cobalto, gota a gota. ¿Qué ocurre?
8. Agita y disuelve el cloruro de cobalto en la mínima cantidad de agua.
9. Impregna dos tiras de papel de filtro de 1 cm de ancho aproximadamente en esa disolución. Sécalas con un secador, o una estufa. ¿Por qué se queda de ese color?
10. Coloca una de las tiras en un sitio húmedo, o deja caer una gota de agua. ¿Por qué cambia de color?
11. Optativamente: prueba con diversos sólidos del laboratorio a ver si contienen agua de cristalización: sal de cocina, hidróxido de calcio, carbonato sódico...

Ejercicios propuestos:

1. ¿Para qué podríamos utilizar el papel impregnado en cloruro de cobalto?
2. Habrás observado al abrir la caja de un producto que hayas comprado, que contiene en su interior un pequeño saquito que contiene desecante. Investiga cuáles son las sustancias que se utilizan normalmente como tales.
3. Investiga sobre la estructura cristalina de las sales hidratadas.

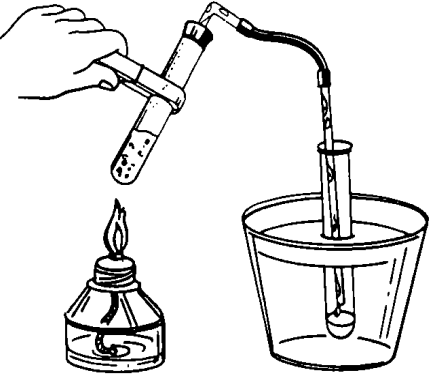
7) DESTILACIÓN

Objetivos:

1. Observar el mantenimiento de la temperatura durante un cambio de estado
2. Observar la reversibilidad de la evaporación del agua

Materiales:

1. Hielo del día anterior.
2. Un vaso
3. Matraz de destilación, o recipiente con tapón agujereado y tubo de vidrio.
4. Pinzas y soporte.
5. Tubo de goma.
6. Tubo de ensayo.
7. Termómetro.
8. Mechero.
9. Un grano de Yodo.



Procedimiento:

1. Vierte en un vaso la mitad de agua y la mitad de hielo, aproximadamente.
2. Mezcla hasta conseguir una temperatura homogénea, y mídela con el termómetro y anótala.
3. Deja pasar unos 10 minutos y vuelve a medir la temperatura y anótala.
4. Deja pasar suficiente tiempo para que se derrita el hielo (si es necesario, calienta suavemente con un mechero). Vuelve a medir la temperatura y anótala.
5. Mientras tanto, echa un poco de agua en el matraz de destilación y caliéntala hasta que hierva. Mide y anota la temperatura.

PRECAUCIÓN: sujeta el matraz con unas pinzas unidas a un soporte.

6. Deja pasar dos o tres minutos y vuelve a medir la temperatura. ¿Ha variado?
7. Pon el tapón agujereado al matraz de destilación, con su tubo de vidrio. Une a éste un tubo de goma. El otro extremo debe ir hacia abajo y terminar en un tubo de ensayo, el cual se introduce en un vaso con agua fría (del grifo).
8. Observa qué ocurre en el tubo de ensayo. ¿Por qué es necesario que esté introducido en agua fría?
9. Pon un grano de yodo (¡no pongas más!) en un tubo de ensayo. Y calienta suavemente sobre la llama del mechero. ¿Qué observas? ¿Se forma algún líquido?

Ejercicios propuestos:

1. Cuando el agua hierve, ¿qué hay dentro de las burbujas que se forman?
2. ¿Es visible el vapor de agua? Entonces, ¿por qué sale humo del matraz donde tenemos agua hirviendo?
3. Investiga cuáles son los puntos fijos que se utilizan para graduar un termómetro.
4. Investiga varias sustancias sólidas que, al igual que el yodo, subliman al ser calentadas, sin pasar por estado líquido.
5. ¿Por qué se forma rocío en las frías mañanas de invierno?

8) ELECTROLITOS

Objetivos:

1. Diferenciar entre disoluciones que conducen la electricidad y las que no.

Materiales:

1. Agua destilada
2. Sal
3. Hidróxido de calcio
4. Azúcar
5. Alcohol
6. Cinc y/o cobre metálico.
7. Pila de 4'5 voltios.
8. Tres cables.
9. Bombilla con portalámparas.
10. Platillo de vidrio
11. Frutas y/o verduras: patata, naranja, lechuga...

Procedimiento:

1. Une un polo de la pila a un polo del portalámparas. En el otro polo de la pila conecta un cable con un extremo libre. En el otro polo del portalámparas conecta otro cable también con el extremo libre. Los dos extremos libres deben introducirse, sin tocarse, dentro de una disolución para comprobar si conduce la corriente eléctrica. En caso de que la conduzca, se encenderá la bombilla.
2. En un platillo de vidrio limpio echa agua destilada y comprueba que no conduce la corriente eléctrica.
3. Disuelve unos granos de sal en el agua destilada y repite la comprobación.
4. Repítelo con agua del grifo. Deduce si el agua del grifo es agua pura.
5. Para comprender por qué el agua del grifo es conductora, déjala evaporar en una estufa. Observa el residuo que queda.
6. Siempre con platillo limpio y agua destilada, comprueba si conducen la electricidad las disoluciones de sal en agua, hidróxido de calcio en agua y azúcar en agua.
7. Comprueba también si el alcohol conduce la corriente. Comprueba una mezcla de alcohol y agua destilada.
8. Comprueba si alguno de los sólidos (cinc, cobre, sal...) conduce la corriente eléctrica.
9. Pincha los dos cables en una patata, o en el tallo de un vegetal y comprueba si conducen la corriente eléctrica. Deduce: ¿necesitan sales minerales las plantas?

Ejercicios propuestos:

1. Investiga qué son los iones y qué son sustancias iónicas .
2. Investiga qué es un electrolito y hacia qué polo de la pila se dirigen los iones cuando introduces los cables en un electrolito.
3. Investiga qué es la electrólisis y cita alguna aplicación práctica.
4. Investiga por qué los metales conducen la corriente eléctrica.
5. Inventa alguna aplicación práctica de lo que hemos experimentado.

9) CRISTALES

Objetivos:

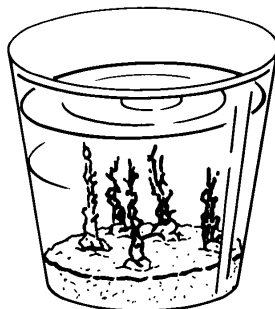
1. Diferenciar materiales cristalinos y amorfos
2. Formar cristales por evaporación y por crecimiento a partir de otros cristales.

Materiales:

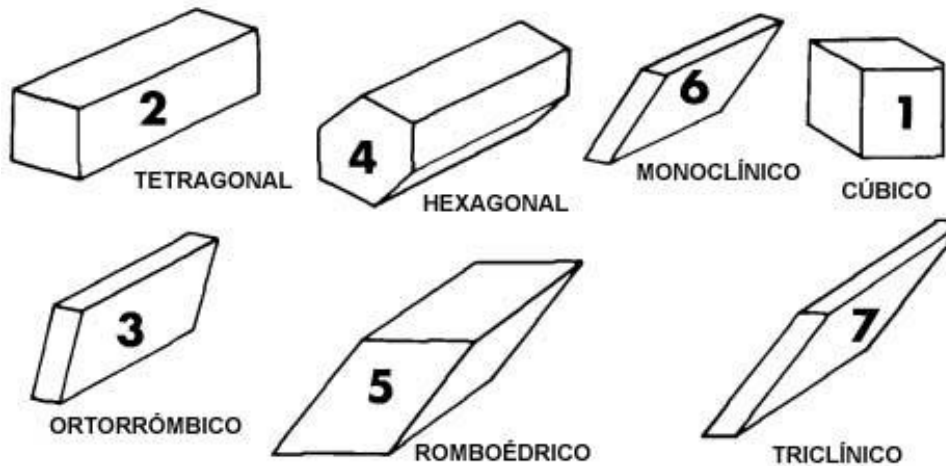
1. Sal
2. Harina
3. Sulfato de cobre
4. Hidróxido de calcio
5. Sulfato de magnesio
6. Tiosulfato de sodio
7. Sulfato ferroso
8. Sulfato de níquel amoniacal
9. Sulfato de cobalto
10. Cristalizador
11. Lupa
12. Mechero

Procedimiento:

1. Palpa entre los dedos un poco de sal y un poco de harina. Observa con una lupa los cristalitos de sal, que son los responsables de que tenga ese tacto. La harina es un material **amorfo** y la sal es un material **cristalino**.
2. Palpa también el sulfato de cobre y el hidróxido de calcio, y averigua si alguno de los dos es amorfo.
3. Disuelve la máxima cantidad posible de sal en un tubo de ensayo con agua caliente. Esto es una disolución **saturada**.
4. Vierte esta disolución en un recipiente ancho, como un cristalizador, y déjalo hasta el día siguiente.
5. Repite el mismo procedimiento con sulfato de cobre. Describe las diferencias entre estos cristales y los de sal.
6. En dos tubos de ensayo fabrica disoluciones saturadas de sulfato de magnesio en agua caliente. Uno de ellos déjalo enfriar lentamente y otro enfríalo bajo el grifo. Describe la diferencia.
7. Vierte una pequeña cantidad de tiosulfato de sodio en un tubo de ensayo y calienta con el mechero hasta que se funda. Colócalo en un soporte y déjalo enfriar.
8. Coge el tubo de ensayo y echa dentro un solo cristal de tiosulfato de sodio. ¿Qué ocurre? Comprueba con la mano la temperatura del tubo.
9. En un vaso de precipitados, lleno de agua hasta la mitad, disuelve varias cucharadas de metasilicato de sodio. Vierte un fondo de unos milímetros de arena y deja reposar.
10. Coloca sobre la arena un cristal de diversas sales (los cristales no deben tocarse): sulfato de cobre, sulfato ferroso, sulfato de níquel (amoniacal), sulfato de magnesio, sulfato de cobalto. Observa el proceso durante media hora.



11. Clasifica los cristales que has obtenido en todas las experiencias y trata de determinar cuál es el sistema de cristalización, comparándolo con las siguientes figuras:

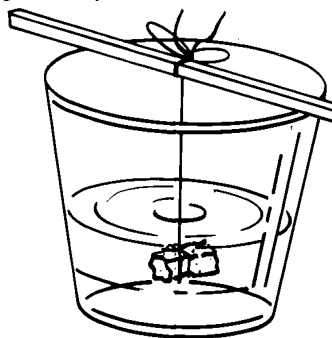


Ejercicios propuestos:

1. Comprueba con algunas sustancias caseras, como el azúcar, si son cristalinas o amorfas.
2. Investiga por qué las sustancias iónicas (formadas por iones) son siempre cristalinas. Investiga también si existe alguna sustancia molecular (con enlace covalente) que sea cristalina.
3. Investiga si el vidrio (vulgarmente llamado cristal) es un material amorfo o cristalino. ¿Es correcto llamarlo cristal? Investiga si existen otros materiales vítreos.
4. Investiga por qué las rocas magmáticas plutónicas tienen estructura cristalina, mientras que las magmáticas volcánicas suelen ser amorfas.

Experiencias optativas:

1. Prepara dos disoluciones en sendos tubos de ensayo, de ácido tartárico y carbonato de sodio. Añade gota a gota la segunda disolución sobre la primera, hasta que deje de burbujear. Deja evaporar el agua para obtener cristales. ¿Se te ocurre alguna forma de comprobar que esos cristales no son ni de ácido tartárico ni de carbonato de sodio?
2. Elige uno de los mejores cristales que hayas obtenido, y déjalo sumergido en una disolución saturada, mediante un hilo y un palillo. ¡Obtendrás un cristal gigante!



10) CROMATOGRAFIA

Objetivos:

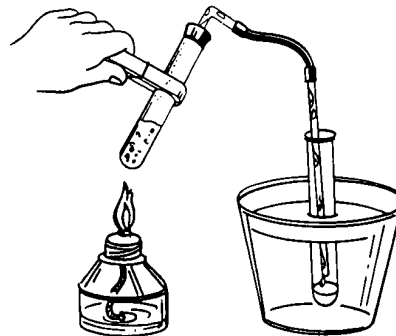
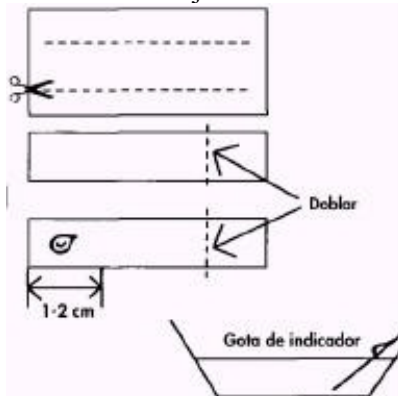
1. Cómo separar líquidos miscibles y cómo separar líquidos no miscibles.
2. Concepto de emulsión.

Material:

1. Tubo de ensayo
2. Montaje de destilación
3. Aceite
4. Alcohol
5. Rotulador negro, azul...
6. Papel de filtro
7. Vaso de precipitados
8. Varilla
9. Colorantes naturales: jugo de zanahoria, jugo de col lombarda, pétalos de amapola, pétalos de rosa, jarabes de frutas...

Procedimiento:

1. Echa agua y aceite en un tubo de ensayo. Agita y deja reposar. Comprueba que el aceite siempre se queda encima del agua, porque no son **miscibles**.
2. Añade un poco de detergente y vuelve a agitar. Comprueba que ahora ya no sucede lo mismo, porque se ha formado una **emulsión**. ¿Es transparente la mezcla?
3. Echa agua y alcohol en un tubo de ensayo. Agita y deja reposar. ¿Se separan?
4. ¿Cómo podríamos separarlos? Monta una **destilación**, calienta suavemente e interrúmpela cuando hayas destilado unas gotas de líquido. Averigua de qué líquido se trata.
5. Corta tiras de papel de filtro de 1 o 2 cm de ancho. A 2 cm de un extremo coloca una gota de tinta o de un colorante. Introduce el extremo de la tira (sin sumergir la mancha) en un vaso que contenga 1 cm de alcohol. Puedes sujetar el extremo superior de la tira con una varilla.



6. Observa al cabo de varios minutos. ¿Por qué sube el alcohol por el papel? ¿Por qué se separan los colores?
7. Repite alguna experiencia de cromatografía sustituyendo el alcohol por agua. ¿Qué diferencia observas? ¿Por qué?

Ejercicios propuestos:

1. ¿Qué es una “emulsión”? ¿Cómo está formada microscópicamente?
2. Busca el nombre de varias “emulsiones” comestibles. ¿Son transparentes o no?
3. Busca el nombre de varias bebidas “destiladas” y a partir de qué se fabrican. ¿Por qué las bebidas destiladas tienen más grados de alcohol que las bebidas fermentadas, como el vino o la cerveza?

11) GASES SOLUBLES

Objetivos:

1. Disolver en agua distintos gases.
2. Reconocer algunos gases por su olor.
3. Demostrar la presencia de dichos gases mediante papel indicador universal.

Material:

1. Tubos de ensayo.
2. Agua de cal.
3. Varilla hueca.
4. Disulfito de sodio
5. Ácido tartárico.
6. Carbonato de amonio.
7. Montaje de destilación.
8. Papel indicador.

Procedimiento:

1. Calienta suavemente un tubo de ensayo con agua. Observa la formación de pequeñas burbujas cuando aún no está hirviendo. Son los **gases disueltos** en el agua, cuya solubilidad disminuye mucho con la temperatura.
2. Prepara dos tubos de ensayo con agua fría. En uno de ellos sopla varias veces a través de un tubo, para hacer burbujear el aire. Si el aire expirado tuviera un gas soluble en agua, se quedaría en el agua.
3. Añade unas gotas de agua de cal a los dos tubos de ensayo. En uno de ellos se forma una turbidez, al formarse carbonato de calcio por la presencia de CO₂ (**dióxido de carbono**).
4. Echa cinco medidas de disulfito disódico en un tubo de ensayo con agua. Disuélvelas y luego echa una medida de ácido tartárico. El gas que puedes oler es SO₂ (**dióxido de azufre**). Puedes detectar el gas también acercando un trozo de papel indicador universal a la boca del tubo. Anota el color que aparece.
5. Vamos a comprobar la solubilidad de este nuevo gas. Para ello lo vamos a conducir hacia el agua. Para obtener más gas, añade dos o tres medidas de ácido tartárico y rápidamente coloca el tapón con salida hacia un tubo de ensayo con agua.
6. Para comprobar la presencia de dióxido de azufre en el agua, utiliza el papel indicador.
7. Repite la experiencia con el gas **amoníaco**. Para producir amoníaco, calienta suavemente 3 ó 4 medidas de carbonato de amonio en un tubo de ensayo. Primero huele el gas y acerca un trozo de papel indicador. Luego prueba a disolverlo en agua, igual que antes. Si es preciso, echa más papel indicador.

Ejercicios propuestos:

1. ¿Qué oxígeno respiran los peces en el agua? ¿Por qué hay peces que no pueden vivir en aguas cálidas? ¿Por qué los acuarios de aguas cálidas necesitan burbujear aire continuamente?
2. El dióxido de azufre es un contaminante. Investiga qué efectos produce sobre la salud.
3. El amoníaco es un gas que se vende habitualmente en las droguerías disuelto en agua. Busca en la etiqueta cuál es el contenido en amoníaco de este limpiador. Reflexiona ¿por qué no se debe utilizar este producto de limpieza en caliente?



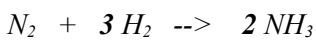
Reacciones químicas

La ley de Lavoisier exige que el número de átomos de cada elemento sea el mismo antes y después de la reacción. Por ello, se han de colocar delante de las fórmulas unos números llamados **COEFICIENTES ESTEQUIOMÉTRICOS** que aseguren la conservación del número de átomos. Estos coeficientes multiplican a toda la fórmula, por ejemplo: si ponemos un 2 delante de C₂H₆, tenemos 4 átomos de C y 12 de H.

Para **AJUSTAR** una ecuación química por tanteo se siguen unos lógicos consejos:

- Comenzar por los elementos que aparecen una sola vez a cada lado.
- Si aparece una sustancia elemento debe ajustarse al final, ya que cualquier coeficiente que se coloque no afectará a otros elementos.
- Todos los coeficientes deben ser enteros, así que si nos sale alguno fraccionario o decimal, se multiplica toda la ecuación por el número conveniente.

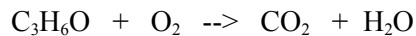
Ejemplo: *ajustar* N₂ + H₂ --> NH₃



	Izquierda	Derecha
Nitrogeno	2	2
Hidrógeno	3 x 2	2 x 3

Recuerda que para calcular el n° de átomos de un elemento se multiplica el **coeficiente** por el **subíndice**.

Un tipo especial de reacciones son las **REACIONES DE COMBUSTIÓN** (lo cual significa quemar o arder). **En todas las reacciones de combustión se necesita oxígeno, y se produce CO₂ y H₂O.** Ejemplo: la combustión de C₃H₆O, primero completamos:



y luego ajustamos $C_3H_6O + 4 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 3 H_2O$

- *Comprueba que hay 9 átomos de oxígeno a cada lado de la reacción.*

Para **INTERPRETAR** una ecuación química: Los **coeficientes** estequiométricos se interpretan como **moles**. Estos moles pueden pasarse a gramos o, en el caso de gases, a litros. Estas cantidades en moles, gramos o litros nos sirven como **factores de conversión** para realizar muy diversos cálculos.

Ejemplo: *¿cuántos litros de amoníaco (en C.N.) se obtienen a partir de 10 g de hidrógeno? Masas atómicas: N = 14; H = 1*

En primer lugar, ajustamos e interpretamos la reacción:

$$N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$$

Moles	1 mol	3 moles	2 moles
Gramos	28 gramos	6 gramos	34 gramos
Litros (en C.N.)	22'4 litros	67'2 litros	44'8 litros

Para saber cuánto NH₃ se obtiene con 10 g de hidrógeno, tenemos que partir de que 6 gramos de hidrógeno producen 44'8 litros de NH₃.

$$10 \text{ g de } H_2 \cdot \frac{44'8 \text{ L de } NH_3}{6 \text{ g de } H_2} = 74'7 \text{ L de } NH_3$$

- Completa y ajusta las siguientes reacciones de combustión:
 - $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow$
 - $C_2H_6O + O_2 \rightarrow$
- Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:
 - $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
 - $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
 - $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$
 - $KI + Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbI_2 + KNO_3$
 - $CO_2 + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$
 - $N_2H_4 + N_2O_4 \rightarrow N_2 + H_2O$
- En un proceso químico se queman 10 g de butano (C_4H_{10}).
 - Escribe la ecuación química ajustada*.
 - ¿Cuántos moles de agua se forman?
 - ¿Qué volumen ocupa el CO_2 obtenido a 1 atm y 0 °C?
- ¿Qué volumen de oxígeno en C.N. se necesita para quemar 80 L de metano*?
- Por medio del calor, se ha descompuesto una determinada cantidad de carbonato de calcio, obteniéndose dióxido de carbono y 500 kg de óxido de calcio. Escribe la reacción química ajustada.
 - Calcula la masa de carbonato de calcio de la que se ha partido.
 - ¿Qué volumen de dióxido de carbono, medido en CN, se ha obtenido?
- ¿Qué volumen de disolución de HCl 2 M se necesita para disolver completamente 5 gramos de $CaCO_3$? Los productos de la reacción son $CaCl_2$, CO_2 y H_2O .
- El trióxido de dinitrógeno reacciona con agua para dar ácido nitroso. Si se disuelven 10 g de N_2O_3 en 500 mL de agua, ¿cuál es la molaridad del ácido resultante?
- Escribe la ecuación química ajustada correspondiente al proceso de combustión de la vitamina A: $C_{20}H_{30}O$.
 - ¿Qué volumen ocupa el dióxido de carbono desprendido en condiciones normales al quemar 5'00 gramos de vitamina A? *Solución: 7'83 litros*
- Cuando se hace reaccionar cloruro de hidrógeno con metal cinc se obtiene cloruro de cinc ($ZnCl_2$) y se desprende gas hidrógeno.
 - Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente.
 - ¿Qué masa de cinc puede reaccionar con 20 g de cloruro de hidrógeno? *Solución: 17'9 g*
 - ¿Qué volumen de hidrógeno se obtiene en condiciones normales? *Solución: 6'14 litros*
 - ¿Qué cantidad de cinc puede reaccionar con el ácido clorhídrico presente en 20 cm³ de disolución comercial 11'3 M? *Solución: 7'39 g*

DATOS MASAS ATÓMICAS: C (12) O (16) S (32) Cl (35,5) Ca (40) Zn (65,4)

* Recuerda que en una **combustión** siempre se produce CO_2 y H_2O .

Ácidos y bases

Existen en la naturaleza unas sustancias llamadas **ácidas** (limón, vinagre, agua fuerte...) que se pueden reconocer por sus propiedades: sabor agrio, disuelven a los metales, atacan a los carbonatos (como el mármol), etc.

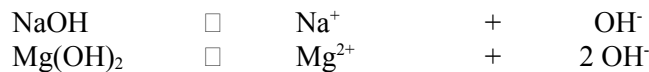
Por otra parte, otras sustancias llamadas **bases** (sosa caústica, cal, jabón...), que tienen sabor amargo y tacto escurrecido. Las bases pueden contrarrestar a los ácidos, hasta conseguir que pierdan sus propiedades. Es lo que se llama **neutralizar**.

Todas las sustancias que en disolución acuosa producen iones H^+ son ÁCIDOS

Por ejemplo: $HCl \rightarrow Cl^- + H^+$

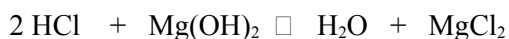
Todas las sustancias que en disolución acuosa producen iones OH^- son BASES.

Por ejemplo todos los hidróxidos:



Es lógico, entonces, que los iones H^+ desprendidos por los ácidos se unen a los iones OH^- de las bases, produciendo H_2O (¡agua!). Por otra parte, lo que queda (el anión del ácido y el catión de la base) se unen formando una **sal**. Por ejemplo:

Ácido + base \square agua + sal



Para que la neutralización sea exacta es necesario que el **nº de iones H^+ sea idéntico al nº de iones OH^-** , para lo cual habrá que tener en cuenta el nº de H o de OH que contiene cada molécula. Por ejemplo, **una** molécula de $Mg(OH)_2$ tiene **dos** OH y por tanto neutralizará a **dos** moléculas de HCl.

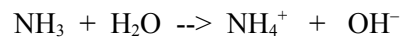
La forma más rutinaria y sencilla de averiguar si una sustancia es ácida o básica es mediante unos papeles o líquidos coloreados que nos indican el **pH**. El pH es una escala que va de 0 a 14.

- **pH < 7** indica **disolución ácida**. Ejemplo: jugo gástrico pH = 2
- **pH > 7** indica **disolución básica**. Ejemplo: lejía pH = 11'5
- **pH = 7** indica **disolución neutra**. Ejemplo: sal común y agua destilada.

Por ejemplo, la fenolftaleína es transparente si se mezcla con un ácido y se vuelve fucsia a partir de pH > 10 (mezclado con una base).

Los ácidos y las bases son importantes desinfectantes y se usan mucho en limpieza, porque muchos microbios no resisten valores de pH alejados de 7.

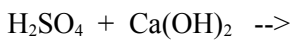
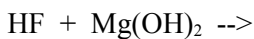
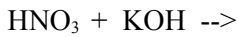
10. El amoníaco disuelto en agua produce la siguiente reacción:



•¿El amoníaco es una sustancia básica o ácida?

11. La picadura de abeja es ácida, mientras que la de avispa es básica. Se dispone de amoníaco y vinagre (ácido acético). ¿Qué remedio utilizarías para cada picadura?

12. Completa y ajusta:



13. Escribe y ajusta la reacción de neutralización entre HCl y Ca(OH)₂

•¿Cuántos gramos de HCl se necesitan para neutralizar 37 g de Ca(OH)₂.

•En un lago que contiene 1230 m³ de agua se han vertido accidentalmente 296 kg de cal, cuya fórmula es Ca(OH)₂. ¿Qué cantidad de disolución de HCl al 35% debemos utilizar para recuperar el pH neutro del agua?

14. Escribe la reacción de neutralización ajustada entre el ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio.

15. Indica si los siguientes líquidos son ácidos, básicos o neutros: orina (pH 6'2), saliva (pH 5'7), sangre (pH 7'3), zumo de limón (pH 2'5)

16. ¿Qué cantidad de hidróxido de sodio neutraliza a 126 g de ácido nítrico? ¿Y qué cantidad de nitrato de sodio se obtendrá?

Volumetría de neutralización

La volumetría es una técnica que sirve para determinar la concentración de una disolución desconocida. El profesor dispondrá de una disolución de **hidróxido de sodio** de concentración desconocida* y otra disolución de ácido clorhídrico de concentración conocida 1 M.

La reacción que va a ocurrir es:



- Pon un volumen conocido (cercano a la mitad de la bureta) de la disolución de **ácido clorhídrico** en un **erlenmeyer** y anótalo: _____ mL de disolución de HCl
- Añade unas gotas de **fenolftaleína** al **erlenmeyer**.
- Llena la **bureta** con la disolución de **hidróxido de sodio**. Tira un poco para “cebar” la punta de la bureta. Enrasa en el cero.
- Añade poco a poco el **hidróxido de sodio** al **ácido clorhídrico**. Agita en círculos el matraz erlenmeyer para mezclar las disoluciones. Observarás que se pone de color fucsia el lugar donde cae la gota, pero luego va desapareciendo.
- Cuando veas que el color fucsia va tardando en desaparecer, cierra un poco el grifo para que el hidróxido caiga gota a gota.
- **Una sola gota hará que cambie el color repentinamente: cierra la bureta.** Anota el volumen de consumido en la bureta: _____ mL de NaOH
 - Calcula los moles de ácido clorhídrico que había en el erlenmeyer.
 - Calcula los moles de hidróxido de sodio (fíjate en la reacción).
 - Divide entre el volumen y calcula la molaridad del hidróxido de sodio.
 - El profesor revelará la molaridad verdadera del hidróxido de sodio. Si el error relativo es menor del 10%, la práctica se considera aceptable. Si no, hay que repetirla.
- **ELABORA UN INFORME DE ESTA PRÁCTICA** con los siguientes puntos:
 - **Objetivo** que se persigue.
 - **Material** que se necesita: una lista incluyendo recipientes y sustancias.
 - **Procedimiento** para realizar la práctica. Dibuja el montaje y explica cómo lo has hecho.
 - **Conclusiones** (cálculos, incluyendo el error relativo)

* próxima a 1 M

12) MODELOS MOLECULARES

Objetivos:

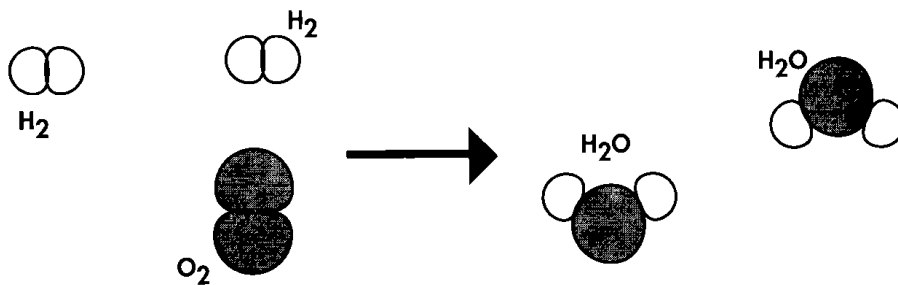
1. Concepto de molécula.
2. Concepto de cristal.
3. Concepto de reacción química.

Materiales:

1. Bolas y varillas. Pueden utilizarse bolas de plastilina y palillos de dientes.

Procedimiento:

1. El código de colores es el siguiente:
 - los átomos de hidrógeno (H) son blancos y tienen un brazo.
 - los átomos de oxígeno (O) son rojos y pueden tener uno o dos brazos.
 - los átomos de carbono (C) negros con 2 y 4 brazos.
 - los átomos de nitrógeno (N) azules con 3 y 4 brazos.
 - los átomos de cloro (Cl) verdes con 1 brazo.
 - los átomos de azufre (S) amarillos con 2 y 4 brazos
2. Construye dos moléculas de hidrógeno H₂ (H-H) y una de oxígeno O₂ (O-O)
3. Con las mismas bolas (necesitarás un palillo más) construye dos moléculas de agua. Lo que has realizado es un modelo de una **reacción química**.



4. Construye el modelo de la reacción química entre el hidrógeno H₂ y el cloro Cl₂, para formar ácido clorhídrico HCl. ¿Cuántas moléculas de ácido clorhídrico se forman?
5. La sal común NaCl se forma al reaccionar el ácido clorhídrico HCl con hidróxido de sodio NaOH. ¿Qué otra molécula se forma, además de la sal?
6. Con 14 átomos de cloro y 13 de sodio, construye un modelo de la red cristalina, de tipo cúbica, del cloruro de sodio. Cada átomo de sodio o de cloro se rodea de seis átomos contrarios.

Ejercicios propuestos:

1. ¿La masa de las moléculas existentes antes de la reacción y las existentes después de la reacción será siempre la misma, o puede ser diferente?(Ley de Lavoisier)
2. Cuando se rompe un enlace se necesita energía, pero cuando se forma otro nuevo se desprende energía. En una reacción exotérmica, ¿qué es mayor: la energía de los enlaces rotos o la de los enlaces formados?

13) FORMACIÓN DE UN PRECIPITADO DE COBALTO

Objetivos:

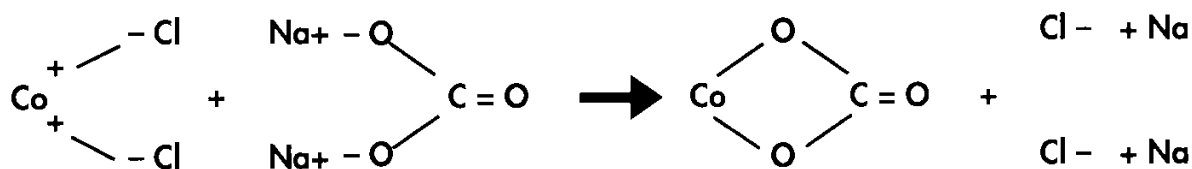
1. Verificar una reacción de intercambio de iones.
2. Modelizar dicha reacción.
3. Comprobar la ionización de sales solubles y la no ionización de las insolubles.

Material:

1. Cloruro de cobalto. CoCl_2
2. Carbonato de sodio. Na_2CO_3
3. Bolas de plastilina y palillos.
4. Montaje para comprobar la presencia de iones (pila 4'5 V, tres cables, bombilla con portalámparas)
5. Tubos de ensayo.
6. Mechero.

Procedimiento:

1. Echa 1/3 de agua en un tubo de ensayo y añade dos medidas de cloruro de cobalto. Agita hasta que se disuelva por completo. Anota el **color de la disolución**.
2. En otro tubo de ensayo, prepara otra disolución con una medida de carbonato de amonio. Anota el **color de esta disolución**.
3. Comprueba la presencia de iones en ambas disoluciones, con el detector de iones formado por la pila, la bombilla y los tres cables.
4. Mezcla las dos disoluciones y anota el **color del precipitado** (se llama "precipitado" al sólido que se forma, en este caso el carbonato de cobalto). El color puede variar según las proporciones de los reactivos.
5. Filtra y lava el precipitado de carbonato de cobalto con agua destilada un par de veces, recogiendo el líquido filtrado. Comprueba la presencia de iones en este líquido con el detector de iones. En este líquido están presentes los iones sobrantes, los que no participan en el carbonato de cobalto, ¿cuáles son?
6. Echa el sólido en un tubo de ensayo, añade un poco más de agua y comprueba que no es un electrolito, porque el carbonato de cobalto es insoluble.
7. Modeliza la reacción con bolas de plastilina y palillos:



Ejercicios propuestos:

1. Sabiendo que el cloruro de plata AgCl es insoluble, escribe la reacción que ocurrirá al mezclar una disolución de cloruro de sodio NaCl con otra de nitrato de plata AgNO_3 .
2. Investiga los colores de diversas sales de cobalto.
3. Busca aplicaciones prácticas del cobalto.

14) FORMACIÓN DE IONES COMPLEJOS DE COBALTO

Objetivos:

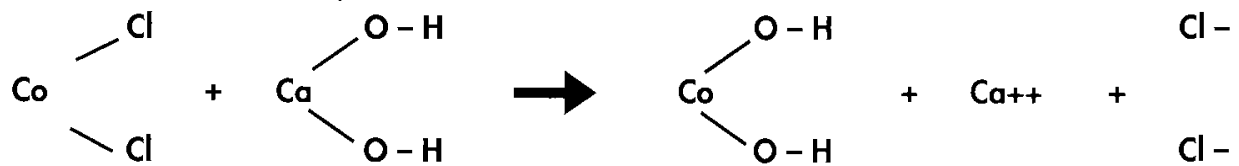
1. Observar la formación de iones complejos de diversa coloración.
2. Observar la descomposición de sales amónicas en amoníaco, al calor.
3. Modelizar reacciones químicas.

Material:

1. Cloruro de cobalto. CoCl_2
2. Carbonato de amonio. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
3. Agua de cal. $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Procedimiento:

1. Prepara dos disoluciones, de carbonato de amonio y de cloruro de cobalto, a 1/3 de altura de sendos tubos de ensayo. Anota los colores de las disoluciones.
2. Mezcla los tubos y anota el color del precipitado. Se trata de una sal compleja, **carbonato de amonio y cobalto**: $\text{Co}(\text{NH}_4)_2(\text{CO}_3)_2$
3. Lava el precipitado y comprueba que no es iónico.
4. Calienta el precipitado en el mechero y observa el cambio de color. Huele inmediatamente para comprobar el gas que se está desprendiendo. ¿Cuál es? Puedes añadir más carbonato de amonio y calentar.
5. Prepara otra disolución de cloruro de cobalto a 1/3 de altura de un tubo de ensayo. Añade agua de cal hasta la mitad. Anota el color del precipitado.
6. Añade agua de cal hasta $\frac{3}{4}$ y anota el nuevo color del precipitado.
7. Calienta el precipitado obtenido y anota el color.
8. Modeliza la reacción que ha ocurrido:



Ejercicios propuestos:

1. Investiga qué son “iones complejos”, y en especial qué iones complejos existen entre el cobalto y el amoníaco, y también entre el cobalto y el ión hidróxido.
2. Prueba a mezclar dos disoluciones de cloruro de cobalto y metasilicato de sodio Na_2SiO_3 , y escribe la reacción ocurrida.

15) PRECIPITADOS DE HIERRO

Objetivos:

1. Observar la oxidación del ión ferroso a férrico.
2. Comprobar la aceleración de la velocidad de reacción con el calor.
3. Escribir reacciones químicas.

Material:

1. Sulfato ferroso. FeSO_4
2. Carbonato sódico. Na_2CO_3

Procedimiento:

1. Si dejas reposar una disolución de sulfato ferroso se transformará en sulfato férrico. Anota el cambio de color.
2. Si quieres acelerar la reacción, calienta la disolución de sulfato ferroso.
3. Mezcla una disolución de sulfato ferroso con otra de carbonato sódico. Anota el color del precipitado de carbonato ferroso FeCO_3 .
4. Escribe la reacción que ha ocurrido.
5. Calienta el precipitado y anota el cambio de color. Este cambio se debe a la oxidación del ión ferroso Fe^{+2} a férrico Fe^{+3} . El carbonato también se ha transformado en óxido.
6. Mezcla ahora una disolución de sulfato ferroso con agua de cal. Anota el color del precipitado.
7. Escribe la reacción que ha ocurrido.
8. Calienta el hidróxido ferroso $\text{Fe}(\text{OH})_2$ que has obtenido. Obtendrás hidróxido férrico. Escribe la fórmula del hidróxido férrico. ¿De qué color es?

Ejercicios propuestos:

1. Investiga algunas aplicaciones de los iones ferroso y férrico.
2. Investiga cómo se pueden obtener las sales ferrosas.

