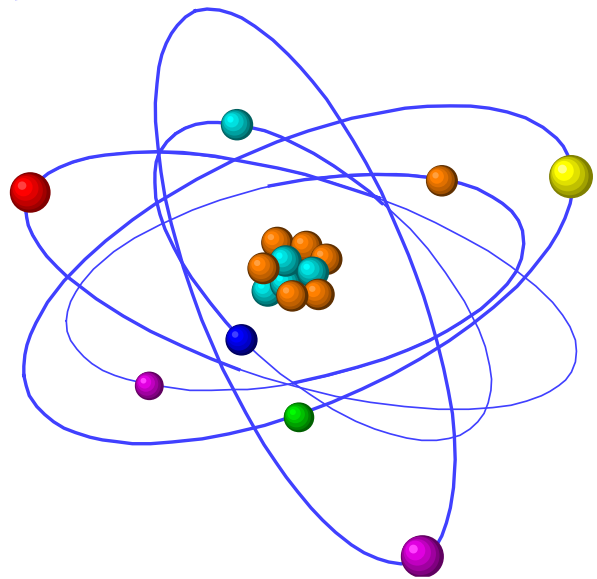




# Unidad Didáctica 6: Química de andar por casa



# Actividades

(alumno)

## ÍNDICE

UNIDAD DIDÁCTICA 6. QUÍMICA DE ANDAR POR CASA .....	3
Introducción.....	3
Objetivos didácticos .....	3
Contenidos .....	4
CAPÍTULO 1. DISOLUCIONES Y SOLUBILIDAD.....	6
Tipos de disoluciones .....	6
La solubilidad como propiedad característica .....	6
Representaciones, coordenadas cartesianas .....	7
Tabla de solubilidades .....	8
Diluir y disolver .....	8
Curvas de solubilidad .....	9
Preparando disoluciones .....	10
Presión osmótica de disoluciones.....	10
Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico de las disoluciones .....	11
pH de una disolución. Disoluciones ácidas y básicas .....	11
pH de sustancias de uso frecuente.....	12
Ácidos y lluvia ácida .....	12
Concentración de una disolución.....	14
Formas de medir la concentración de una disolución .....	14
Teoría atómico-molecular .....	14
Concepto de mol y de moles/litro .....	16
Potencias de diez y notación científica .....	16
Preparar disoluciones con concentración determinada.....	18
Cuestiones de disoluciones y moles.....	19
CAPÍTULO 2. LAS REACCIONES QUÍMICAS. ....	21
¿Qué es una reacción química? .....	21
Tipos de reacciones químicas .....	21
Ley de proporciones constantes.....	22
Polémica Proust-Berthollet .....	23
Cuestiones sobre reacciones químicas .....	27
Fabricación de jabón .....	29
CAPÍTULO 3. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA QUÍMICA.....	32
Concepto de valencia .....	32
Formulación y nomenclatura de compuestos binarios .....	33
Estudio de los compuestos binarios más comunes .....	35
Formulación y nomenclatura de compuestos ternarios.....	36
RECAPITULACIÓN .....	38
Conceptos sobre solubilidad y disoluciones .....	38
Pruebas parciales sobre solubilidad y disoluciones .....	38
Conceptos sobre reacción y formulación química.....	40
Pruebas parciales sobre reacciones y diluciones .....	41
Prueba de toda la unidad .....	42
Mapas conceptuales .....	43
ANEXOS.....	44
ANEXO I. Propiedades de disoluciones. Leyes de Raoult. ....	44
Presión de vapor.....	44
Temperaturas de solidificación (o congelación) y de ebullición .....	45
Presión osmótica .....	45
ANEXO II. Intoxicaciones con productos químicos .....	46
ANEXO III. Relación ciencia-técnica (damero).....	49
ANEXO IV. Curiosidades.....	50

## UNIDAD DIDÁCTICA 6. QUÍMICA DE ANDAR POR CASA

### **Introducción**

El aprendizaje de muchos conceptos y recursos prácticos del ámbito de la Química puede realizarse a través de pequeñas investigaciones guiadas sobre sustancias comunes y situaciones cotidianas. El proceso puede resultar largo, pero el aprendizaje gana en significatividad para el alumno. Si, una vez acabada la fase práctica, quieren formalizarse los conocimientos adquiridos, las experiencias realizadas harán más fácil el proceso de abstracción.

La etapa educativa en que nos movemos, da prioridad a aquellos contenidos que más fácilmente conectan con el entorno próximo de los alumnos y las alumnas. Coincidiendo con ello, en esta unidad nos ocupamos del comportamiento químico y las diferentes aplicaciones de algunas sustancias, dejando al margen el estudio sobre su estructura. Las posibilidades son muchas, ya que todos los materiales podrían constituir la base para el desarrollo de la unidad, pero no es necesario agotar el tema. Eso sí, ya que el tiempo disponible es limitado, hay que elegir unas actividades que a la vez sean motivadoras y útiles en el aprendizaje que pretendemos.

Empezaremos por diferenciar entre procesos físicos y químicos, para después ver algunos ejemplos de unos y otros. A través de este estudio, se trabajarán contenidos que, o bien forman parte de la cotidianidad (productos de limpieza, bebidas,...), o bien poco a poco van entrando en ella de la mano de los medios de comunicación o de la creciente tecnificación de nuestras casas (disoluciones, acidez de las sustancias,...); volveremos a investigar sobre alimentos (como se hizo en la unidad didáctica 4) y convertiremos el laboratorio en una pequeña fábrica de donde saldrán productos elaborados por los alumnos. Después de las largas vacaciones de verano, a los alumnos y las alumnas puede costarles un poco volver a coger el ritmo adecuado de trabajo.

Por ello, es fundamental el potencial motivador de esta unidad didáctica y con estas intenciones se hace la presente propuesta.

### **Objetivos didácticos**

- Preparar disoluciones acuosas de líquidos y sólidos en diferentes concentraciones.
- Calcular la cantidad de soluto presente en un volumen dado de disolución, conociendo su concentración.
- Explicar la diferencia entre procesos físicos y químicos.
- Explicar los cambios que suceden en una sustancia cuando sufre un proceso de disolución o de destilación, en términos de dispersión o de separación y reagrupamiento de las partículas que la forman.
- Conocer las partes de un aparato de destilación, la función que desempeña cada una y saber montarlo correctamente.
- Interpretar los procesos químicos en términos de cambios en las uniones entre los átomos y de conservación de la materia.
- Detectar la existencia de reacciones químicas cuando se aprecie la aparición de sustancias nuevas.
- Establecer una escala de acidez-alcalinidad con distintas disoluciones de sustancias de uso habitual en una concentración fija.

- Conocer los efectos que puede producir una sustancia sobre los materiales y sobre nuestro organismo, según su mayor o menor grado de acidez
- Conocer métodos de fabricación de productos de uso doméstico a partir de sustancias naturales.

## **Contenidos**

La mayor parte de los contenidos en esta unidad didáctica procede de los bloques de Ciencias de la Naturaleza. De todos modos, existen en ella contenidos de otros bloques, que queremos destacar. Por ejemplo, dentro del ámbito de la medida, se volverán a medir masas y volúmenes, como ya se hizo en la primera unidad, aunque esta vez para preparar disoluciones. Esto nos da pie para introducir algunos cálculos aritméticos. Así mismo, se debe aprovechar el tema para trabajar las correspondencias entre las unidades de capacidad y las de volumen, y repasar el uso del Sistema Métrico Decimal. En otro orden de cosas, el método didáctico de las pequeñas investigaciones guiadas requiere la realización y presentación de informes escritos sobre su desarrollo, los resultados obtenidos y las conclusiones a que se ha llegado.

### **a) Conceptos:**

- Estados de agregación: aproximación a sus diferencias estructurales.
- Disoluciones. Composición de disoluciones.
- Tipos de disoluciones
- Representaciones gráficas. Coordenadas cartesianas.
- Solubilidad y proporcionalidad.
- Curvas y tablas de solubilidad.
- Diluir y disolver.
- Disoluciones y presión osmótica.
- Descenso crioscópico y aumento ebulloscópico en las disoluciones.
- Materias primas naturales. Obtención de productos de uso doméstico.
- Otras sustancias de uso habitual: productos de limpieza, perfumes, bebidas...
- Concepto operativo de pH. Escala de pH.
- Sustancias ácidas y sustancias alcalinas.
- Ácidos y lluvia ácida.
- Concentración de una disolución.
- Formas de expresar la concentración: % en peso y volumen, g/l y moles/l.
- Teoría atómico-molecular de la materia.
- Concepto de mol y de moles/l.
- Potencias de diez. Repaso del Sistema métrico decimal.
- Notación científica.
- Introducción a las transformaciones químicas.
- Tipos de reacciones químicas.
- Conservación de la materia en las reacciones químicas.
- Ley de proporciones constantes
- Histórica polémica entre Proust y Berthollet.
- Estudio práctico de algunas reacciones químicas.
- Diluciones y %.
- Diluciones y partes por millón (ppm).
- Diluciones de ácidos y bases.
- Neutralización ácido-base.
- Contaminación de aguas residuales.
- Dilución y neutralización contra el problema de la contaminación.

- Concepto de valencia y repercusión en la estructura molecular.
- Formulación y nomenclatura de compuestos binarios.
- Formulación y nomenclatura de compuestos ternarios.
- Propiedades de sustancias binarias y ternarias importantes.

**b) Procedimientos:**

- Separación de los componentes de una disolución por medio de una destilación.
- Realización de una destilación por arrastre de vapor.
- Preparación de disoluciones de concentración dada.
- Expresión de las proporciones en los sistemas mixtos.
- Obtención de sustancias de interés común.
- Formulación de algunas sustancias químicas.
- Experimentación y observación de diferentes procesos físicos y químicos.
- Interpretación de los cambios que se producen en algunos procesos físicos y químicos.
- Utilización del laboratorio cumpliendo las normas de seguridad e higiene.
- Manejo de sustancias de uso común con las debidas precauciones.
- Normas básicas de seguridad en el laboratorio (Programa Internet).

**c) Actitudes:**

- Valoración de la importancia de los recursos naturales y de la importancia de hacer de ellos un uso adecuado.
- Interés por conocer las características de los materiales y su explicación científica.
- Sensibilidad por el orden y la limpieza del lugar y el material de trabajo, y por la realización cuidadosa de experiencias de laboratorio.
- Respeto de las normas de seguridad en el laboratorio, y valoración de su importancia.
- Defensa del medio ambiente, con argumentos fundamentados, ante actividades que lo degradan.

# CAPÍTULO 1. DISOLUCIONES Y SOLUBILIDAD

Conocemos que las sustancias tienen unas propiedades características como la densidad, los puntos de fusión y de ebullición que no permiten distinguir unas de otras, nos proponemos ahora estudiar otra propiedad de las sustancias que denominamos solubilidad para ver si es característica de las sustancias, reduciremos el estudio al caso de la solubilidad de sustancias en estado sólido en sustancias en estado líquido por las dificultades que plantea el estudio con sustancias en estado líquido y gas.

## *Tipos de disoluciones*

**Act.1.** ¿Qué entendemos por solubilidad de una sustancia en otra?

## *La solubilidad como propiedad característica*

Conviene recordar las diferentes clases de disoluciones según la cantidad de soluto:

- Disoluciones diluidas; las que tienen poco soluto respecto al máximo.
- Disoluciones concentradas; las que tienen bastante soluto, cerca del máximo posible.
- Disoluciones saturadas; las que contienen la máxima cantidad de soluto disuelta.

Ahora ya podemos estudiar si la solubilidad será una propiedad característica.

**Act.2.** ¿Es la solubilidad una propiedad característica? ¿En qué condiciones la solubilidad será una propiedad característica?

Veamos algún ejercicio de aplicación.

**Act.3.** Si decimos que la solubilidad de la sal común en agua, a 60 °C, es de 37,3 g/100 g de agua. ¿Qué queremos expresar? ¿Qué cantidad de sal se podrá disolver en 500 cm<sup>3</sup> de agua a esa temperatura, 60 °C?

Con objeto de operativizar la hipótesis podemos pensar que ponemos diferentes cantidades de disolvente y disolvemos en ellas un soluto hasta la saturación.

**Act.4.** Actividad web: **Disolución de una sal (NaCl) en agua.**

La animación (Flash) muestra la disolución de un compuesto iónico (NaCl) en agua con la separación de los iones individuales.

[http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/Dissolving\\_NaCl-Electrolyte\\_Probe.html](http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/Dissolving_NaCl-Electrolyte_Probe.html)

Después de visualizar la animación resúmela brevemente en tu cuaderno.

**Act.5.** Actividad web: **Disolución de azúcar en agua.**

La animación (Flash) muestra la disolución de un compuesto molecular (Azúcar común, C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>) en agua con la separación de las moléculas individuales.

[http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/Dissolving\\_Sugar\\_Non-electrolyte\\_Probe.html](http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/Dissolving_Sugar_Non-electrolyte_Probe.html)

Después de visualizar la animación responde en tu cuaderno a la cuestión:

¿Por qué vemos el azúcar antes de disolverse y no lo vemos una vez disuelto en agua?

## Representaciones, coordenadas cartesianas

**Act.6.** Dibuja el tipo de gráfica que obtendríamos si representamos en ordenadas los gramos de soluto y en abscisas los gramos de disolvente de una disolución saturada (puedes utilizar los datos de la A.3)

Se trata de inventar un procedimiento para comprobar lo establecido en la emisión de hipótesis y en definitiva medir la solubilidad, nos referimos siempre a sustancias en estado sólido como solutos y en estado líquido como disolvente.

**Act.7.** Selecciona las sustancias que vas a utilizar como soluto y como disolvente.

Vamos ya a detallar un poco más el diseño.

**Act.8.** Indica las medidas que vas a realizar y el procedimiento que vas a seguir para obtenerlas y cómo las vas a ordenar.

**Act.9.** Proceder a realizar la experiencia. Por ejemplo: Calcular la solubilidad del NaCl en agua a 20°C.

**Act.10.** Actividad web: **Coordenadas cartesianas en el plano**

Coordenadas cartesianas (Programa Descartes):

[http://descartes.cnice.mec.es/materiales\\_didacticos/Coordenadas\\_cartesianas/Coordenadas\\_cartesianas.htm](http://descartes.cnice.mec.es/materiales_didacticos/Coordenadas_cartesianas/Coordenadas_cartesianas.htm)

1. Organización del plano.
2. El plano cartesiano.
3. Puntos y parejas de números.
4. Coordenadas de un punto: abscisa y ordenada.

En las simulación de Coordenadas cartesianas

- Mueve los ejes para X e Y para desplazarte por todos los puntos del plano.
- Utiliza el zoom para aumentar la escala.
- Representa los puntos de la tabla (abajo) en la animación nº 4:

En tu cuaderno de trabajo:

- Representa este sistema de referencia: los ejes y el origen.
- ¿En qué cuadrantes los puntos tienen sus dos coordenadas con el mismo signo y en cuáles las tienen diferentes?
- Dibuja los 12 puntos de la siguiente tabla:

1. (2.3,5.9)	2. (-3.1,2.2)	3. (-5,-2)	4. (-3,0)
5. (10,3)	6. (7.3,-10.5)	7. (0,5)	8. (20,16)
9. (40,35)	10. (-30,40)	11. (1,-1)	12. (-15,0)

## PRÁCTICA DE LABORATORIO: CALCULAR SOLUBILIDADES.

Hipótesis de partida.

La solubilidad de un determinado soluto en agua permanece constante si fijamos la temperatura y la cantidad de disolvente.

#### Planteamiento del problema.

Calcular la solubilidad de la sal común, el azúcar y el bicarbonato en agua. Recordemos que la solubilidad se mide en g de soluto disueltos en 100 g de disolvente formando una disolución saturada.

#### Diseño experimental. Procedimiento.

?

#### Material e instrumentos necesarios.

?

#### Toma de datos e interpretación de resultados.

?

#### Cuestiones

Ya tenemos los datos recogidos en unas tablas, pero con esos datos ¿podemos asegurar que la solubilidad es una propiedad característica?

**Act.11.** Señala las semejanzas y diferencias que hay entre este trabajo y los referentes a la densidad y los puntos de fusión y ebullición.

**Act.12.** Analiza una tabla de solubilidades y los comportamientos tan diferentes de las sustancias con el aumento de temperatura del disolvente. Fíjate en la solubilidad extremadamente pequeña de algunas sustancias y en la variación de esta con la temperatura.

### ***Tabla de solubilidades***

SOLUBILIDAD DE ALGUNOS SÓLIDOS Y GASES EN AGUA (Gases a una presión de 1 atm.)

Sustancias	Fórmula	Solubilidad (g soluto en 100 g disolvente)					
		0 °C	20 °C	40 °C	60 °C	80 °C	100 °C
Cloruro de sodio (s)	NaCl	35,7	36,0	36,6	37,3	38,4	39,8
cloruro de potasio (s)	KCl	27,6	34,0	40,0	45,5	51,1	56,7
nitrate de plata (s)	AgNO <sub>3</sub>	122	222	376	525	669	952
nitrate de potasio (s)	KNO <sub>3</sub>	13,3	31,6	63,9	110,0	169,0	246
nitrate de sodio (s)	NaNO <sub>3</sub>	73	88	104	124	148	180
hidróxido de calcio (s)	Ca(OH) <sub>2</sub>	0,185	0,165	0,141	0,116	0,094	0,077
oxígeno (g)	O <sub>2</sub>	0,007	0,004	0,003	0,002	0,001	---
dióxido de carbono (g)	CO <sub>2</sub>	0,33	0,17	0,10	0,06	---	---
hidrógeno (g)	H <sub>2</sub>	0,0002	0,0001	0,0001	0,0001	---	---
cloro (g)	Cl <sub>2</sub>	---	0,73	0,46	0,33	0,22	---
nitrógeno (g)	N <sub>2</sub>	0,0029	0,0019	0,0014	0,0010	0,0007	---

**Act.13.** Si la solubilidad del nitrate de sodio (NaNO<sub>3</sub>) en agua es de 94 g/100 g de agua a 30 °C, ¿cuántos gramos de nitrate de sodio habrá que disolver en 800 cm<sup>3</sup> de agua a esa temperatura para obtener una disolución saturada?

### ***Diluir y disolver***



**Act.14.** Construye una frase donde intervenga el verbo "diluir". ¿Es lo mismo diluir que disolver? ¿Qué crees que es una disolución concentrada y una disolución diluida?

**Act.15.** Un estudiante experimentó en el laboratorio hasta calcular las siguientes disoluciones acuosas saturadas:

- 0,20 g de ácido bórico en 10 cc de agua.
- 25 g de bromo en 600 cc de agua.
- 220 g de sosa de blanquear en 1000 cc de agua
- 24 g de bicarbonato de sodio en 350 cc de agua

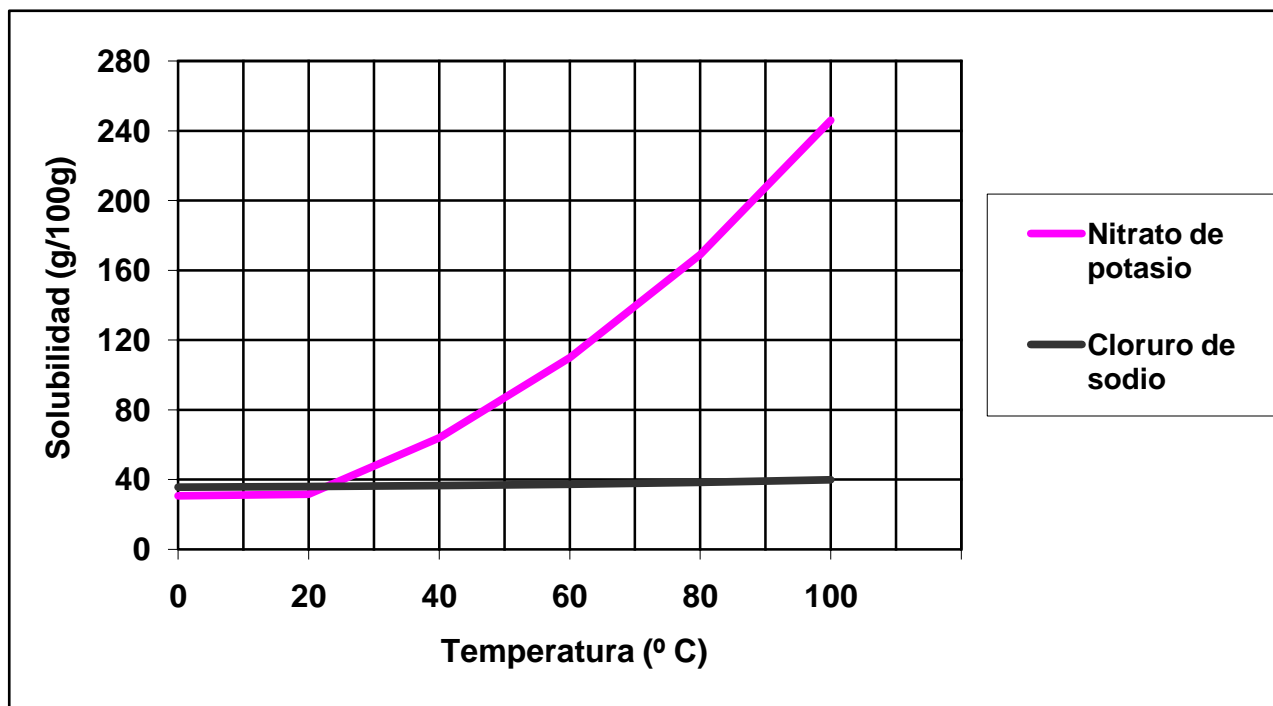
¿Cuál será la expresión de la solubilidad de cada sustancia en agua? ¿Qué sustancia es la más soluble en agua?

**Act.16.** Una disolución de sal común (cloruro de sodio, NaCl) en agua, ¿tendrá siempre la misma densidad?

## Curvas de solubilidad

**Act.17.** En la gráfica de solubilidades se dan valores de la solubilidad de dos sustancias disueltas en agua en función de la temperatura.

- ¿Cuál es la solubilidad de cada sustancia a 50 °C y a 85 °C?
- ¿En cuál de ellas el aumento de temperatura influye menos sobre el aumento de solubilidad?
- ¿A cuál de ellas le afecta más?
- ¿Cuál es la temperatura requerida para disolver 110 g de nitrato de potasio en 100 cc de agua?
- La solubilidad del  $\text{KNO}_3$  a 40 °C es de 63 g/ 100 g de agua. ¿Cuál será su solubilidad en agua a 80 °C?



**Act.18.** Estas curvas de variación de las solubilidades de diversas sustancias con la temperatura sólo nos dan los datos de las disoluciones saturadas. Ahora tenemos cinco disoluciones de

nitrate de potasio a 40 °C, clasifícalas atendiendo a la cantidad de soluto (saturada, concentrada, diluida):

g soluto en 100 g agua	44	10	40	5	63	15
Tipo de disolución						

**Act.19.** ¿Qué ocurre si se llena un vaso de una bebida carbónica fría y se deja hasta que adquiere la temperatura ambiente? ¿Y si además calentamos la bebida? ¿Por qué?

### SOLUBILIDAD EN AGUA DE COMPUESTOS IÓNICOS

Óxidos metálicos		Todos insolubles, excepto los alcalinos que reaccionan con el agua para dar el hidróxido correspondiente.
Hidróxidos		Todos insolubles, excepto los alcalinos y el de amonio. El hidróxido de calcio y el de bario son ligeramente solubles.
Sales	Cloruros Bromuros Yoduros	Todos solubles, excepto los de plata y plomo. El cloruro de plomo es soluble en agua caliente.
	Sulfuros	Todos insolubles, excepto los alcalinos, alcalinotérreos y el de amonio.
	Carbonatos	Todos insolubles, excepto los alcalinos y el de amonio.
	Nitratos	Todos solubles.
	Sulfatos	Todos solubles, excepto el de bario y el de plomo (II). El sulfato de calcio es poco soluble.

**Act.20.** En el gráfico anterior están dibujadas las gráficas de solubilidad del cloruro de sodio y del nitrate de potasio en función de la temperatura. Ahora dibuja las del cloruro de potasio, nitrate de sodio y nitrate de plata, con la ayuda de la tabla de solubilidades.

### Preparando disoluciones

Sin duda has oído hablar de los siguientes fenómenos. El agua del mar no sacia la sed, el alcohol añadido al agua de los radiadores de los coches actúa de anticongelante, los garbanzos se cuecen antes si se les añade bicarbonato o sal, el pelo se queda más suave si se aclara con agua y vinagre. Todos ellos están relacionados con propiedades de las disoluciones, parece relevante por lo tanto que estudiemos las características de las disoluciones y sepamos prepararlas. Vamos a comenzar considerando por separado cada uno de los fenómenos señalados.

**Act.21.** Consulta en algún libro ¿qué significa saciar la sed? Y ¿Qué deberíamos conocer del agua que bebemos para saber si puede saciar nuestra sed?

### Presión osmótica de disoluciones

Es una buena ocasión para poner en claro algunos términos que se utilizan en la vida cotidiana y también en la industria, como agua potable, agua rica en sales, aguas duras, aguas blandas, etc. Nos centraremos al final en el agua potable que debe saciar la sed, además de no contener materia orgánica que pueda producir efectos tóxicos sobre nuestro organismo, debe contener una cantidad de sales determinadas, ¿por qué?, para ello hemos de repasar el tema de la

nutrición celular y cómo esta se produce a través de una membrana semipermeable por una propiedad de las disoluciones que es la presión osmótica. Es fácil después de todo esto llegar a la conclusión que lo que debemos conocer es la concentración de sales sólidas a la  $t^a$  ambiente.

**Act.22.** Explica la propiedad de las disoluciones responsables de la presión osmótica.

Vamos ahora con los anticongelantes y los garbanzos.

### ***Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico de las disoluciones***

**Act.23.** Entérate cómo están constituidos los anticongelantes de los coches. ¿Qué necesitamos conocer para saber lo que podrá bajar la temperatura?

**Act.24.** Explica el descenso crioscópico y el aumento ebulloscópico. En cuanto a los garbanzos se cuecen antes cuanto mayor es la temperatura que se alcance durante su cocción, ¿por qué se cuecen antes si se añade bicarbonato al agua? ¿Qué debemos conocer para saber a qué temperatura se están cocinando?

### ***pH de una disolución. Disoluciones ácidas y básicas***

**Act.25.** Sin duda has oído anuncios sobre la conveniencia de usar champú de pH neutro. Preguntar a tu profesor o profesora sobre el pH y cómo conseguir un determinado valor del mismo. ¿De qué depende el pH de una disolución?

Escala de pH

0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
pH ácido				pH neutro					pH básico					

**Act.26.** Calcular aproximadamente el pH, ayudándote de la tira de papel indicador universal que te proporcionará el profesor, de sustancias comunes como zumo de limón, saliva, orina, aceite, sulfamán, whisky, agua oxigenada, agua de estanque, vinagre, agua destilada, zumo naranja, lágrimas, cebolla, vino, etc. (Actividad apropiada para realizarla en casa asignando a cada alumno/a una sustancia)

**Act.27.** Busca las propiedades más importantes de las disoluciones ácidas y básicas.

En todo caso parece que la concentración de la disolución es un factor determinante para determinar las propiedades de las mismas.

**Act.28.** Actividad web: **Escala de pH.**

Recorrido continuo por la escala de pH. Se indica el valor de la concentración de iones de hidrógeno y los compuestos que dan ese valor de pH concreto.

<http://www.colegioheidelberg.com/deps/fisicaquimica/applets/Acido-Base/Escala-pH.swf>

Recoge en tu cuaderno los límites de pH y las sustancias que dan ese pH (en español) de:

1. Ácido fuerte
2. Ácido débil
3. Neutro
4. Base débil
5. Base fuerte

### Act.29. Actividad web: Medida del pH con un pHmetro

Seleccionando un ácido, base o sal de una lista, conocidos o desconocidos, y el volumen de disolución y su concentración, se mide el pH de la disolución utilizando un pHmetro virtual.

- Insert Probes → insertar el pHmetro y calcular el pH
- Remove Probes → introducir nuevos datos

[http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/acidbasepH/ph\\_meter.html](http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/acidbasepH/ph_meter.html)

Con el pHmetro virtual calcula los pH de las siguientes disoluciones acuosas:

1. Ácido clorhídrico, 0,03 de molaridad y 50 ml de volumen.
2. Ácido clorhídrico, 0,03 de molaridad y 100 ml de volumen.
3. Hidróxido de sodio, 0,009 de molaridad y 80 ml de volumen.
4. Nitrato de potasio, 0,05 de molaridad y 30 ml de volumen.

## pH de sustancias de uso frecuente

Aguas y alimentos	pH	Líquidos en animales	pH
Agua destilada	6 - 7	Jugo gástrico	aprox. 1,4
Agua de cal	aprox. 10,5	Jugo pancreático	8,5 – 8,9
Agua de mina	aprox. 2,5	Semen	aprox. 8,3
Agua potable	6,5 – 7,5	Heces	6,6 – 8,5
Agua de Vichy	aprox. 6,8	Lágrimas	aprox. 7,2
Agua mar Mediterráneo	aprox. 8,4	Sudor	aprox. 7,2
Vinagre	2,4 – 3,3	Sangre de perro	7,0 – 7,2
Zumo de limón	2,1 – 2,5	Sangre de caballo	9,0 – 9,5
Zumo de naranja	3,1 – 4,1	Sangre humana	7,3 – 7,6
Leche de vaca	6,3 – 6,5	Orina humana	5,5 – 6,5
Cerveza	3,4 – 4,9	Orina de caballo	9,0 – 9,5
Vino	2,8 – 3,8	Pus	6,0 – 6,8

## Ácidos y lluvia ácida

### Act.30. COLECCIÓN OJO CIENTÍFICO VIDEO nº 2 (20 minutos)

#### ÁCIDOS Y LLUVIA ÁCIDA

#### IDEAS DE LA PELÍCULA

- Árboles, peces y construcciones de piedra sufren daños, según muchos, como resultado de la lluvia ácida. Los ácidos son líquidos corrosivos; muchos son útiles para la industria y para usos domésticos. Podemos experimentar con ácidos utilizando reactivos.
- Los ácidos dañan los dientes y contribuyen en la descomposición de la carne.
- Los ácidos estomacales ayudan a la digestión de alimentos.
- Los gases ácidos pueden dañar las plantas.
- Las fábricas y las centrales eléctricas desprenden dióxido de azufre que produce contaminación atmosférica; pero no son las únicas culpables. Los coches y los camiones también producen gases contaminantes, especialmente óxidos de nitrógeno.
- Robert Angust Smith acuñó el término de "lluvia ácida" ya en 1872.
- Los científicos siguen intentando resolver el problema.

### DESARROLLO

- Abetos moribundos, ausencia de peces y deterioro en construcciones de piedra. Los titulares de los periódicos acusan a la lluvia ácida.
- Los ácidos son líquidos corrosivos; el nítrico ataca a las monedas, el clorhídrico al mármol y el sulfúrico al azúcar. Utilidad de los ácidos en la batería del coche, vinagre para ensaladas.
- Un diente metido en Cola. Un trozo de carne también en Cola. El ácido en el estómago ayuda a la digestión de los alimentos; la carne comienza a disolverse.
- Una mecha se quema en una jarra. El agua cae a través del humo y el papel de tornasol en el agua se transforma de azul a rojo. Fábricas produciendo óxidos contaminantes.
- Niños plantando semillas con y sin dióxido de azufre. Después de tres días no ha germinado ninguna semilla con dióxido de azufre.
- Las plantas bajo una cúpula de cristal, con polución controlada. Corte transversal de árboles sanos y dañados.
- Los coches y los camiones producen contaminación por los gases que salen de los tubos de escape. Niños tomando parte en una investigación sobre la lluvia ácida en Inglaterra.
- Científicos verificando la polución del aire y sus efectos sobre el deterioro de edificios.

### CUESTIONES (Para realizar en el cuaderno)

1. ¿Qué puede causar la muerte de los árboles o el deterioro de las construcciones de piedra?
2. ¿Qué materiales no son atacados por los ácidos?
3. ¿Cómo podríamos descubrir los líquidos más corrientes que son ácidos y los que no lo son?
4. ¿Qué otras cosas pueden atacar a los dientes además de las bebidas de Cola?
5. ¿Qué alimentos tienen sabor agrio propio de los ácidos?
6. ¿Cómo afectan los ácidos a los materiales corrientes?
7. ¿Por qué el ácido estomacal no deshace el propio estómago? ¿Cuál es ese ácido?
8. ¿De donde procede la lluvia ácida detectada al quemar la mecha en una jarra? Escribe la reacción que explica la transformación del dióxido de azufre en lluvia ácida.
9. ¿Puede la lluvia matar árboles, peces y deteriorar las piedras?
10. ¿Por qué el daño que observamos en los árboles (corte transversal) se ha producido en los últimos veinte años si llevamos más de 100 años de revolución industrial?
11. Discutir sobre los resultados de la lluvia ácida. ¿Cómo pueden realizarse las mediciones? ¿Por qué es beneficioso el cambio de tiempo, de viento, etc.?
12. ¿Hay respuesta al estudio científico de la lluvia ácida? ¿Qué otra información necesitamos?
13. ¿Qué deberíamos hacer ahora nosotros al respecto?

### **Act.31. Actividad web: Animación flash sobre la lluvia ácida.**

<http://www.sma.df.gob.mx/simat/Masters/lluvia/presentacion.swf>

Realiza un breve resumen de la animación de la lluvia ácida en tu cuaderno.

## Concentración de una disolución

**Act.32.** Señala las formas de expresar la concentración que conozcas. Indica la que te parece más relevante para cada una de las propiedades analizadas anteriormente.

### Formas de medir la concentración de una disolución

Recuerda que para expresar la concentración de una disolución hay muchas formas pero ahora nos interesan cuatro:

- **Tanto por cien en peso (%).** - Expresa la masa, en gramos, de soluto disuelto por cada 100 g de disolución. Unidad muy utilizada en el trabajo corriente.

Su cálculo:

$$\% = \frac{\text{masa de soluto en gramos}}{\text{masa de disolución (soluto + disolvente) en gramos}} \times 100$$

- **Tanto por cien en volumen (%).** - Expresa el volumen, en mililitros (=cm<sup>3</sup>), de soluto disuelto por cada 100 ml de disolución. Unidad utilizada en disoluciones líquido-líquido.

Su cálculo:

$$\% = \frac{\text{volumen de soluto en ml}}{\text{volumen de disolución (soluto + disolvente) en ml}} \times 100$$

- **Gramos/litro (g/l).** - Expresa la masa en gramos de soluto por cada en cada litro de disolución

Su cálculo:

$$\text{g/l} = \frac{\text{masa de soluto en gramos}}{\text{volumen de disolución (soluto + disolvente) en litros}}$$

- **Moles/litro (moles/l).** - Expresa la cantidad de soluto, en moles, disuelto por cada litro de disolución. Unidad muy utilizada en el trabajo corriente.

Su cálculo:

$$\text{moles/l} = \frac{\text{cantidad de soluto en moles}}{\text{volumen de disolución (soluto + disolvente) en litros}}$$

**P-** Se disuelven 8,2 g de una sal en 50 g de agua, quedando saturada la disolución. Calcular la solubilidad, concentración en % y en g/l.

## Teoría atómico-molecular

**Act.33.E. BRITÁNICA, Video Nº 42, (14 minutos) U57**  
**COMPORTAMIENTO DE LA MATERIA**

### IDEAS DE LAS PELÍCULAS

La Teoría Atómico Molecular actual, nos sirve de modelo para interpretar los fenómenos microscópicos de la materia. Sus tres ideas básicas son:

- 1) La materia está formada por partículas muy pequeñas y con movimientos rápidos llamadas moléculas.
- 2) Las moléculas están formadas por átomos unidos en unas proporciones constantes y predecibles.
- 3) En la unión de los átomos para formar moléculas influye la electricidad.

### DESARROLLO

La Teoría Atómico Molecular puede explicarnos los tres estados de la materia:

- En el estado sólido las moléculas se hallan muy juntas, se mueven lentamente y se pegan mucho unas a otras. Son objetos duros pero también hay menos duros (tiza) o elásticos.
- Las moléculas de los líquidos se mueven más rápidamente y no se unen tanto. Toman la forma de cualquier recipiente. Hay líquidos que fluyen lentamente como la miel.
- En los gases las moléculas están más separadas que en los líquidos, se mueven mucho más rápidamente y escapan y se dispersan en todas las direcciones. La mayoría de los gases son ligeros.

La TAM. explica los cambios físicos en los que las moléculas son iguales pero cambia el comportamiento de la sustancia:

- Cambios de estado, en los que al calentar las moléculas se separan y al enfriar se unen.
- Dilatación, en la que hay un aumento de tamaño o volumen al calentar.
- Difusión, en la que hay una dispersión de las moléculas de una sustancia en otra (por ejemplo al disolverse).

La TAM. también explica los cambios químicos en los que las moléculas de unas sustancias se transforman en otras moléculas distintas, con la aparición de nuevas sustancias.

### CUESTIONES (Para realizar en el cuaderno)

1. ¿Cómo definimos la materia?
2. ¿Podemos ver las moléculas? ¿Por qué?
3. ¿Cómo podemos definir un modelo científico?
4. ¿Cuando hablamos de materia incluimos a los gases como, por ejemplo, el oxígeno del aire?
5. Las moléculas de hielo, agua líquida y vapor de agua, ¿son las mismas o distintas? ¿Por qué?
6. Completa la frase: Al calentar un objeto sus moléculas se ..... y al enfriarlo se .....
7. ¿Qué ocurre con el mercurio de un termómetro cuando le damos calor?
8. Al fenómeno de disolución de azúcar en agua a nivel microscópico, molecular, le llamamos:.....
9. ¿Qué cambios buscaban los antiguos alquimistas?

#### **Act.34.**Actividad web: **El interior de los átomos.**

<http://w3.cnice.mec.es/eos/MaterialesEducativos/mem2000/materia/web/act6.htm>

Resume en pocas líneas, en tu cuaderno, lo que veríamos en el interior de un átomo

#### **Act.35.**Actividad web: **Estructura del átomo.**

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/atomo/estructura.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/estructura.htm)

Repasa los conceptos de número atómico, número másico e isótopos.

Responde a las cinco actividades y copia las preguntas y respuestas correctas en tu cuaderno.

**Act.36.**Actividad web: **Construyendo átomos.**

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/atomo/aconstruir.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/aconstruir.htm)

Construye los 5 átomos que te propongan en la web.

Copia en el cuaderno el símbolo de cada átomo construido (con nºs atómico y másico) y su composición de protones, electrones y neutrones correcta. Y tu puntuación final.

**Act.37.**Actividad web: **Modelos atómicos.**

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/atomo/modelos.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/modelos.htm)

Lee este apartado de historia de los modelos atómicos y responde a las cuatro actividades.

Copialas en tu cuaderno con las respuestas correctas.

**Concepto de mol y de moles/litro**

*Repasar o profundizar en el concepto de mol. Podemos hacerlo con el símil de la docena. ¿Qué tienen en común tres docenas de huevos, tres docenas de manzanas y tres docenas de cucharas? ¿El número de unidades o la masa? Está claro que tienen distintas masas pero el mismo número de unidades, 36.*

Así se puede considerar el mol de cualquier sustancia como un número de unidades igual al Nº de Avogadro ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ). Normalmente las unidades serán moléculas pero pueden ser electrones, átomos,...

La comunidad científica ha preparado el concepto de mol para que su cálculo sea operativo.

**Act.38.** (No). Decide la concentración de cada una de las disoluciones que vas a preparar. ¿De qué materiales vas a partir? → Profe.

**Act.39.** Diseña un procedimiento para preparar la disolución de bicarbonato en agua (100 ml al 0,3 moles/l) ¿Qué cantidad de bicarbonato hay que pesar para preparar un determinado volumen (100 ml) de disolución de la concentración deseada?

**Act.40.** Diseña un procedimiento para preparar la disolución de alcohol (500 ml al 90 % en volumen). ¿Qué cantidad de alcohol hay que pesar para preparar un determinado volumen de disolución de la concentración deseada?

**Potencias de diez y notación científica**

Conviene recordar alguna de las propiedades generales de las potencias aplicables a todas las potencias de diez:

1. Exponente cero. Ej.  $10^0 = 1$ .
2. Exponente unidad. Ej.  $10^1 = 10$ .
3. Exponente positivo. Ej.  $10^4 = 10.000$

4. Exponente negativo. Ej.  $10^{-3} = \frac{1}{10^3} = \frac{1}{1000} = 0,001$



5. Exponente fraccionario. Ej.  $10^{1/2}$

6. Producto de potencias de igual base. Ej.  $10^2 \cdot 10^{-5} = 10^{[2+(-5)]} = 10^{-3} = 0,001$

7. Cociente de potencias de igual base. Ej.  $10^6/10^4 = 10^{(6-4)} = 10^2 = 100$   
(Ojo no se puede operar con suma ni resta de potencias)  $10^2 + 10^3 \neq 10^5$

**Act.41.** Predice mediante potencias de diez, positivas o negativas, las cantidades correspondientes a las siguientes medidas (todas expresadas en la unidad fundamental de longitud del SI):

Distancia entre estrellas.	Tamaño del sistema solar.
Distancia tierra-luna.	Longitud ecuador terrestre.
Longitud campo de fútbol.	Lado mesa profesor.
Lado de un folio.	Diámetro hilo de alambre.
Tamaño de un paramecio.	

Cuando aparecen cantidades muy grandes o muy pequeñas, en Matemáticas y todas las ciencias, se utiliza una forma especial de expresar estos números que se llama Notación científica. Esta notación consiste en expresar cualquier número como una potencia de diez.

Recuerda que las calculadoras científicas utilizan esta notación. Por ejemplo, ocho millones trescientos cincuenta y cinco mil quinientos, lo expresará como 8,3555 E 6, que debemos traducirlo a la notación científica  $8,3555 \times 10^6$ , o sea 8.355.500.

Un número en Notación científica puede tener las siguientes partes N=e,dec...  $10^a$ :

- Una parte entera con una sola cifra del 1 al 9.
- Una parte decimal con una o varias cifras (no obligatoria).
- Una potencia de diez con exponente entero, positivo o negativo.

Ejemplos de notación científica:  $8 \cdot 10^4$ ;  $4,5367 \cdot 10^{-8}$ ;  $10^5$  (en este último caso la parte entera es la unidad que se omite).

**Act.42.** Expresa en notación científica:

- a) Tres años luz.
- b) Medio billón.
- c) Veintitrés trillonésimas.
- d) Cuarenta y cuatro billones, doscientos mil millones.
- e) Ciento veinticinco millonésimas.
- f)  $227 \cdot 10^{-6}$
- g)  $\frac{1}{4} \cdot 10^{18}$
- h) 351 billones
- i)  $235 \cdot 10^3$
- j)  $0,003 \cdot 10^{24}$
- k)  $6 \cdot 10^2 \cdot 5 \cdot 10^3$
- l)  $1,2 \cdot 10^8 \cdot 3,5 \cdot 10^{-7}$
- m) 5 trillones
- n)  $5,32 \cdot 10^{-5} \cdot 6,3 \cdot 10^{10} \cdot 0,0002$
- o) 241 billones y 300 millones
- p) 125 millonésimas
- q) 5,2 billones / 0,5 millonésimas

r)  $1/5$  de 0,012 millones

**Act.43.** Busca en cualquier medio o pregunta a algún experto sobre el número de glóbulos rojos que hay, aproximadamente, en  $1 \text{ mm}^3$  de sangre y el número de litros de sangre que tiene el cuerpo humano, como cantidades medias o estándar.

- Calcula el número de  $\text{mm}^3$  de sangre de un organismo humano en notación científica.
- Calcula el número de glóbulos rojos, también en notación científica.

**Act.44.** Un año en el planeta más grande del sistema solar, Júpiter, equivale a  $3,792 \cdot 10^8$  segundos.

- ¿Cómo definirías un año jupiteriano?
- Calcula los segundos de un año terrestre, en notación científica.
- ¿A cuántos años terrestres equivale un año en Júpiter? ¿Y un año de Plutón si tarda  $7,82 \cdot 10^9$  segundos en su periodo de traslación?

**Act.45.** Actividad web: **Potencias de diez. El tamaño de los átomos.**

<http://w3.cnice.mec.es/eos/MaterialesEducativos/mem2000/materia/web/act1.htm>

Con esta actividad escribe en el cuaderno ejemplos de distancias desde  $10^0$  hasta  $10^{-12}$  m.

## Preparar disoluciones con concentración determinada

**Act.46.** Prepara la disolución de bicarbonato en agua. Anota en tu cuaderno de laboratorio las diferencias con el procedimiento diseñado y la disolución de alcohol en agua.



### OBJETIVOS

- Manejar adecuadamente los instrumentos de medida de masas (balanzas), y también de volúmenes, asociando a cada tipo de medida el instrumento adecuado.
- Expresar el resultado de una medida como una cantidad acompañada de la unidad correspondiente, indicando el número correcto de cifras significativas.
- Calcular la cantidad de soluto necesaria para preparar un determinado volumen de disolución de la concentración deseada.

### INFORMACIÓN

Recuerda que entre las características de los instrumentos de medida, podemos citar:

- Sensibilidad: es el mínimo valor de masa que puede apreciar la balanza.
- Capacidad: es el máximo peso que puede admitir una balanza sin que sufra su sensibilidad o se altere su sistema de funcionamiento.

En nuestro laboratorio tenemos cuatro tipos de balanzas pero utilizaremos sólo dos:

- Balanza de tres vigas, de poca sensibilidad (0,1 g) y mucha capacidad.
- Balanza monoplato electrónica de precisión, de bastante sensibilidad (0,01 g).

### PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

Preparar 100 cc de una disolución de bicarbonato en agua 0,3 molar.

Preparar 100 cc de una disolución de alcohol etílico en agua al 50 % en volumen.

#### DISEÑO EXPERIMENTAL, PROCEDIMIENTO

(A realizar por el alumno en el cuaderno)

#### MATERIAL E INSTRUMENTOS NECESARIOS

(... cuaderno)

#### TOMA DE DATOS E INTERPRETACIÓN DE RESULTADOS

(... cuaderno)

#### CUESTIONES

1. - Indica cómo podemos saber si cada disolución de las preparadas tiene la concentración deseada.

**Act.47.** Señala las diferencias más relevantes entre el procedimiento diseñado y la experiencia realizada.

De todas formas perseguimos unas disoluciones de una determinada concentración, ¿cómo estar “seguros” de que las preparadas la tienen?

**Act.48.** Indica cómo podemos saber si cada disolución preparada tiene la concentración deseada.

Vamos a centrarnos en las derivaciones técnicas de los problemas planteados, pero también algunas consideraciones que nos sirvan en nuestra vida cotidiana.

**Act.49.** La humanidad ha inventado otra forma de cocinar los garbanzos más rápidamente, se trata de la olla a presión. Describe cómo funciona. ¿Tiene algo que ver con las disoluciones?

**Act.50.** En todos los casos, ¿será conveniente lavarse el pelo con champú de pH neutro?

**Act.51.** Después de todo lo realizado, ¿qué opinas de una frase como la siguiente? : “el whisky con coca-cola hace menos daño que el whisky sólo”; “bebo un litro de vino diario, pero mezclado con gaseosa”.

### ***Cuestiones de disoluciones y moles***

**Act.52.** Una disolución de azúcar en agua tiene una densidad de 1,2 g/cc. Explica que significa este dato. ¿Qué diferencia hay entre la densidad y la concentración de una disolución?

**Act.53.** Una sustancia X es soluble en alcohol etílico (etanol), de manera que 50 g de dicha sustancia se disuelven en 79 g de alcohol. La densidad de la disolución resultante es de 0,9 g/cc. Expresar la concentración de esta disolución en %, en peso y en g/l.

**Act.54.** Tomamos 100 cc de una disolución de sal en agua de concentración 30 g/l. ¿Cuánta sal contienen esos 100 cc de disolución? Si cogemos 50 ml de esa disolución ¿cuál será su concentración?

**Act.55.** Mezclamos medio litro de disolución de yoduro potásico, KI, de concentración 100 g/l, con un litro de la misma disolución. ¿Cuál será la concentración de la disolución resultante?

**Act.56.** ¿Cuántos moles de sal hay en 1 litro de una disolución de sal en agua de concentración 3 moles/l? ¿Y en 0,5 l?

**Act.57.** ¿Cuál será la concentración en moles /l de una disolución de bicarbonato en agua que contiene 2 moles de soluto en 100 cc de disolución?

**Act.58.** Disolvemos 10 g de hidróxido de sodio en agua hasta un volumen de 250 cc, ¿cuál es la concentración en moles/l? Después tomamos 100 cc de esa disolución, ¿cuál es la concentración? Finalmente evaporamos parte del agua, con lo que concentramos la disolución, de forma que el volumen de 100 cc queda reducido a 25 cc ¿cuál será la concentración?

**Act.59.** ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio serán necesarios disolver para obtener dos litro de disolución de concentración 0,5 moles/l?

**Act.60.** Tenemos una disolución de concentración 0,2 moles/l de nitrato de hierro (II). Tomamos 500 cc y calentamos hasta reducir su volumen a la mitad. ¿Cuántos gramos de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  tendremos?

**Act.61.** Define el mol como unidad de cantidad de sustancia.

**Act.62.** Disolvemos 70 ml de alcohol en 100 ml de agua. Calcula la concentración de la disolución en % en volumen y en g/l si su densidad es de 0,8 g/cc.

**Act.63.** ¿Cuántos billones de moléculas hay en 0,0003 moles de cualquier sustancia?

**Act.64.** ¿Cuántos moles necesitamos de una sal para tener 35,4 trillones de moléculas?

**Act.65.** Con una balanza hemos medido la masa de ácido sulfúrico puro contenido en un frasco de laboratorio, obteniendo en la medida 637 gramos. Calcula:

- El número de moles de ácido sulfúrico en esos 637 gramos.
- El número de moléculas de ácido que hay en el frasco.

Datos: La masa atómica del azufre es 32, la del oxígeno 16 y la del hidrógeno 1.

**Act.66.** Si tenemos una gran vasija cerrada de 50 gramos completamente llena de amoníaco gaseoso,  $\text{NH}_3$ . Calcula:

- El número de moles amoníaco en la vasija.
- La masa molecular o peso molecular de cada molécula de amoníaco.
- El número de moléculas de amoníaco.

Datos: El peso atómico del nitrógeno es 14, y del hidrógeno, 1.

**Act.67.** Calcula el número de gramos que debes pesar de óxido de calcio sólido,  $\text{CaO}$ , para tener 4 moles. Además calcula el número de moléculas que habrá en esos 4 moles.

Datos: La masa atómica del Oxígeno es 16 y la del calcio, 40.

## CAPÍTULO 2. LAS REACCIONES QUÍMICAS.

### *¿Qué es una reacción química?*

Sabemos que las sustancias pueden experimentar cambios físicos (cambios de estado, cambios de posición, etc.) en los que las sustancias se conservan, modificándose sus propiedades, forma, etc. y cambios químicos (combustiones, electrólisis, etc.) en los que las sustancias se transforman unas en otras, conservándose los elementos. Al proceso por el que se produce un cambio químico lo denominamos reacción química, de tal forma que llamamos reactivos a las sustancias que van a transformarse y productos a las sustancias resultantes de la transformación.

Nuestra vida cotidiana está rodeada de reacciones químicas, cuando cocemos los alimentos, ponemos en funcionamiento nuestro coche, cuando nos alimentamos, etc., por no nombrar las sustancias que utilizamos y que se han obtenido mediante reacciones químicas: los plásticos, el papel, muchos de los tejidos, etc. Todo esto, es decir, que podamos utilizar esas sustancias y cocer cada vez mejor y más rápidamente los alimentos o aprovechemos mejor la energía en nuestros automóviles se debe en gran parte al estudio científico y tecnológico de las características de las reacciones químicas, nosotros vamos a iniciarnos en esa tarea mediante este trabajo práctico, es decir, vamos a fijarnos en las características de una reacción química.

#### **Act.1.** Actividad web: **Reacción química**

<http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/LimitingReactant.html>

Responde en tu cuaderno sobre la reacción química:

- ¿Qué sustancias son los reactivos?
- ¿Qué sustancias son los productos de la reacción?
- ¿Qué cambios se producen?

### **Tipos de reacciones químicas**

**Act.2.** Señala aspectos de las reacciones químicas que te interese estudiar o más fácil plantéate la actividad imaginando que eres el encargado en una fábrica de controlar una reacción química.

Vamos a plantear por separado cada uno de los aspectos que hemos señalado en la actividad anterior.

**Act.3.** Teniendo en cuenta lo que ya sabemos sobre las reacciones químicas y las reacciones que conocemos ¿qué podemos decir sobre la energía en las reacciones químicas?

**Act.4.** ¿Qué podemos decir sobre la estequiometría en las reacciones químicas?

**Act.5.** ¿Qué podemos decir sobre la rapidez con que se producen las reacciones químicas?

#### **Clases de reacciones químicas**

1. De síntesis; cuando dos sustancias se combinan para formar una única sustancia más compleja.

2. De descomposición o análisis; cuando una sustancia se descompone, se separa, dando otras más sencillas.
3. De desplazamiento; cuando una sustancia simple sustituye o desplaza a otra en una sustancia compuesta dando lugar a nuevas sustancias.
4. De neutralización; cuando reaccionan sustancias ácidas con sustancias básicas anulando sus propiedades y formando sales y agua.
5. De combustión; cuando reacción de forma rápida unas sustancias especiales (combustibles) con oxígeno (O<sub>2</sub>) desprendiendo gran cantidad de energía y formando dióxido de carbono y agua.

#### Act.6. Actividad web: Reacciones químicas

- 1) Monóxido de nitrógeno + Oxígeno → Dióxido de nitrógeno  
<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/limitr15.swf>
- 2) Descomposición del Bicarbonato de cobre (II)  
<http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/Decomposition.html>
- 3) Ácido clorhídrico con Hidróxido de sodio  
[http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/DoubleDisp\\_Reaction-AcidToBase.html](http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/DoubleDisp_Reaction-AcidToBase.html)
- 4) Ácido clorhídrico con Bicarbonato de sodio (formación de gas)  
[http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/DoubleDisp\\_Reaction-GasProduction.html](http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/DoubleDisp_Reaction-GasProduction.html)
- 5) Yoduro de potasio con Nitrato de plomo (II), (formación de precipitado)  
[http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/DoubleDisp\\_Reaction-Precipitation.html](http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/DoubleDisp_Reaction-Precipitation.html)
- 6) Ácido clorhídrico con Magnesio metálico (formación de gas)  
[http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/SingleDisp\\_Reaction-MetalToAcid.html](http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/SingleDisp_Reaction-MetalToAcid.html)
- 7) Nitrato de plata con Cobre metálico  
[http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/SingleDisp\\_Reaction-MetalToMetal.html](http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/SingleDisp_Reaction-MetalToMetal.html)
- 8) Formación de agua con hidrógeno y oxígeno  
<http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/Synthesis.html>

Copia en el cuaderno cada reacción química, su correspondiente ecuación química y la clase a la que pertenece según la clasificación anterior.

#### Act.7. Actividad web: Ley de conservación de la masa de Lavoisier.

[http://portaleso.homelinux.com/portaleso/trabajos/fisicayquimi/reaccionesqu/ley\\_conservacion/ley\\_conservacion.html](http://portaleso.homelinux.com/portaleso/trabajos/fisicayquimi/reaccionesqu/ley_conservacion/ley_conservacion.html)

Después de ver toda la animación escribe en tu cuaderno la reacción de combustión del Metano, su ecuación química ajustada y las moléculas que intervienen en la reacción representadas por bolitas.

## Ley de proporciones constantes

Vamos a centrarnos primero en la estequiometría. Los primeros químicos mantuvieron violentas discusiones acerca de las cantidades relativas de las sustancias que reaccionan para formar los compuestos. De una parte estaba un prestigioso químico francés *Berthollet* (1748-1822), que sostenía que un par de sustancias se podían combinar en cualquier proporción para formar un compuesto. Aunque se sabía que los gases al reaccionar los hacían en proporción de volumen

constante (como la relación 2:1 del hidrógeno y oxígeno para formar agua), pero Berthollet pensó que este comportamiento era solo característico de los gases.

Por otra parte estaba el químico también francés *Proust* (1754-1826) quien mantenía que todas las sustancias se combinan en proporciones constantes para formar nuevas sustancias. Para defender su postura, Proust realizó una serie de experimentos muy cuidadosos para sintetizar un número de sustancias puras que se encuentran en la naturaleza.

## ***Polémica Proust-Berthollet***

“El descubrimiento del oxígeno por Priestley y la preparación e identificación por Lavoisier de numerosos óxidos metálicos, dio pie no sólo a toda una serie de experimentaciones en este campo de la ciencia sino a una de las más famosas disputas en la historia de la Química.

Las investigaciones cuantitativas eran consideradas por aquel entonces (es decir, durante los últimos años del siglo XVIII), como los auténticos cimientos de la ciencia. Y fue, precisamente, apoyándose en tales investigaciones como el químico francés Joseph Louis Proust (1754-1826), entonces profesor en Madrid, tuvo la temeridad de discrepar de las opiniones de Claude Louis Berthollet (1748-1822), célebre hombre de Estado del Imperio, consejero científico de Napoleón, viejo amigo y discípulo de Lavoisier, y guía genial de la química francesa.

Después de un largo período de cuidadosos experimentos, Proust llegó a establecer, en 1799, su teoría de que las proporciones ponderales de los elementos en un compuesto son fijas e invariables; es decir, en el agua, el peso del oxígeno comparado con el peso del hidrógeno siempre está en la proporción de 8 a 1. Casi en la misma fecha, Berthollet, en París, había llegado a la conclusión de que cuando el cobre o el estaño se calientan en presencia de aire, se producen una serie de “compuestos de diversos colores y composición”. Berthollet presenta como ejemplo irrefutable de la falta de constancia en la formación de los compuestos el caso de las aleaciones y las disoluciones. (Por ejemplo, el azúcar puede mezclarse en el agua en cualquier proporción, siempre que no se alcance la saturación.)

La controversia entre Proust y Berthollet, acompañada de un intensivo trabajo de experimentación, duró más de ocho años. Debemos recordar que mientras Berthollet era ya famoso, Proust, por el contrario, aún era un desconocido, como genio científico, teniendo por consiguiente que luchar con tenacidad para defender su punto de vista. Finalmente pudo demostrar que varios elementos forman más de un compuesto (así ocurre claramente con los óxidos metálicos), puntualizando que las combinaciones tales como las soluciones y las aleaciones no eran compuestos, sino mezclas.

De todos modos, su contribución más importante a la química fue la definición de cuerpo compuesto como “una combinación de elementos según una proporción definida por su peso”. Esta ley es citada frecuentemente como la ley de las proporciones definidas; aunque fue necesario llevar a cabo ciertas modificaciones en ella, no hay duda de que ha permanecido como el principio fundamental en el que se basa toda la química cuantitativa.”

**Act.8.** Después de leer detenidamente el texto “polémica Proust - Berthollet” haz primero un resumen del mismo y por último ponle otro título.

**Act.9.** ¿A quién le das la razón a Berthollet o a Proust? ¿Qué opinas de las dificultades que tuvo Proust para hacer valer sus argumentos?

En 1799 Proust enunció la nueva ley descubierta, a la que llamó ley de proporciones constantes: *Cuando las sustancias puras se combinan mediante reacciones químicas para formar nuevas sustancias, lo hacen en proporciones fijas en peso.*

Por ejemplo, siempre que se combinan el hidrógeno (gas) con el oxígeno (gas) para formar el agua (líquido), lo hacen en la proporción 1/8 en peso, es decir que cada gramo de hidrógeno se combina con 8 g de oxígeno. Otro ejemplo es la combinación del carbono (sólido) con el oxígeno (gas) para formar dióxido de carbono (gas), en la proporción 3/8 en peso, es decir que cada 3 g de carbono se combinan con 8 g de oxígeno.

**Act.10.**¿Qué cantidad, en peso, de oxígeno se combinará con 200 g de hidrógeno para formar agua? ¿Cuánta masa de agua tendremos?

*Comentario:*

Como 1 gramo de hidrógeno + 8 gramos de oxígeno → 9 gramos de agua

200 g de hidrógeno necesitarán  $200 \cdot 8 = 1600$  g de oxígeno para formar 1800 g de agua.

**Act.11.** Interpreta y señala que ocurrirá en cuanto a la relación entre las cantidades de reactivos y productos en las reacciones siguientes:

- La reacción del fósforo con el oxígeno para dar óxido de fósforo (V).
- Azufre y hierro para dar sulfuro de hierro (III).
- Descomposición del agua para dar oxígeno e hidrógeno.

Vamos ahora con el otro aspecto que pretendíamos estudiar.

**Act.12.** Señala factores de los que dependa que una reacción sea más o menos rápida.

Comencemos por la estequiometría (averiguar en la proporción, en peso, de los reactivos que se combinan y la proporción en peso de los productos que se forman)

**Act.13.** Describe un procedimiento para realizar la reacción del azufre con el hierro. Fíjate en lo que hay que medir, cómo medirlo y qué material vas a utilizar.

**Act.14.** ¿Cómo vamos a saber si la proporción es definida?

**Act.15.** ¿Cómo podemos descomponer el agua en hidrógeno y oxígeno?

**Act.16.** Describe un procedimiento para realizar la reacción de descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno. Fíjate lo que hay que recoger dos gases por separado y medir su masa ¿cómo?

**Act.17.** ¿Cómo sabemos si el agua se descompone siempre en la misma proporción?

Sin duda conoces que no se debe dejar caer zumo de limón sobre el mármol, ya que contiene ácido cítrico y al reaccionar con el carbonato cálcico produce anhídrido carbónico y citrato de calcio, con lo que el mármol se estropea.

**Act.18.** Diseña un procedimiento para comprobar la influencia de la temperatura y el estado de los reactivos.



**Act.19.** Proceder a realizar la reacción de descomposición del agua.

## ESTUDIO PRÁCTICO DE ALGUNAS REACCIONES QUÍMICAS

**Act.20.** Proceder a la realización de algunas reacciones químicas en el laboratorio.

### OBJETIVOS

- Comprobar algunos de los cambios que aparecen cuando se producen reacciones químicas.
- Interpretar las reacciones químicas que tienen lugar y las ecuaciones correspondientes.

### INFORMACIÓN PREVIA

Algunos de los cambios observables asociados a las transformaciones químicas que vamos a estudiar, son:

- Formación de una nueva sustancia insoluble, por tanto no formará parte de la disolución sino que se comportará como un sólido precipitado, casi siempre en polvo. La aparición de ciertos precipitados pueden servir para identificar algunos elementos: precipitado blanco de AgCl (presencia de plata).
- Cambio de color, es decir aparición de una nueva sustancia que proporciona un nuevo color a la disolución. Algunos yoduros tienen colores sorprendentes. Hay colores característicos que sirven para identificar ciertos elementos: color amarillo vistoso del  $PbI_2$  (presencia de plomo).
- El color azul intenso (azul de Prusia) es característico del ion  $Cu(NH_3)_4^{2+}$  que se forma al disolver el hidróxido de cobre (II) en disolución de amoníaco (hidróxido amónico), y sirve para detectar la presencia de iones cúpricos, catión cobre (II).
- Formación de burbujas. Algunas reacciones conllevan la formación de sustancias gaseosas que se escapan y podemos observar el burbujeo. Si el gas formado es oxígeno podemos comprobar que se produce una combustión violenta con trozos de papel o trozos de madera. Las combustiones en el aire no son tan violentas porque el nitrógeno, en mayor proporción que el oxígeno actúa de moderador.

### REACTIVOS Y MATERIAL

Carbonato de calcio

Clorato de potasio

Sacarosa (azúcar)

Ácido clorhídrico

Ácido sulfúrico

Amoníaco (hidróxido de amonio)

Disoluciones diluidas de:

- Cloruro de sodio
- Nitrato de plata (I)
- Yoduro de potasio
- Nitrato de plomo (II)
- Sulfato de cobre (II)

Tubos de ensayo y gradilla

Mechero de gas

Pinza larga de madera

Vaso de precipitados

Pipetas

Aspirador de pipetas

Bolitas de papel



### PROCEDIMIENTO

El profesor/a verterá con pipetas unos 5 cc de las disoluciones preparadas en los tubos de ensayo de cada grupo. Cada grupo debe llevar el control del nombre (y fórmula) de cada disolución antes de iniciar la transformación

#### 1. Formación de sólidos.

- 1.1 Pon en un tubo de ensayo una pequeña cantidad de disolución de cloruro de sodio. Añade una cantidad semejante de disolución de nitrato de plata (I). Observa y anota los resultados
- 1.2 (Profesor) En un vaso de precipitados coloca una pequeña cantidad de sacarosa (azúcar común,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ). Añade ácido sulfúrico concentrado en cantidad suficiente como para empapararlo. Anota el cambio que se produce a lo largo de unos diez minutos.

¡Precaución! El ácido sulfúrico es altamente corrosivo y reacciona violentamente con el agua

## 2. Cambios de color.

- 2.1 Deposita en un tubo de ensayo un poco de disolución de nitrato de plomo (II). Caliente suavemente y agrega una cantidad semejante de disolución de yoduro de potasio. Observa la llamada "lluvia de oro" y anótalo.
- 2.2 (Profesor/a) Sobre una disolución de sulfato de cobre (II) en un tubo de ensayo, vierte una disolución de amoníaco. Anota lo que ocurre.

## 3. Formación de burbujas.

- 3.1 Coloca en un tubo de ensayo clorato potásico. Calienta y sigue calentando suavemente después de que se haya fundido. Observa lo que ocurre. Todavía en caliente echa dentro del tubo de ensayo, una a una, pequeñas bolitas de papel. Observa y anota lo que ocurre.
- 3.2 (Profesor/a) Deposita en un vaso de precipitados un trozo de mármol (carbonato de calcio). Añade unos  $cm^3$  de ácido clorhídrico. Anota lo que ocurre.

## INTERPRETACIÓN DE RESULTADOS

- 1.1 ¿Qué sustancia química será ese precipitado blanco?  
Completa la reacción y escribe la ecuación correspondiente:  
Nitrato de plata (I) + Cloruro de sodio  $\rightarrow$  Cloruro de plata (I) + .....
- 1.2 ¿Qué sustancia química será ese sólido negro que va apareciendo? ¿Por qué se forma?  
Busca en el libro la reacción y ecuación química que ha tenido lugar.
- 2.1 ¿Qué compuesto químico es el responsable de la lluvia de oro?  
Completa la reacción y ecuación química que ha tenido lugar:  
Nitrato de plomo (II) + Yoduro potásico  $\rightarrow$  Yoduro de plomo (II) + .....  
 $Pb(NO_3)_2 + KI \rightarrow PbI_2 + \dots\dots\dots$
- 2.2 ¿Qué sustancia química, o mejor qué catión, da ese color azul de Prusia a la disolución?  
También habrás observado que aparece un color blancoazulado gelatinoso debido al compuesto  $Cu(OH)_2$ , hidróxido de cobre (II), que precipita.
- 3.1 ¿Qué ha sucedido con las bolitas de papel? ¿Qué gas se ha desprendido?  
Completa la ecuación que se produce:  $KClO_3 + calor \rightarrow O_2 + \dots\dots\dots$
- 3.2 ¿A qué gas se debe el desprendimiento de burbujas?  
Escribe la reacción y ecuación química que ha tenido lugar.  
Carbonato de calcio + Ácido clorhídrico  $\rightarrow$  Cloruro de calcio + Dióxido de carbono + Agua
4. Cuestión final: Indica a qué grupo pertenece cada una de las reacciones observadas: Reacciones de síntesis, de descomposición o análisis, de desplazamiento, de doble desplazamiento o sustitución, y de neutralización. Anota todas las dudas que te hayan sugerido en la experimentación anterior.

Ahora comencemos por los resultados relativos a la estequiometría.

**Act.21.** ¿Se puede afirmar que el agua se descompone en proporciones definidas? ¿Cuál es la proporción en moles?

Vamos ahora con la rapidez de las reacciones.

**Act.22.**¿Podemos afirmar que todas las reacciones se producen en proporciones definidas? (Proust o Berthollet)

**Act.23.**¿Por qué la temperatura y el estado de los reactivos modifica la rapidez de las reacciones?

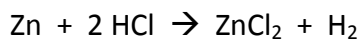
**Act.24.**Hemos trabajado de muy distinta manera con el problema de la estequiometría y de la velocidad de reacción ¿qué opinas sobre la medida y sobre el rigor en Ciencia?

**Act.25.**Realiza una síntesis de los conceptos trabajados en el trabajo práctico.

## ***Cuestiones sobre reacciones químicas***

**COMPRENSIÓN Y UTILIZACIÓN DE CONCEPTOS BÁSICOS (Memoria y razonamiento lógico. Definición y explicación de conceptos. Aplicación de leyes y principios).**

**Act.26.**El Zinc reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de zinc e hidrógeno según la reacción (ajustada):



En el laboratorio se han realizado tres reacciones como la anterior con diferentes masas, obteniéndose los siguientes resultados:

Cinc	Ácido clorhídrico	Cloruro de zinc	Hidrógeno
43,66 g	48,67 g	91 g	1,33 g
65,5 g	73 g	136,5 g	2 g
78,6 g	87,6 g	163,8	2,4 g

¿Se cumple la ley de Lavoisier? ¿Y la ley de Proust? Demuéstralo con los datos que te proporciona la tabla de resultados.

**Act.27.**El ácido acético (vinagre) tiene de composición molecular, dos átomos de carbono, cuatro átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno.

a) Escribe la fórmula y calcula su Masa molecular y la masa (en gramos) que tiene un mol.

Datos: La masa atómica del oxígeno es 16, la del carbono 12 y la del hidrógeno 1.

**Act.28.**Explica qué son reacciones de síntesis y pon un ejemplo cualquiera (reacción y ecuación correspondiente).

**Act.29.**Indica el nombre y alguna característica de los siguientes compuestos:

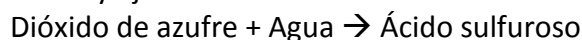
CO<sub>2</sub>      CaCO<sub>3</sub>      CH<sub>4</sub>      H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>      NaOH      NH<sub>3</sub>      SiO<sub>2</sub>

**Act.30.**De cada uno de los siguientes compuestos, SiO<sub>2</sub>, CCl<sub>4</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, AuCl<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>, PbBr<sub>2</sub>, indica:

- 1º Un nombre químico que identifique el compuesto.
- 2º El número de átomos de cada elemento en la molécula.
- 3º La valencia de cada elemento en el compuesto.
- 4º Una posible estructura sabiendo que todos son moleculares.

**Act.31.**Uno de los elementos del lenguaje químico son las ecuaciones químicas ¿Qué es una ecuación química? Explica detenidamente todos los componentes de la ecuación química.

Además escribe las ecuaciones químicas de algunas reacciones químicas responsables de la lluvia ácida y ajústalas:



**Act.32.**A continuación se muestran algunas reacciones químicas:

1. Butano + Oxígeno  $\rightarrow$  Dióxido de carbono + Agua
2. Azufre + Hierro  $\rightarrow$  Sulfuro de hierro (III)
3. Clorato de potasio + calor  $\rightarrow$  Cloruro de potasio + Oxígeno
4. Cloruro de hierro (II) + Agua oxigenada  $\rightarrow$  Cloruro de hierro (III) + Agua + Oxígeno
5. Bromo + Yoduro de potasio  $\rightarrow$  Bromuro de potasio + Yodo
6. Hierro + Oxígeno  $\rightarrow$  Óxido de hierro (III)
7. Cloruro de sodio + Nitrato de plata (I)  $\rightarrow$  Cloruro de plata (I) + Nitrato de sodio
8. Nitrato de plata (I) + Ácido clorhídrico  $\rightarrow$  Ácido nítrico + Cloruro de plata (I)
9. Ácido sulfúrico + Sacarosa  $\rightarrow$  Ácido sulfúrico + Agua + Carbono
10. Nitrato de plomo (II) + Yoduro potásico  $\rightarrow$  Yoduro de plomo (II) + Nitrato potásico
11. Carbonato de calcio  $\rightarrow$  Dióxido de carbono + Óxido de calcio
12. Carbonato de calcio + Ácido clorhídrico  $\rightarrow$  Cloruro de calcio + Dióxido de carbono + Agua
13. Carbono + Oxígeno  $\rightarrow$  Dióxido de carbono
14. Sodio + Agua  $\rightarrow$  Hidróxido de sodio + Hidrógeno
15. Cinc + Ácido clorhídrico  $\rightarrow$  Hidrógeno + Cloruro de cinc
16. Hierro + Ácido clorhídrico  $\rightarrow$  Cloruro de hierro (III) + Hidrógeno
17. Cobre + Ácido nítrico (concentrado)  $\rightarrow$  Nitrato de cobre (I) + Dióxido de nitrógeno + Agua

Escribe la ecuación química correspondiente a cada reacción.

Clasifica las reacciones descritas en reacciones de síntesis, análisis, neutralización, combustión y desplazamiento.

**Act.33.** Define lo que es una reacción de análisis o descomposición y pon algún ejemplo.

**Act.34.** Define lo que es una reacción de síntesis y pon algún ejemplo.

**Act.35.** ¿Qué dice la ley de conservación de la masa de Lavoisier sobre las transformaciones químicas? Explica la ley aplicándola a alguna reacción concreta como:



Datos: La masa atómica del carbono es 12, del oxígeno, 16, y del hidrógeno, 1.

Lo mismo para la ley de Proust.

**HABILIDADES DE INVESTIGACIÓN CIENTÍFICA (Análisis. Elaboración de conclusiones. Formulación hipótesis. Utilización sistemas de representación (tablas, gráficas).**

**Act.36.** Encuentra los nombres de ocho famosos científicos de los que se citan fechas de nacimiento y muerte y algún hecho o frase importante:

1564-1642; "Eppur si muove". Leyes del péndulo.

1642-1727; Tres famosos principios de la dinámica.

1743-1794; "La revolución no necesita de sabios". Fundador de la Química moderna.

1766-1844; Enunció la primera Teoría atómica moderna.

1791-1867; Descubridor del electromagnetismo y las corrientes inducidas.

1858-1947; Creador de la Física cuántica.

1879-1955; Enunció la Teoría de la relatividad.

1885-1962; "Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias".

P	I	R	A	M	O	N	C	I	N	Y	L
I	L	G	L	P	I	R	R	I	V	A	N
C	W	A	O	R	E	J	E	T	V	D	U
T	P	L	A	N	C	K	T	O	B	A	S
O	E	I	O	R	Y	W	I	J	N	R	K
R	C	L	I	O	H	S	N	O	O	A	A
K	O	E	S	T	I	O	N	U	T	F	L
C	S	O	T	E	T	O	B	L	L	A	I
N	K	A	R	W	I	C	D	C	A	E	U
I	N	I	E	T	S	N	I	E	D	L	Q
L	H	N	A	R	C	O	N	A	D	A	E
P	A	S	C	U	A	L	E	T	E	B	T

**Act.37.** Encuentra el nombre de estas ocho sustancias en la siguiente sopa de letras:

$H_2O$ ,  $O_2$ ,  $C_4H_{10}$ ,  $C$ ,  $NH_3$ ,  $HNO_3$ ,  $N_2$ ,  $CH_4$ ,  $C_6H_{12}O_6$ .

O	A	I	R	E	G	A	S	E	O	S	O
G	S	E	M	B	U	T	I	D	O	C	N
U	O	O	N	O	B	R	A	C	I	X	E
A	C	I	D	O	L	U	B	R	I	R	G
O	U	X	R	S	I	E	T	B	G	S	I
C	L	B	O	N	O	I	C	A	D	O	X
A	G	U	A	N	N	R	N	U	N	D	O
I	A	R	A	O	I	I	A	X	L	O	N
N	R	T	D	T	V	C	O	C	S	A	M
O	E	I	R	R	A	C	U	Z	A	F	I
M	C	A	L	C	I	O	N	O	L	S	O
A	O	N	E	G	O	R	T	I	N	E	A

## Fabricación de jabón

### LA QUÍMICA DE LA LIMPIEZA

La limpieza es en nuestra Civilización, además de una exigencia higiénica, una necesidad social. Las personas debemos presentarnos pulcras y aseadas y lo mismo cabe decir de nuestras casas y enseres y para conseguirlo empleamos buena parte de nuestro tiempo y de nuestro dinero. Es cierto, que continuamente aparecen en el mercado más y más productos que facilitan o

pretenden facilitar nuestra tarea: jabones de belleza, detergentes que "lavan más blanco", cremas que cuidan los muebles, lavavajillas antigrasa, etc. Pero, ¿qué sabemos de estos artículos, además de su nombre y del uso a que se destinan? Sin embargo, una pequeña reflexión puede hacer surgir un sin fin de preguntas: ¿De qué está hecho un detergente? ¿Son mejores los detergentes o los jabones para lavar la ropa? ¿Por qué blanquea la lejía? ¿Algunos de estos productos pueden contaminar peligrosamente nuestro medio ambiente? ¿Qué significa la palabra "biodegradable"? ¿De dónde provienen las materias primas para fabricar los productos de limpieza? ¿Podemos sustituir algunos de esos caros productos por otros más baratos de fabricación casera?

Nuestra ilusión es que con la realización de los sencillos experimentos que te presentamos a continuación, puedas encontrar la respuesta a estas y otras preguntas, constatando, como ello implica, la aplicación de muchos de los conocimientos de Química que te han enseñado en la escuela y que quizá te han parecido alejados de la realidad. Y ¿quién sabe? Tal vez tu curiosidad te lleve a plantearte nuevas preguntas y te impulse a profundizar más en el estudio de esta Ciencia, como *hobby* o como futura profesión.

## FABRICACIÓN DEL JABÓN

El agua sola no resulta un buen agente limpiador. Los pueblos primitivos la usaban (y la usan) pero sólo conseguían algún resultado a base de un gran esfuerzo. Por eso en nuestras casas añadimos jabón o detergente al agua de lavar. La preparación de jabón es una de las más antiguas reacciones químicas de las que se tiene noticia, probablemente la segunda, después de la fermentación del mosto para obtener vino. Fue conocido por los griegos y romanos (se ha encontrado los restos de una fábrica de jabón entre las ruinas de Pompeya) quienes seguramente lo usaron como cosmético. Más tarde y durante siglos, la elaboración de jabón fue una tarea principalmente casera en la que se empleaban como materias primas cenizas vegetales y grasas animales o vegetales. En la segunda mitad del siglo XIX diversos factores económicos y técnico-científicos produjeron el desarrollo de la industria del jabón.

El proceso industrial difiere poco del casero: las cenizas se sustituyen por *hidróxido de sodio* principalmente, aunque también se utiliza el *hidróxido de potasio*. La combinación de uno u otro hidróxido con diferentes grasas como pueden ser sebo, aceite de oliva, de palma, de coco, etc., producen diferentes tipos de jabones a los que se pueden adicionar, según el uso a que se destinen, colorantes, perfumes, emolientes, desinfectantes, etc. La reacción entre una *grasa* y un álcali (conocida por reacción de saponificación) produce además de jabón, *glicerina* que también se aprovecha:



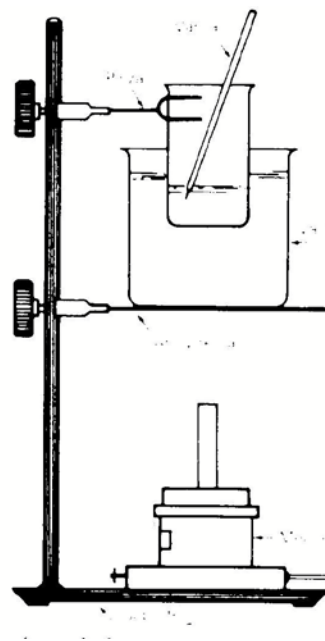
A continuación te proponemos elaborar un jabón sódico, usando como grasa el aceite de oliva. Esta experiencia te permitirá comprender las diferentes etapas que se siguen en la obtención del jabón.

### Act.38.ACTIVIDAD DE LABORATORIO: FABRICAR JABÓN

#### PROCEDIMIENTO. ¿CÓMO HACERLO?

1. Pon 20 cc de aceite de oliva en el vaso de 250 cc.
2. Añade 12 cc de etanol y 20 cc de disolución de hidróxido de sodio en agua 8 molar.

3. Coloca el vaso de 250 cc dentro del vaso de 600 cc (sin que se toquen las paredes) y añade agua al último hasta cubrir el nivel de la mezcla (baño María).
4. Calienta el agua del baño suavemente, agitando fuertemente el contenido para que se emulsionen los componentes.
5. Si el vaso se llena de espuma, retíralo del fuego unos momentos hasta que descienda ésta.
6. Continúa calentando unos 30 minutos, añadiendo un poco de agua si la mezcla se pone muy dura.
7. El jabón está en su punto si al echar una gota de la mezcla en un poco de agua se produce espuma.
8. Pasa el jabón formado a un vaso de precipitados de 250 cc mientras aún está caliente y añade unos 20 cm<sup>3</sup> de agua también caliente saturada de cloruro de sodio.
9. Agita la mezcla fuertemente y deja reposar toda una noche. Este proceso se llama "salado".
10. La capa superior sólida que se ha formado es el jabón. Si quieres mejorar su calidad repite el proceso de salado.



### MATERIALES E INSTRUMENTOS NECESARIOS

Aceite de oliva.  
Disolución de hidróxido de sodio en agua 8 M  
Etanol.  
Cloruro de sodio.  
Vasos de precipitados de 600 y de 250 cc.  
Probeta de 100 cc.  
Varilla para agitar.  
Soporte con aro y rejilla.  
Pinza y doble nuez.  
Mechero.

### PREGUNTAS

1. ¿Por qué motivo se añade etanol a la mezcla de aceite y sosa?
2. ¿Para qué añadir cloruro de sodio una vez formado el jabón?
3. ¿Qué sustancias quedan en el residuo líquido una vez separado el jabón?
4. Otros jabones se fabrican utilizando diferentes grasas y álcalis. Infórmate de las diferentes propiedades de estos jabones.
5. ¿Qué otros ingredientes se pueden añadir al jabón? ¿Con qué fines?
6. El jabón obtenido ¿tiene aún restos de álcali? ¿Cómo puedes probarlo? ¿Puedes usarlo para lavarte las manos?
7. ¿Qué factores influyeron en que el jabón dejase de ser un producto de lujo y su uso se popularizase en el siglo pasado?

## CAPÍTULO 3. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA QUÍMICA

La formulación y nomenclatura química constituyen un lenguaje del que se valen los científicos para comunicarse y por medio del cual personas de distintas lenguas y culturas pueden disponer de unas normas de nomenclatura y formulación comunes.

### Act.1. Actividad web: **Construyendo moléculas.**

<http://w3.cnice.mec.es/eos/MaterialesEducativos/mem2000/materia/web/act9.htm>

Construye las 10 moléculas que te propone el ejercicio desde la más simple, el oxígeno, hasta la más compleja, la glucosa, a partir de su composición atómica.  
Al final escribe la fórmula y el nombre de cada una en el cuaderno.

### Act.2. Actividad web: **Las moléculas del aire.**

<http://w3.cnice.mec.es/eos/MaterialesEducativos/mem2000/materia/web/act2.htm>

En el cuaderno:  
Resume la composición del aire en la superficie terrestre.  
¿Realmente hay moléculas de aire?

### Act.3. Actividad web: **Las moléculas del agua.**

<http://w3.cnice.mec.es/eos/MaterialesEducativos/mem2000/materia/web/act3.htm>

Responde en el cuaderno ¿Hay moléculas de agua?

### Act.4. Actividad web: **Las moléculas de la tierra.**

<http://w3.cnice.mec.es/eos/MaterialesEducativos/mem2000/materia/web/act4.htm>

Cita dos moléculas de sólidos importantes componentes de la Tierra.

### Act.5. Actividad web: **Las moléculas de la vida.**

<http://w3.cnice.mec.es/eos/MaterialesEducativos/mem2000/materia/web/act5.htm>

Resume el texto sobre las moléculas de los seres vivos.  
Cita características de las 4 moléculas de la vida expuestas.

## **Concepto de valencia**

Podemos decir que "valencia de un elemento es su capacidad de combinación con otros elementos". Al representar las moléculas (átomos y enlaces), las valencias de los elementos nos indicarán el número de enlaces de cada átomo.

### VALENCIAS MÁS FRECUENTES DE ELEMENTOS METÁLICOS

Elemento	Símbolo	Valencia	Elemento	Símbolo	Valencia
(Grupo 1, metales alcalinos)			(Metales de transición)		
Litio	Li	1	Cobre	Cu	1, 2
Sodio	Na	1	Plata	Ag	1
Potasio	K	1	Oro	Au	1, 3



Rubidio	Rb	1	Cinc	Zn	2
Cesio	Cs	1	Mercurio	Hg	1, 2
Francio	Fr	1	Titanio	Ti	3, 4
(Grupo 2, metales alcalinotérreos)			Vanadio	V	2, 3, 4, 5
Berilio	Be	2	Cromo	Cr	2, 3, 4, 6
Magnesio	Mg	2	Manganeso	Mn	2, 3, 4, 6, 7
Calcio	Ca	2	Hierro	Fe	2, 3
Estroncio	Sr	2	Cobalto	Co	2, 3
Bario	Ba	2	Níquel	Ni	2, 3
Radio	Ra	2	Platino	Pt	2, 4
(Grupo 3, metales térreos)			(Otros metales)		
Boro	B	3	Estaño	Sn	2, 4
Aluminio	Al	3	Plomo	Pb	2, 4
Galio	Ga	3	Bismuto	Bi	3, 5

#### VALENCIAS MÁS FRECUENTES DE ELEMENTOS NO METÁLICOS

Elemento	Símbolo	Valencia	Elemento	Símbolo	Valencia
(Grupo 17, halógenos)			(Grupo 16, anfígenos)		
Flúor	F	1	Oxígeno	O	2
Cloro	Cl	1, 3, 5, 7	Azufre	S	2, 4, 6
Bromo	Br	1, 3, 5, 7	Selenio	Se	2, 4, 6
Yodo	I	1, 3, 5, 7	Teluro	Te	2, 4, 6
(Grupo 15, nitrogenoideos)			(Grupo 14, carbonoideos)		
Nitrógeno	N	1, 2, 3, 4, 5	Carbono	C	2, 4
Fósforo	P	3, 5	Silicio	Si	2, 4
Arsénico	As	3, 5	Germanio	Ge	2, 4
Antimonio	Sb	3, 5	(Otros no metales)		
			Hidrógeno	H	1

**Act.6.** ¿Cuál es la valencia del flúor, fósforo, azufre y carbono en HF, PH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, CH<sub>4</sub>?

**Act.7.** ¿Qué valencia tiene el cobre en cada uno de los óxidos Cu<sub>2</sub>O y CuO?

**Act.8.** Dibuja la estructura molecular (átomos y enlaces) de los siguientes compuestos: agua, cloruro de hidrógeno, cloruro de sodio, sílice, cloruro de cobre, metano, dióxido de carbono

## Formulación y nomenclatura de compuestos binarios

### (Repaso del año anterior)

Son compuestos binarios los que están formados por la combinación de dos elementos químicos, por tanto los más simples. Los compuestos que agrupan tres elementos se llaman ternarios. Los compuestos binarios que vamos a estudiar son: óxidos, hidruros y sales binarias (sulfuros y haluros).

#### 1. ÓXIDOS (Ejemplos)

Fórmula	N. Sistemática	N. Stock
Na <sub>2</sub> O	óxido de disodio	óxido de sodio
FeO	monóxido de hierro	óxido de hierro (II)
PbO <sub>2</sub>	dióxido de plomo	óxido de plomo (IV)

CO	monóxido de carbono	óxido de carbono (II)
CO <sub>2</sub>	dióxido de carbono	óxido de carbono (IV)
SO <sub>3</sub>	trióxido de azufre	óxido de azufre (VI)
Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	pentóxido de dicloro	óxido de cloro (V)
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	heptóxido de dicloro	óxido de cloro (VII)

## 2. HIDRUROS (Ejemplos)

<u>Fórmula</u>	<u>N. Sistemática</u>	<u>N. Stock (tradicional)</u>
NH <sub>3</sub>	trihidruro de nitrógeno	hidruro de nitrógeno (amoníaco)
PH <sub>3</sub>	trihidruro de fósforo	hidruro de fósforo (fosfina)
AsH <sub>3</sub>	trihidruro de arsénico	hidruro de arsénico (arsina)
SbH <sub>3</sub>	trihidruro de antimonio	hidruro de antimonio (estibina)
CH <sub>4</sub>	tetrahidruro de carbono	hidruro de carbono (metano)
SiH <sub>4</sub>	tetrahidruro de silicio	hidruro de silicio (silano)
BH <sub>3</sub>	trihidruro de boro	hidruro de boro (borano)
NaH	hidruro de sodio	hidruro de sodio
MgH <sub>2</sub>	dihidruro de magnesio	hidruro de magnesio

Los metales de transición no forman habitualmente hidruros.

## 3. SULFUROS (Ejemplos)

<u>Fórmula</u>	<u>N. Sistemática</u>	<u>N. Stock</u>
PbS	sulfuro de plomo	sulfuro de plomo (II)
K <sub>2</sub> S	sulfuro de dipotasio	sulfuro de potasio
CS <sub>2</sub>	disulfuro de carbono	sulfuro de carbono (IV)
As <sub>2</sub> S <sub>5</sub>	pentasulfuro de diarsénico	sulfuro de arsénico (V)
Ag <sub>2</sub> S	sulfuro de diplata	sulfuro de plata (I)
ZnS	sulfuro de cinc	sulfuro de cinc
HgS	sulfuro de mercurio	sulfuro de mercurio (II)
Fe <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	trisulfuro de dihierro	sulfuro de hierro (III)

## 4. HALUROS (Ejemplos)

- 1) Compuestos del flúor (F): **Fluoruros**
- 2) Compuestos del cloro (Cl): **Cloruros**
- 3) Compuestos del bromo (Br): **Bromuros**
- 4) Compuestos del Yodo (I): **Yoduros**

<u>Fórmula</u>	<u>N. Sistemática</u>	<u>N. Stock</u>
MgF <sub>2</sub>	difluoruro de magnesio	fluoruro de magnesio
NaF	fluoruro de sodio	fluoruro de sodio
IF <sub>7</sub>	heptafluoruro de yodo	fluoruro de yodo (VII)
CaCl <sub>2</sub>	dicloruro de calcio	cloruro de calcio
BCl <sub>3</sub>	tricloruro de boro	cloruro de boro
PCl <sub>5</sub>	pentacloruro de fósforo	cloruro de fósforo (V)
AgBr	bromuro de plata	bromuro de plata (I)
SnBr <sub>4</sub>	tetrabromuro de estaño	bromuro de estaño (IV)
KI	yoduro de potasio	yoduro de potasio

## 5. HIDRÁCIDOS (Ácidos binarios)

<u>Fórmula</u>	<u>N. Sistemática</u>	<u>N. Tradicional (disuelto en agua)</u>
----------------	-----------------------	--

HF	fluoruro de hidrógeno	fluoruro de hidrógeno (ácido fluorhídrico)
HCl	cloruro de hidrógeno	cloruro de hidrógeno (ácido clorhídrico)
HBr	bromuro de hidrógeno	bromuro de hidrógeno (ácido bromhídrico)
HI	yoduro de hidrógeno	yoduro de hidrógeno (ácido yodhídrico)
H <sub>2</sub> S	sulfuro de dihidrógeno	sulfuro de hidrógeno (ácido sulfhídrico)
H <sub>2</sub> Se	seleniuro de dihidrógeno	seleniuro de hidrógeno (ácido selenhídrico)
H <sub>2</sub> Te	telururo de dihidrógeno	telururo de hidrógeno (ácido telurhídrico)

## **Estudio de los compuestos binarios más comunes**

### ÓXIDOS IMPORTANTES:

- SO<sub>2</sub> [dióxido de azufre u óxido de azufre (IV)]. Gas de olor picante; con agua origina el ácido sulfuroso (H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>).
- SO<sub>3</sub> [trióxido de azufre u óxido de azufre (VI)]. Gas que con agua origina el ácido sulfúrico.
- CO<sub>2</sub> [dióxido de carbono u óxido de carbono (IV)]. Gas que se origina en todas las combustiones y en la respiración de los seres vivos. Existe en la atmósfera. Es asfixiante pero no tóxico. Forma con el agua el ácido carbónico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), presente en todas las bebidas carbónicas.
- SiO<sub>2</sub> [dióxido de silicio u óxido de silicio (IV) o sílice]. Sólido muy duro. Se encuentra en la Naturaleza en forma de cuarzo. Componente de la arena. Se emplea para fabricar vidrio.
- CaO [monóxido de calcio u óxido de calcio o cal viva]. Sólido que con agua forma el hidróxido de calcio [Ca(OH)<sub>2</sub>].
- Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> [trióxido de dialuminio u óxido de aluminio o alúmina]. Sólido que con agua forma el hidróxido de aluminio [Al(OH)<sub>3</sub>].
- Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> [trióxido de dihierro u óxido de hierro (III)]. Sólido que se presenta en la naturaleza en forma de oligisto o hematites; origina el hidróxido de hierro (III) con agua [Fe(OH)<sub>3</sub>].
- PbO<sub>2</sub> [dióxido de plomo u óxido de plomo (IV)]. Sólido que se emplea para fabricar baterías eléctricas; con agua da lugar al hidróxido de plomo (IV) [Pb(OH)<sub>4</sub>].
- H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> [peróxido de hidrógeno o agua oxigenada]. Pertenece a los peróxidos (oxígeno con valencia 1). En disolución acuosa se emplea como desinfectante y para blanquear fibras.

### HIDRUROS IMPORTANTES

- NH<sub>3</sub> [trihidruro de nitrógeno o hidruro de nitrógeno (III) o amoníaco]. Gas picante que se emplea en disolución acuosa (NH<sub>4</sub>OH) para la limpieza doméstica y para fabricar abonos.
- CH<sub>4</sub> [tetrahidruro de carbono o hidruro de carbono (IV) o metano]. Es el componente principal del "gas natural", importante combustible. Forma el "gas grisú" que ocasiona frecuentes explosiones en las minas de carbón.

### ÁCIDOS IMPORTANTES

- HF (ac.) [ácido fluorhídrico]. Proviene del fluoruro de hidrógeno, el único gas que ataca al vidrio; muy corrosivo. Forma los iones fluoruros (F<sup>-</sup>) y las sales correspondientes.
- HBr (ac.) [ácido bromhídrico]. Proviene del bromuro de hidrógeno, gas que forma las sales llamadas bromuros. Anión bromuro (Br<sup>-</sup>).
- HCl (ac.) [ácido clorhídrico]. Es el ácido más utilizado en los laboratorios. Proviene del cloruro de hidrógeno, gas de olor irritante, de él derivan los cloruros. Anión cloruro (Cl<sup>-</sup>).
- HI (ac.) [ácido yodhídrico]. Proviene del yoduro de hidrógeno, gas que da lugar a los yoduros.
- H<sub>2</sub>S (ac.) [ácido sulfhídrico]. Proviene del sulfuro de hidrógeno, gas maloliente que se forma en las putrefacciones de productos orgánicos (olor a huevos podridos). Da lugar a los sulfuros.

## SALES IMPORTANTES

- NaCl [monocloruro de sodio o cloruro de sodio]. Sólido muy extendido en la naturaleza, es la sal común; de él se obtiene los elementos sodio y cloro.
- CaCl<sub>2</sub> [dicloruro de calcio o cloruro de calcio]. Sólido muy ávido de agua, se emplea como deshidratante.
- PbS [monosulfuro de plomo o sulfuro de plomo (II)]. Sólido, "galena", mena del plomo.
- ZnS [monosulfuro de cinc o sulfuro de cinc] Sólido llamado "blenda", mineral de cinc.
- HgS [monosulfuro de mercurio o sulfuro de mercurio (II) o "cinabrio"]. Mineral de mercurio.
- NaI [monoyoduro de sodio o yoduro de sodio]. Se usa en fotografía y medicina.
- AgBr [monobromuro de plata o bromuro de plata (I)]. Se emplea en películas fotográficas.
- CCl<sub>4</sub> [tetracloruro de carbono o cloruro de carbono (IV) o tetraclorometano]. Líquido incoloro, buen disolvente pero sus vapores son tóxicos.

**Formulación y nomenclatura de compuestos ternarios**

Los compuestos que agrupan tres elementos distintos se llaman ternarios. Uno de ellos es siempre el oxígeno.

## 1. HIDRÓXIDOS

Son combinaciones de metales con el grupo hidróxido (OH) con valencia 1. La nomenclatura más habitual para ellos es la de Stock. También se emplea la tradicional.

Fórmula general **X (OH)<sub>n</sub>** (X es un elemento con valencia n)

## BASES MÁS IMPORTANTES

- NaOH (hidróxido de sodio). También se llama "sosa cáustica". Sólido muy corrosivo y peligroso. Es muy soluble en agua y puede producir quemaduras en la piel, ojos, etc. Tiene muchos usos industriales como fabricar papel, jabones, colorantes, etc.
- KOH (hidróxido de potasio). También llamado "potasa". Sólido muy soluble en agua y peligroso como el anterior. Se utiliza para fabricar detergentes.
- Ca(OH)<sub>2</sub> (hidróxido de calcio). Es la "cal apagada", obtenida por acción del agua sobre el óxido de calcio o cal viva; es muy poco soluble en agua y se usa en construcción de viviendas y blanqueo de paredes.
- Fe(OH)<sub>3</sub> [hidróxido de hierro (III)]. Es la "herrumbre" de los materiales oxidados; en la naturaleza constituye la limonita, importante mineral de hierro.

## 2. ÁCIDOS TERNARIOS U OXÁCIDOS

Son compuestos que tienen carácter ácido. En disolución pierden los hidrógenos "libres" y forman el grupo anión correspondiente que puede generar sales ternarias. Contienen oxígeno en su molécula a diferencia de los hidrácidos. Se nombran según la nomenclatura tradicional.

Fórmula general **H<sub>a</sub>X<sub>b</sub>O<sub>c</sub>** (X es un elemento específico que da nombre al ácido)

Fórmula	N. Tradicional	Grupo (valencia)
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	ácido sulfúrico	grupo sulfato, SO <sub>4</sub> (valencia 2)
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	ácido sulfuroso	grupo sulfito, SO <sub>3</sub> (valencia 2)
HNO <sub>3</sub>	ácido nítrico	grupo nitrato, NO <sub>3</sub> (valencia 1)
HNO <sub>2</sub>	ácido nitroso	grupo nitrito, NO <sub>2</sub> (valencia 1)
HClO	ácido hipocloroso	grupo hipoclorito, ClO (valencia 1)
HClO <sub>2</sub>	ácido clórico	grupo clorito, ClO <sub>2</sub> (valencia 1)
HClO <sub>3</sub>	ácido clórico	grupo clorato, ClO <sub>3</sub> (valencia 1)

HClO <sub>4</sub>	ácido perclórico	grupo perclorato, ClO <sub>4</sub> (valencia 1)
H <sub>2</sub> CO <sub>4</sub>	ácido carbónico	grupo carbonato, CO <sub>4</sub> (valencia 2)

### ÁCIDOS MÁS IMPORTANTES

- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ácido sulfúrico). Líquido muy importante en los laboratorios, como ácido fuerte, y en la industria, en fabricación de abonos, refinado del petróleo, explosivos, plásticos, etc. Origina unas sales llamadas sulfatos.
- HNO<sub>3</sub> (ácido nítrico). Líquido habitual en los laboratorios e industrias. Es un ácido fuerte que mezclado con tres partes de clorhídrico forma el "agua regia" que ataca incluso al oro. Empleado en la fabricación de abonos, explosivos, colorantes, metalurgia, etc. Se descompone lentamente por acción de la luz. Da lugar a los nitratos.

### 3. SALES TERNARIAS

Compuestos que resultan de sustituir los hidrógenos de un oxácido por un metal o de combinar los grupos aniones de los oxácidos con cationes metálicos.

Así cada grupo forma un tipo de sales, los sulfatos, los nitratos, los nitritos, los carbonatos, los percloratos, etc.

<u>Fórmula</u>	<u>N. Tradicional</u>
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	sulfato de sodio
K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	sulfito de potasio
Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	nitrato de hierro (II)
Pb(NO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	nitrito de plomo (II)
NaClO	hipoclorito de sodio
Ba(ClO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	clorito de bario
CuClO <sub>3</sub>	clorato de cobre (I)
Al(ClO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	perclorato de aluminio
CaCO <sub>4</sub>	carbonato de calcio

### SALES IMPORTANTES

- NaClO (hipoclorito de sodio). Líquido componente de la lejía doméstica. Se emplea como desinfectante y blanqueante.
- CaSO<sub>4</sub> (sulfato de calcio). Es un sólido común, el yeso, empleado en construcción.
- NaNO<sub>3</sub> (nitrato de sodio). Sólido que es un abono importante llamado "nitrato de Chile" por encontrarse en ese país el mayor yacimiento del mundo.
- KNO<sub>3</sub> (nitrato de potasio). Sólido llamado "nitro" o "salitre". Su principal aplicación está en la fabricación de pólvora y fuegos de artificio.
- CaCO<sub>3</sub> (carbonato de calcio). Sólido muy extendido en la naturaleza (caliza, calcita, aragonito, etc.). Forma las estalactitas y estalagmitas de las cuevas.

# RECAPITULACIÓN

## *Conceptos sobre solubilidad y disoluciones*

- Estados de agregación.
- Sustancias puras.
- Solubilidad. Unidad de solubilidad.
- Disoluciones. Composición.
- Curvas de solubilidad.
- Propiedades características de las sustancias.
- Disoluciones saturadas, diluidas y concentradas.
- Agua potable, agua dura y agua blanda.
- Materias primas naturales, sal común.
- Presión osmótica.
- Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico.
- Concepto de mol.
- Concentración de una disolución, % peso y volumen, g/l y moles/l.
- Diluir y concentrar una disolución.
- Concepto de pH. Disoluciones ácidas y alcalinas.
- Papel indicador. Indicadores ácido-base.
- Normas básicas de seguridad en el laboratorio.
- Proporcionalidad.
- Notación científica.
- Potenciación y potencias de diez.
- Radicación como potencia.

## *Pruebas parciales sobre solubilidad y disoluciones*

### PRUEBAS DE POTENCIAS DE DIEZ Y NOTACIÓN CIENTÍFICA

1. Expresa en notación científica las siguientes cifras:
  - 1.1. Trescientos cincuenta y un billones. (R:  $3,51 \cdot 10^{14}$ )
  - 1.2. Doscientos veintisiete millonésimas. (R:  $2,27 \cdot 10^{-4}$ )
  - 1.3. Un cuarto de trillón. (R:  $2,5 \cdot 10^{17}$ )
2. Sabiendo que una persona tiene una concentración de glóbulos rojos en sangre de 5 millones por cada  $\text{mm}^3$ , y que en total tiene 4,9 litros de sangre. Calcular el número de glóbulos rojos totales en su cuerpo y expresar la cantidad en notación científica (R:  $2,45 \cdot 10^{13}$  glóbulos).
3. La luz recorre 300.000 km en un segundo. Calcula la distancia que hay entre la Tierra y el Sol sabiendo que la luz procedente del Sol tarda 8 minutos y 20 segundos en llegar a la Tierra. (Expresa el resultado en notación científica) (R:  $1,5 \cdot 10^8$  km)
4. Saturno es el segundo planeta, en tamaño del sistema solar. Al estar más alejado del Sol que la Tierra es lógico que la duración de su año sea de 29 años terrestres, pero curiosamente la duración de su día es de 10,3 horas terrestres. Calcular en notación científica, la duración del año y del día de Saturno expresado en segundos. (R: Año  $9,14544 \cdot 10^8$ s; Día  $3,708 \cdot 10^4$ s)
5. Expresar en notación científica la cuarta parte de un millón.



**PRUEBAS DE DISOLUCIONES, SOLUBILIDAD, MOLES, CONCENTRACIÓN Y pH**

1. ¿Qué es el pH de una disolución? ¿Qué valores puede tomar el pH?
2. Cita las características de las sustancias ácidas y sustancias básicas. Después cita dos sustancias con pH ácido y dos sustancias con pH básico.
3. Explica lo que entiendes por aumento ebulloscópico de una disolución acuosa y pon algún ejemplo. Después explica lo que es el descenso crioscópico de una disolución y cita otro ejemplo
4. Hay que preparar 250 cc de una disolución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) de concentración 8 moles/l.
  - 4.1. ¿Qué cantidad de moles de hidróxido de sodio habrá que disolver?
  - 4.2. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio habrá que pesar para completar la cantidad de moles calculada?
  - 4.3. ¿Cuántas moléculas de hidróxido de sodio hay en los moles calculados?
  - 4.4. Explica detenidamente, método y aparatos utilizados, cómo prepararías los 250 cc de disolución acuosa de hidróxido de sodio de concentración 8 moles /l.

Datos: Masas atómicas, Na: 23; O: 16; H: 1.

5. Define MOL como unidad de cantidad de sustancia. (R: Cantidad de sustancia que contiene un número de partículas (normalmente moléculas) igual al nº de Avogadro ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ) y que coincide con la Masa Molecular de esa sustancia expresada en gramos)
6. ¿Qué significa que la concentración de una disolución de hidróxido de sodio en agua es del 4 % en peso? ¿Cómo aumentarías la concentración de esa disolución en el laboratorio? (R: En cada litro de disolución hay 4 moles de soluto. Aumentar la concentración añadiendo hidróxido de sodio o quitando agua evaporándola).
7. Explica todas las formas que conozcas de expresar la concentración de una disolución.

CUESTIONES PRUEBA	AUTOEVALUACIÓN	CALIFICACIÓN
1 y 2; pH, acidez y basicidad		
3; Propiedades coligativas		
4.2, 4.3 y 5; P molecular, moles		
4.1, 4.4, 6 y 7; Concentración		

**AUTOEVALUACIÓN DE POTENCIAS, NOTACIÓN C., DISOLUCIONES, MOLES, CONCENTRACIÓN Y pH. (En el cuaderno)**

Contesta adecuadamente a la prueba que el profesor te suministre. Después responde con bien, regular o mal, a las siguientes cuestiones de autoevaluación:

Sé ...	Bien	Reg.	Mal
1. Definir disolución como mezcla homogénea de una sustancia que llamamos disolvente y otra sustancia que llamamos soluto.			
2. Que en las disoluciones acuosas el disolvente es el agua.			
3. Reconocer los componentes de una disolución, soluto y disolvente.			
4. Diferenciar entre disoluciones saturadas, diluidas y concentradas.			
5. Poner ejemplos de disoluciones con sus componentes en distintos estados de agregación.			
6. Distinguir, con ejemplos, entre mezclas heterogéneas, disoluciones y sustancias puras.			

7. Calcular el peso molecular de cualquier sustancia conociendo su fórmula y los pesos atómicos de los componentes.			
8. Definir el MOL como una cantidad de sustancia que contiene un número de moléculas igual al número de Avogadro y cuya masa en gramos es igual a la masa molecular de la sustancia.			
9. Que el valor del Número de Avogadro es de $6,02 \cdot 10^{23}$			
10. Aplicar el concepto de mol a cálculos numéricos, relacionándolo con los gramos de sustancia y la masa molecular.			
11. Conozco las formas más sencillas de medir la concentración de una disolución.			
12. Aplicar en ejercicios numéricos, el concepto de concentración en %, en g/l y en moles/l.			
13. Preparar, teóricamente y en el laboratorio, una disolución acuosa de un soluto y concentración determinados.			
14. Buscar la solubilidad de una sustancia. a una temperatura, en las gráficas o tablas correspondientes			
15. Relacionar el dato de la solubilidad con el concepto de disolución saturada, disolución diluida y disolución concentrada.			
16. Explicar los métodos más comunes de separación de sustancias en mezclas homogéneas: destilación y cristalización.			
17. Definir el aumento ebulloscópico de una disolución e identificar algunas aplicaciones del fenómeno.			
18. Definir el descenso crioscópico de una disolución e identificar algunas aplicaciones del mismo.			
19. Definir operativamente el pH de una disolución como el grado de acidez o basicidad de la disolución y su escala.			
20. Distinguir las disoluciones ácidas de las básicas por sus características.			
21. Conozco productos comunes que son disoluciones ácidas y productos que son disoluciones básicas			

## ***Conceptos sobre reacción y formulación química***

- Introducción a las reacciones o transformaciones químicas.
- Ecuaciones químicas y su ajuste.
- Masa atómica y masa molecular.
- Masa molar.
- Conservación de la materia en las reacciones químicas (Ley de Lavoisier)
- Ley de proporciones constantes en las reacciones químicas (Proust).
- Energía de las reacciones químicas. Endotérmicas y exotérmicas.
- Rapidez de las reacciones químicas. Temperatura, estado reactivos y catalizadores.
- Estequiometría de las reacciones químicas. Modelo de bolas.
- Tipos de reacciones químicas. Síntesis, descomposición, desplazamiento, sustitución.
- Reacciones de neutralización y de combustión.
- Concepto de valencia de los elementos para formar compuestos.
- Formulación de algunas sustancias químicas binarias y ternarias.
- Obtención de productos de uso doméstico.



## Pruebas parciales sobre reacciones y diluciones

### PRUEBAS DE REACCIONES QUÍMICAS Y DILUCIONES



#### REACCIONES QUÍMICAS

- De la siguiente reacción: Metano + Oxígeno  $\rightarrow$  Dióxido de carbono + Agua
  - Escribe su ecuación química y ajústala.
  - Haz un balance de ajuste de moles.
  - Haz un ajuste de gramos para ver si se cumple la ley de conservación de la masa.
  - ¿Cuál será la proporción en masa (Proust) entre el metano y el oxígeno.  
Datos: La masa atómica del carbono es 12, del oxígeno, 16, y del hidrógeno, 1
- De la siguiente reacción:  $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{FeCl}_3$ 
  - Escribe el nombre de los dos reactivos y de los dos productos.
  - ¿Qué clase o tipo de reacción es? ¿Por qué?
  - Representa las sustancias que intervienen con el modelo molecular, de bolitas y ajusta la reacción
- ¿Qué dice la ley de conservación de la masa de Lavoisier sobre las reacciones químicas?
- ¿Qué es una reacción química de síntesis? Pon algún ejemplo, el que tu quieras.

#### DILUCIONES DE LAS DISOLUCIONES

- ¿Qué relación hay entre dilución y concentración de una disolución?
- Una disolución de ácido acético tiene una concentración en agua del 5 %.
  - ¿Cuál será su concentración en ppm?
  - Si de esa disolución hacemos una dilución al 10 % ¿Cuál será la concentración final en % y ppm?

CUESTIONES PRUEBA	AUTOEVALUACIÓN	CALIFICACIÓN
Reacciones químicas		
Diluciones		

#### PRUEBAS DE FORMULACIÓN QUÍMICA

- ¿Qué valencia tiene el cobre en cada uno de los óxidos  $\text{Cu}_2\text{O}$  y  $\text{CuO}$ ?
- Indica el nombre y alguna característica de los siguientes compuestos:
  - $\text{SiO}_2$
  - $\text{CaCO}_3$
  - $\text{CH}_4$
  - $\text{H}_2\text{SO}_4$
  - $\text{NaOH}$
- Indica la fórmula, las valencias de cada elemento en la fórmula y una posible estructura molecular de cada uno de los siguientes compuestos:
  - Trióxido de azufre.
  - Hidróxido de potasio.
  - Óxido de fósforo (III).
  - Amoniaco.
  - Dibromuro de plomo.

**AUTOEVALUACIÓN DE REACCIONES QUÍMICAS Y FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA QUÍMICA**

Sé....	Bien	Regular	Mal
1. Diferenciar reactivos y productos.			
2. Ajustar una reacción química.			
3. Hacer problemas conociendo la masa de un reactivo.			
4. Calcular los moles de un producto.			
5. Las valencias.			
6. Formar óxidos.			
7. Distinguir los peróxidos de los óxidos.			
8. Formar hidruros metálicos.			
9. Nombrar los ácidos hidrácidos.			
10. Nombrar los compuestos binarios.			
11. Nombrar los hidróxidos.			
12. Identificar los ácidos más importantes.			

***Prueba de toda la unidad***

1. Expresar en notación científica la cuarta parte de un billón. Después 125 millonésimas. Y por último quinientos veintidós trillones, también en notación científica.
2. Cita las características de las sustancias ácidas y sustancias básicas. Después cita dos sustancias con pH ácido y dos sustancias con pH básico.
3. Si decimos que la solubilidad de cloruro de calcio en agua, a 60 °C, es de 132 g/100 g de agua. ¿Qué queremos expresar? ¿Qué cantidad de cloruro de calcio se disolverá en un pequeño matraz con 25 cm<sup>3</sup> de agua a esa temperatura, 60 °C? ¿Qué pasará si una vez disuelto, enfriamos hasta 20 °C?
4. ¿Qué es una disolución saturada? Explica como prepararías en el laboratorio 1 litro de disolución satura de cloruro de calcio en agua.
5. ¿Cuándo hablamos de materia incluimos a los gases como, por ejemplo, el oxígeno del aire? Explica el comportamiento de los gases, y sus moléculas, con la teoría Atómico-Molecular.
6. ¿Qué significa que la concentración de una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) en agua es de 4 moles/l? ¿Cómo gramos de NaOH necesitamos para preparar 120 cm<sup>3</sup> de disolución con esa concentración, 4 moles/l? Masas atómicas, Na: 23; O: 16; H: 1.
7. Explica la ley de proporciones de Proust en las reacciones químicas. Ajusta la reacción entre nitrógeno e hidrógeno,  $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$  y calcula esa proporción de Proust (Nitrógeno/Hidrógeno). Masas atómicas, N: 14; H: 1.
8. Una disolución de amoníaco tiene una concentración en agua del 15 %. ¿Cuál será su concentración en ppm? Si hacemos una dilución al 10 % ¿Cuál será la concentración final en % y ppm?

9. Indica el nombre y alguna característica de los siguientes compuestos:  $\text{SO}_3$ ;  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{KOH}$ ; y  $\text{CaCO}_3$ .
10. Indica la fórmula, las valencias de cada elemento en la fórmula y una posible estructura molecular de cada uno de los siguientes compuestos: Trióxido de dihierro; Óxido de fósforo (III); Amoníaco y bromuro de plata.

*Nota: Cada cuestión se calificará con 1 punto. Recuerda que la presentación limpia y expresión también influyen en la puntuación.*

*Al acabar la prueba antes de entregarla realiza tu autoevaluación, indicando sólo BIEN, REGULAR o MAL, de las diferentes cuestiones en la columna correspondiente.*

CUESTIONES PRUEBA	AUTOEVALUACIÓN	CALIFICACIÓN
1. Potencias de diez. Notación científica		
2. pH, acidez y basicidad		
3. Disoluciones. Solubilidad		
4. Preparación de disoluciones (laboratorio)		
5. Teoría atómico-molecular		
6. Disoluciones. Concentración. Moles y masas moleculares		
7. Reacciones químicas. Ley de proporciones constantes. Moles y masas moleculares		
8. Diluciones. % y ppm		
9. Compuestos binarios y ternarios. Nomenclatura y propiedades		
10. Compuestos binarios. Formulas, valencias y estructuras		

## ***Mapas conceptuales***

Elaboración de mapas conceptuales que relacionen los conceptos anteriores, por parte de los alumnos y alumnas orientados por el profesor.

## ANEXOS

### ANEXO I. Propiedades de disoluciones. Leyes de Raoult.

Hemos estudiado que una disolución está formada por un soluto y un disolvente. Además hemos la relación entre ambos componentes mediante la concentración y la hemos expresado de distintas formas, g/l, % en peso, % en volumen.

El químico francés Francois Marie Raoult, fundador de la Físico-química junto a Van't Hoff, Oswald y Arrhenius, investigó las propiedades de las disoluciones respecto a las del disolvente puro, estableciendo las leyes que llevan su nombre y vamos a analizar.

Raoult se planteó los siguientes problemas:

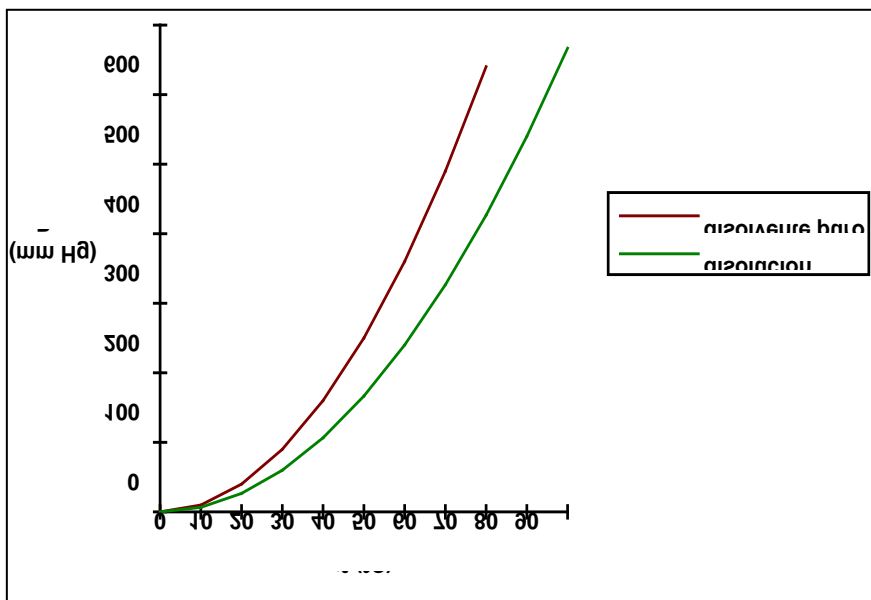
- ¿Cambian las propiedades físicas del disolvente cuando se le añade el soluto?
- ¿En qué medida cambian esas propiedades?
- ¿Se puede predecir el cambio, si lo hay, de las propiedades del disolvente?

El químico francés comprobó que existen, al menos, cuatro propiedades que se modifican con respecto a las del disolvente puro por la adición de un soluto: presión de vapor; temperatura de solidificación, temperatura de ebullición y presión osmótica.

#### Presión de vapor.

Todos los líquidos se evaporan en mayor o menor proporción. La velocidad de evaporación depende de la temperatura y de la naturaleza del líquido. A temperatura ordinaria el etanol (alcohol común) se evapora más rápidamente que el agua, mientras que el mercurio se transforma en vapor en cantidades pequeñísimas. Hay incluso algunos sólidos que pueden convertirse fácilmente en vapor, como el yodo.

Si la evaporación de un líquido tiene lugar en un espacio cerrado, por ejemplo una vasija con un taponaje que ajuste bien, al principio el líquido pierde partículas que pasan al aire de la vasija. Pero al cabo de cierto tiempo, la pérdida de volumen que experimenta el líquido cesa. Decimos entonces que el aire está saturado de vapor,



alcanzando un estado de equilibrio en el que el número de partículas que abandonan el líquido es igual al número de partículas que penetran en él. En ese estado de equilibrio el vapor del líquido que se evapora ejerce una presión denominada "presión de vapor" del líquido.

Cada líquido puro posee una determinada presión de vapor,  $P_v$ , a una temperatura dada, de manera que un disolvente líquido puro (agua, etanol, benceno) tendrán una presión de vapor característica.

Raoult observó que al añadir soluto a un disolvente puro para formar una disolución, la presión de vapor de la disolución disminuye, es decir es menor que la presión de vapor del disolvente puro.

Actividad web: **Presión de vapor y volatilidad de un disolvente puro**

<http://www.deciencias.net/proyectos/Tiger/paginas/VaporPressure.html>

## Temperaturas de solidificación (o congelación) y de ebullición

La temperatura de ebullición de un líquido está relacionada con su presión de vapor, ya que durante el proceso de ebullición se forman burbujas de vapor en el seno del líquido, y se inicia esta cuando la presión de vapor del líquido se iguala con la presión exterior, que normalmente es la presión atmosférica. Si la presión exterior crece (olla exprés) también aumentará la temperatura de ebullición de cualquier líquido.

Por el contrario, si la presión exterior disminuye (La Paz, Bolivia) en la misma medida descenderá la temperatura de ebullición de un líquido.

Raoult comprobó experimentalmente que las temperaturas de congelación y de ebullición de los disolventes puros son distintas que las de la disolución (disolvente + soluto). Esta variación se traduce en un descenso en la temperatura de congelación del disolvente, por ejemplo, el agua pura se congela a 0 °C y cuando se le añade un soluto congela por debajo de 0 °C. Con la temperatura de ebullición ocurre lo contrario, por ejemplo, el agua pura hierve a 100 °C, pero al añadirle un soluto y formar una disolución acuosa, la temperatura de ebullición sobrepasa los 100 °C.

Las aplicaciones prácticas de la ley de Raoult podemos observarlas en las disoluciones acuosas preparadas para los radiadores de los vehículos, que pueden aguantar bajas temperaturas sin congelarse, hasta -20 ó -30°C. También en la sal que se echa en las carreteras para evitar las placas de hielo por congelación del agua de lluvia.

## Presión osmótica

El proceso físico mediante el cual se establece un intercambio de moléculas entre dos disoluciones a través de una membrana semipermeable en un solo sentido recibe el nombre de ósmosis.

Si preparamos una disolución de cloruro sódico (NaCl) y la ponemos dentro de un vaso cuya base se ha sustituido por una membrana semipermeable (vejiga de cerdo) y lo introducimos en agua pura (destilada) se observará un flujo neto de moléculas de disolvente hacia la disolución, lo que se traducirá en un aumento de presión dentro del vaso que la contiene.

Este hecho se pone de manifiesto por un aumento de líquido dentro del recipiente que contiene la disolución. Al cabo de un tiempo la presión permanecerá constante. A esta presión se la llama presión osmótica.

1. ¿Qué pasaría si transvasáramos una sardina del Mediterráneo al río Tajo?
2. ¿Qué pasaría si pasáramos una trucha del río Tajo al mar?

## **ANEXO II. Intoxicaciones con productos químicos**

El Periódico 23 de julio de 2000

Las estufas y calderas, junto con el uso de productos como la lejía, causan las dos terceras partes de los accidentes. El hogar aragonés se configura hoy en día como el espacio que mayor riesgo toxicológico presenta como ocurre en el resto del país. La inadecuada utilización de productos de limpieza y la incorrecta combustión de estufas y calentadores originan gran parte de los casos de intoxicaciones causadas por productos químicos. Durante el año pasado, en Zaragoza se atendieron un total de 164 casos, de los que las dos terceras partes -un 63%- correspondían a accidentes domésticos por ambas causas. Además, el 15% de los casos registrados necesitó ingreso hospitalario de al menos 24 horas.



Peligro. Una señora se dedica a las tareas de la limpieza en su domicilio familiar con productos altamente tóxicos.

Estos datos forman parte de un estudio nacional auspiciado por el Ministerio de Sanidad y Consumo y realizado en colaboración con la Asociación Española de Toxicología.

Un total de 12 hospitales españoles, entre ellos el hospital Miguel Servet y el Clínico Lozano Blesa de Zaragoza, han participado voluntariamente en la notificación de las intoxicaciones por productos químicos atendidos en sus Servicios de Urgencias, y producidas por productos de uso doméstico, agrícola o industrial.

En total se han recogido 629 casos con los que el Ministerio de Sanidad pretende conocer más exhaustivamente el perfil de las intoxicaciones "lo que le permitirá mejorar la intervención institucional en el ámbito preventivo", según explicó a este diario Ana Ferrer Dufol, responsable del Servicio de Toxicología del hospital Clínico Lozano Blesa de Zaragoza.

La especialista aragonesa considera preocupante el elevado número de accidentes que se registran debido a la incorrecta manipulación de los productos de limpieza en el hogar, en particular de los cáusticos (sulfuro de amoníaco, lejía y amoníaco) y sus diversas combinaciones, que liberan diversos gases tóxicos. En su opinión, "es necesario prestar mayor atención a la manipulación de los envases que contienen estos productos para prevenir salpicaduras accidentales, sobre todo, las proyecciones oculares", al mismo tiempo que alerta sobre la costumbre de mezclar diversos líquidos cáusticos, "sin tener en cuenta las consecuencias respiratorias y neurológicas que pueden desencadenar la inhalación de los gases que liberan". En este sentido, insistió en la necesidad de que "se revise el texto del etiquetado de este tipo de envases".

Otro agente que provoca un buen número de intoxicaciones es el monóxido de carbono procedente de la combustión inadecuada de gases domésticos. Dada la elevada frecuencia de accidentes por monóxido de carbono en el hogar, Ana Ferrer considera imprescindible que la administración realizara una atención a la población sobre la existencia de este tipo de riesgo. "Hay veces que atendemos a familias enteras intoxicados al respirar este gas".

Asimismo cree que debería revisarse la actual política de inspección sobre calderas y calentadoras, dado que un mal funcionamiento de los mismos -asociado probablemente a una mala ventilación- se ha convertido en la principal causa de este tipo de intoxicaciones.

### **El país del sulfumán en casa**

En cada casa de este país existe una botella de sulfumán. Es algo incomprensible, pero es así. Los toxicólogos de varios países del mundo analizaban este hecho en un reciente congreso, en el que la experta aragonesa Ana Ferrer, responsable del Servicio de Toxicología del Clínico, intentaba explicar el elevado número de intoxicaciones por ácido clorhídrico que se producen en España. "No entendían cómo puede ser tan habitual la presencia de un producto tan peligroso en los hogares españoles", indicaba la doctora Ferrer. Ella misma desconoce cuáles pueden ser los verdaderos motivos de esta costumbre. "Quizás es que se limpie mucho en este país, pero no sé si merece la pena utilizar sulfumán. Lo cierto es que es barato y quita todo tipo de manchas, pero al mismo tiempo es potencialmente muy peligroso por su poder abrasivo y sobre todo para la salud". En otros países vecinos sustituyen el sulfumán por diversos tipos de lejía. En España también es habitual utilizar desatascadores líquidos o en pastillas, productos también de gran peligrosidad porque se trata de hidróxido sódico, lo que equivale a la sosa cáustica, como se le conoce popularmente.

Para Ana Ferrer la incorrecta utilización y combinación de productos de limpieza provocan buena parte de las asistencias toxicológicas en Urgencias. Generalmente se trata de una mujer, de mediana edad, que acude tras limpiar intensamente la casa con una mezcla de lejía y sulfumán. "La afectada respira directamente el cloro que desprende esta mezcla al aplicarla sobre el inodoro provocándole dificultad para respirar, sensación de ahogo, ansiedad, sudoración y palpitations". Para esta sintomatología no existe propiamente un antídoto por lo que se aplican broncodilatadores y corticoides para abrir los bronquios. "El cloro los irrita y se produce un broncoespasmo y se cierran".

Algo similar le ocurrió, por ejemplo, a María Luisa, una zaragozana de 50 años. Hace cinco tuvo que acudir a Urgencias del Clínico tras realizar una intensa limpieza doméstica. Había mezclado amoníaco y sulfumán, lo que le provocó dificultad al respirar y pulsaciones de 120 por minuto

Ana Ferrer recuerda también otro caso que ocurrió hace un par de meses. Una mujer ingirió sin querer aguarrás, contenida en una botella de agua de plástico. Llegó con sensación de ardor en la boca y en el esófago. No le llegó a provocar quemaduras, porque para lograrlo es necesario ingerir bastante cantidad.

En el servicio de Urgencias se asistió a una mujer que bebió insecticida que estaba guardado en una garrafa de agua. "No se acordó de que era el insecticida contra pulgones que compraba y que luego guardaba ya diluido y preparado para aplicarlo". Esta paciente llegó a permanecer ingresada cuatro días en la UCI. "Se le aplicaron antídotos. El problema es que cuando el tóxico se absorbe se producen síntomas neurológicos, hipersudoración e hipersalivación, un aumento de

secreción en bronquios que origina sintomatología respiratoria, y pueden provocar coma e incluso convulsiones", apuntó la especialista.

En ocasiones aparecen hasta familias enteras en el Servicio de Urgencias pidiendo asistencia. Generalmente sufren intoxicación de monóxido de carbono. La mala combustión en las calderas individuales de gas, bien de agua caliente o de calefacción, lo origina. Los síntomas son claros: dolor de cabeza intenso, mareo, vómitos, y sensación de cansancio. "Una familia de Zaragoza, los padres y los dos hijos pequeños. Era por la noche y se dieron cuenta de que se encontraban mal cuando el niño se levantó para avisar a su madre de que estaba enfermo".

### **Datos sobre la toxicidad en España (2000)**

Total de casos: 629

- Hombres: 54% ; Mujeres: 46% ; Mayores de 15 años: 82%

Tipo de intoxicación:

- Domésticas: 398 (63,27%); Laborales: 126 (20%); Suicidas: 71 , Accidentales: 25 ; Origen desconocido: 8

Tipo de agente.

- Cáusticos: 199; Gases irritantes: 92 ; Gases tóxicos: 84 ; Otros gases: 3
- Plaguicidas: 72; Detergentes: 40 ; Disolventes: 40 ; Metales: 3

Vía de entrada

- Oral: 243; Respiratoria: 223 ; Ocular: 137 ; Cutánea: 52 ;

Hospitalización

- Media 20 horas; Máximo 20 días.; Mínimo 20 minutos;

Fallecidos:

- Nueve casos por suicidio.

Cuestiones:

1. ¿Cuáles son los productos cáusticos, en el hogar?
2. ¿Cuáles son las fuentes de intoxicación en los hogares españoles?
3. ¿Qué es químicamente el sulfuro?
4. ¿Qué problemas plantea el sulfuro en el hogar?



### ANEXO III. Relación ciencia-técnica (damero)

¿Qué relación hay entre la Ciencia y la Técnica destructiva?

D-1	F-2		E-3	B-4	K-5	I-6	A-7	F-8		L-9	E-10	C-11	G-12	B-13	A-14	H-15		C-16	B-17		C-18	
F-19	C-20		I-21	A-22	K-23	I-24	H-25		A-26	K-27	L-28	I-29	A-30	J-31	H-32		D-33	I-34	G-35	E-36		
E-37	I-38		C-39	I-40	B-41	J-42	A-43	C-44	L-45	L-46	F-47	J-48	J-49	A-50		H-51	A-52		J-53		I-54	K-55
	J-56	F-57	K-58	H-59	L-60		K-61	C-62	K-63	F-64	B-65	E-66	L-67	A-68	J-69							

- A: Relativas al cátodo.....                                             

7 26 43 22 50 30 68 14 52
- B. Nº de electrones de valencia del cloro.....                         

17 4 41 65 13
- C. Aumenta su velocidad.....                                   

18 11 39 62 16 44 20
- D. Ciento cincuenta (nº romanos).....          

33 1
- E. Su molécula es diatómica con enlace covalente                         

3 37 10 36 66
- F. Estuvo en el país de las maravillas.....                              

8 19 47 64 57 2
- G. 2ª y 3ª capa electrónica..... **L** **M**

12 35
- H. Mezclar metales.....                         

25 59 51 32 15
- I. La llevan las linternas.....                                        

21 34 29 24 6 54 40 38
- J. Agua que se despeña.....                                        

31 49 56 42 53 48 69
- k. Conductores de la electricidad.....                                        

23 61 27 55 58 63 5
- L. Se dice de la sustancia formada por iones.....                              

45 28 9 67 46 60

## **ANEXO IV. Curiosidades**

¿En el cuerpo humano hay oro en muy pequeñas dosis? Y si es así, ¿qué función tiene en el organismo? (2001)

En el cuerpo humano existen diversos elementos químicos en concentraciones muy pequeñas. A estos elementos, que se hallan en una proporción menor del 0,01 por ciento de la masa corporal, se les llama oligoelementos, del prefijo griego oligo que significa "poco, pequeño o en poca cantidad". Son elementos que pese a encontrarse en tan pequeña proporción son esenciales para el funcionamiento de ciertas hormonas o enzimas. Algunas de estas sustancias contienen en su estructura algún átomo de un elemento esencial y otros lo necesitan como cofactor para cumplir con su cometido. Pero si alguno de estos elementos llega a una concentración algo más elevada de lo deseable, puede provocar intoxicaciones.

Entre estos elementos se hallan el zinc, el selenio, el cobre, el manganeso, el cromo, el molibdeno y el flúor, pero no tenemos noticia de que el oro también esté en la lista. El oro es más bien tóxico. Pese a ello, es cierto que en ocasiones se opta por introducirlo en el organismo. En ciertas enfermedades se utilizan sales de oro. Por lo tanto, es verdad que algunas personas tienen oro en el cuerpo durante algún tiempo. Tan caras medicinas se utilizan básicamente como antiinflamatorios de acción lenta, que sirven para frenar la progresión de la enfermedad y complementan o refuerzan el tratamiento inicial. Estos tratamientos se llaman auroterapias - derivado del latín aurum - o crisoterapias - del griego chrysolos, oro.

Las sales de oro se prescriben en la artritis reumatoide, una enfermedad que afecta sobre todo a las articulaciones pequeñas de las manos y los pies y que padece aproximadamente el uno por ciento de la población. En este caso se utiliza aurotiomalato sódico por vía parenteral, es decir, en inyecciones. Otro compuesto que se toma oralmente y que tiene menos efectos secundarios es la auronofina. Las sales de oro también se prescriben en la artritis crónica juvenil si los síntomas no remiten con el tratamiento inicial.

Como hemos dicho, el oro, como muchos otros metales, es tóxico. Por ello, la administración de sus sales puede conllevar efectos perjudiciales y requiere controles regulares sobre los niveles presentes en sangre y orina. Los problemas más frecuentes que se producen en la tercera parte de enfermos de artritis reumatoide que toma sales de oro son afecciones de la piel, renales e incluso pulmonares. Las sales de oro pueden causar la llamada enfermedad pulmonar intersticial, ya que el metal se introduce en los intersticios de la parte superior del pulmón. Estos problemas suelen remitir al suspender el tratamiento con el fármaco de oro.

En algunos pacientes las sales de oro provocan problemas en los riñones. En estos casos, no siempre se detectan niveles elevados en la sangre, ya que el oro se une primero a las proteínas del plasma, pero luego pasa a los tejidos.