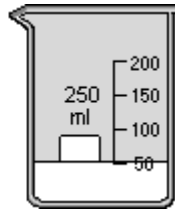
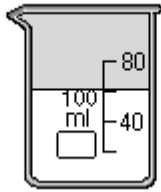
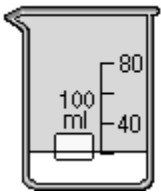
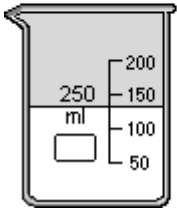
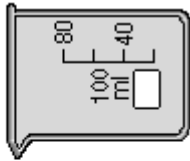


- 1 Los vasos de la figura contienen tres sustancias de las que queremos conocer su masa. Sin embargo no tenemos balanza y recurrimos a la bibliografía para consultar su densidad. Se trata de etanol ( $d = 0,79 \text{ g/cm}^3$ ), glicerina ( $d = 1,6 \text{ g/cm}^3$ ) y aceite ( $d = 0,9 \text{ g/cm}^3$ ). Hallar sus respectivas masas.

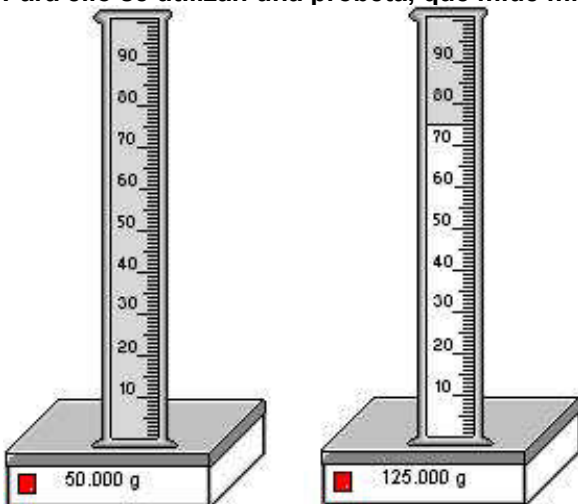


¿Qué ocurriría con su masa y su volumen si los juntamos todos en un vaso?



- 2 Se sabe que 34,5 g de limaduras de hierro ocupan 5,1 ml. Comparar con el siguiente dato: 50 ml de hierro purísimo tienen una masa de 393 g. Dar una explicación.
- 3 Tenemos tres recipientes: el primero contiene 80 g de garbanzos; el segundo contiene 200 g de arena y un tercero contiene 100 ml de agua. Si echamos el contenido de los tres en uno sólo, ¿qué ocurre con la masa? ¿y con el volumen? Extraer una conclusión.
- 4 Los precios de un supermercado marcan lo siguiente:  
 a) paquete de 6 botellas de cerveza de 200 ml: 2 €  
 b) lata de cerveza de 33 cl: 54 cts.  
 c) lata de 500 ml: 72 cts.  
 d) botella de litro: 1 €.  
 Ordenar de más caro a más barato.
- 5 La masa de un trozo de aluminio es 12 g, y su volumen 4,4 ml. Decir si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:  
 a) La densidad del aluminio es  $2,7 \text{ g/cm}^3$ .  
 b) Si cogemos un trozo de 24 g, su densidad será  $5,4 \text{ g/cm}^3$ .

- 6 Decir si son verdaderas o falsas la afirmaciones siguientes y por qué:
- Se dice que una propiedad es específica cuando depende de la clase de sustancia de que está hecho un sistema.
  - Se dice que una propiedad es específica cuando permite, en principio, diferenciar unos sistemas de otros.
- 7 Un vaso de vino tiene  $180 \text{ cm}^3$  de capacidad. Si a una receta de cocina se añaden 2 vasos de vino:
- ¿Cuántos litros de vino se han añadido?
  - Si la receta es para cinco comensales, ¿cuántos centilitros corresponden a cada uno?
- 8 Localizar la afirmación correcta.
- Un sistema material queda determinado por su volumen.
  - Si la masa de A es mayor que la masa de B, entonces el volumen de A es mayor que el volumen de B.
  - Todos los sistemas materiales tienen masa y volumen.
  - La masa es una propiedad específica de los sistemas.
- 9 Localizar la afirmación correcta:
- Si 1 litro de alcohol tiene una masa de 800 g, su densidad será  $0,8 \text{ g/mL}$ .
  - Si la densidad del cuerpo humano es aproximadamente  $1,07 \text{ kg/dm}^3$ , debería flotar en agua destilada.
  - La densidad de una sustancia es el volumen correspondiente a una masa unidad de dicho cuerpo.
  - Si la densidad de una sustancia es  $12 \text{ g/L}$ , significa que  $1 \text{ m}^3$  de ese cuerpo tiene una masa de 1200 kg.
- 10 Se quiere calcular la densidad de una serie de líquidos a través de las medidas directas de masa y volumen. Para ello se utilizan una probeta, que mide mililitros, y una balanza, cuyos valores se expresan en gramos.



Describir los procesos y hallar la densidad.

- Si el primer líquido con que probamos es agua, ¿qué marcará cada balanza?
- Probamos con un nuevo líquido y la segunda balanza marca 117,5 g. ¿Cuál es la densidad de este líquido?

11 Completar las definiciones siguientes:

- a) Masa es la cantidad de \_\_\_\_\_ que tiene un cuerpo y su unidad en el S.I. es \_\_\_\_\_.
- b) La unidad de volumen en el S.I. es el \_\_\_\_\_. Representa el volumen de \_\_\_\_\_ de 1 m de lado.
- c) Las propiedades \_\_\_\_\_ de los sistemas materiales NO permiten identificar un tipo de sustancia concreta.
- d) "Kg" se define en el S.I. como \_\_\_\_\_.

12 2. Completa la tabla siguiente a partir de los datos:

masa	volumen	sustancia
2 kg		mercurio
	200 litros	agua
_____ gramos	750 dm <sup>3</sup>	gasolina

DATOS

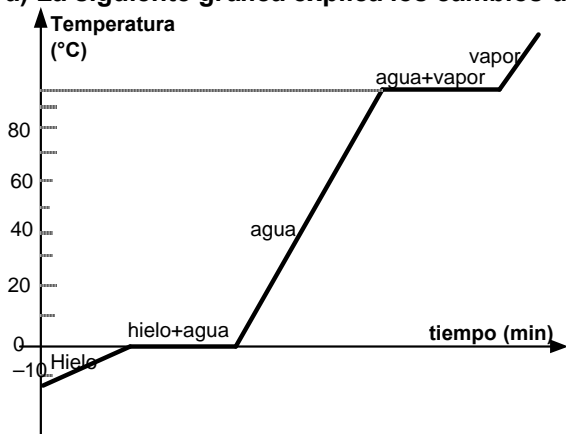
Sustancia	densidad
agua	1000 kg/m <sup>3</sup>
gasolina	680 kg/m <sup>3</sup>
mercurio	13600 kg/m <sup>3</sup>

13 Se echan unos trozos de hielo a un vaso de agua y se deja un rato. ¿Cuál será la temperatura de equilibrio? A continuación se inicia el calentamiento a un ritmo constante y se va anotando la temperatura, obteniéndose la tabla siguiente:

Temperatura °C	0	0	5	8	30	60	90	95	100	100
Tiempo (min)	0	2	3	4	6	8	10	11	12	13

Representar la temperatura frente al tiempo y explicar la gráfica resultante.

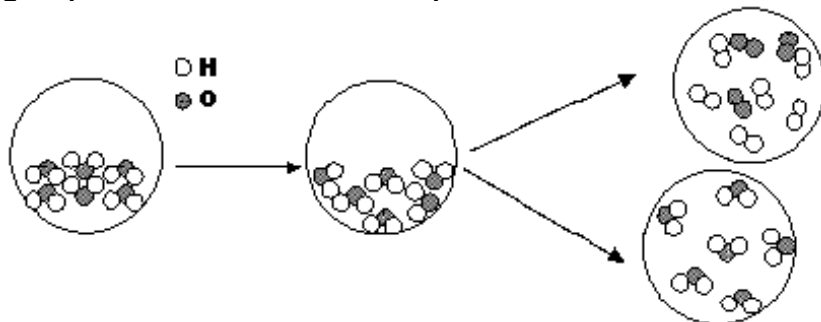
14 a) La siguiente gráfica explica los cambios de estado correspondientes al agua. Explicarla.



b) Comparar dicha gráfica con la del benceno (t.f. = 5,5°C; t.e. = 80,1°C a 1 atmósfera).

- 15 Localizar la afirmación correcta:
- Condensación es el paso de líquido a gas.
  - Vaporización es el paso de sólido a gas.
  - Sublimación es el paso de gas a sólido.
  - Fusión es el paso de líquido a sólido.

- 16 De los siguientes procesos, sólo uno corresponde a los cambios de estado; explicarlo.  
¿En qué dirección aumenta la temperatura?



- 17 Di cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- Cuando un sistema cambia de estado no se modifica ni su masa ni su volumen.
- La evaporación es una vaporización lenta que se realiza en la superficie del líquido.
- La ebullición es una vaporización lenta que se realiza en la superficie del líquido.

- 18 a) El gráfico corresponde a un sólido a  $20^{\circ}\text{C}$ ,  $200^{\circ}\text{C}$  y  $-30^{\circ}\text{C}$ . Colocar la temperatura debajo de cada gráfico y explicar lo que ocurre.



- b) Si la densidad a  $-30^{\circ}\text{C}$  es igual a  $4,8 \text{ g/cm}^3$  y al pasar a  $200^{\circ}\text{C}$  aumenta un 12% su tamaño, ¿cuál será el nuevo valor de la densidad?

- 19 Relacionar cada frase con una propiedad de los sistemas en su correspondiente estado de agregación:

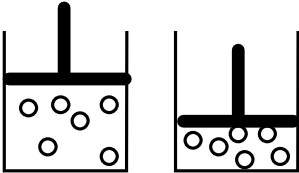
- Un mosquito permanece "posado" sobre el agua y no se hunde. \_\_\_\_\_
- Pasando por sucesivos rodillos, el bloque de fundición se convirtió en un largo hilo. \_\_\_\_\_
- El cuarzo puede rayarse con el corindón. \_\_\_\_\_
- La velocidad de caída de la miel por el capilar era muy pequeña. \_\_\_\_\_

- 20 Para convertir 20 g de agua a 100°C en vapor a 100°C hace falta una energía de 45 140 J.
- ¿Cuál es el calor latente de vaporización del agua y qué significa?
  - ¿Qué cantidad de agua se puede vaporizar si comunicamos  $10^5$  J de energía?

- 21 La diferencia fundamental entre los gases y los demás estados es que ocupan todo el volumen disponible y se expanden y comprimen con mucha facilidad.  
Se dan a continuación los datos de cómo varían la presión y el volumen de un gas, manteniendo constante la temperatura:

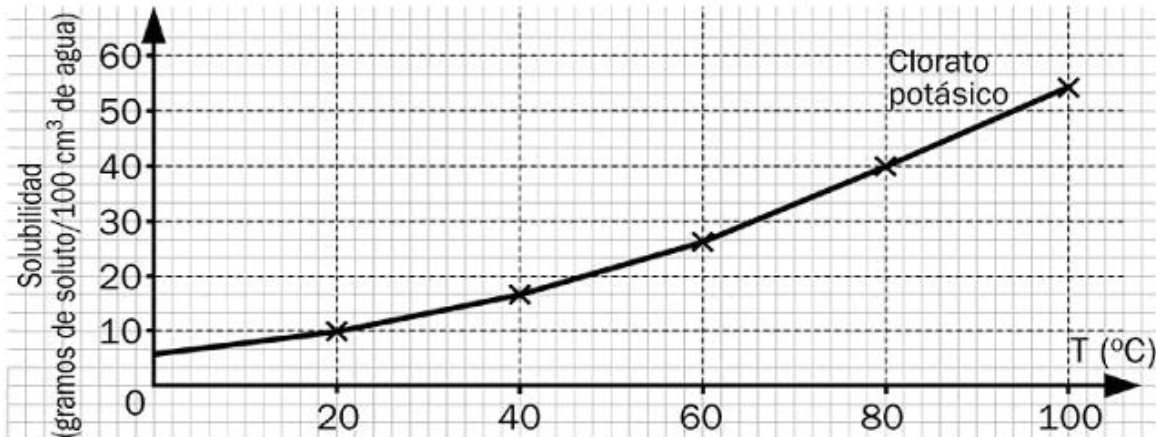
Presión (mm de Hg)	Volumen (litros)	P · V
300	20	6 000
400	15	6 000
500	12	6 000
800	7,6	6 080
900	6,6	5 940

- Representar la presión frente al volumen.
  - ¿Encuentras alguna ley que relacione dichas variables?
- 22 Relacionar las propiedades de la presión y volumen de un gas con la teoría cinética.



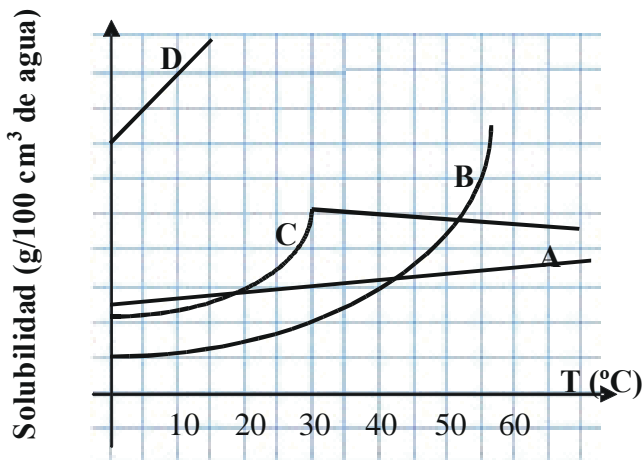
- 23 Interpretar a partir de la teoría cinético-molecular los siguientes fenómenos:
- 1 litro de agua se evapora antes de un charco en el suelo que de un vaso.
  - Cuando sacamos un queso del frigorífico su olor aumenta paulatinamente.

- 1 Sabemos que cierta disolución tiene una concentración de  $c = 512 \text{ g/L}$ . Si su densidad es  $1,43 \text{ g/L}$ , expresa el valor de su concentración en tanto por ciento.
- 2 Observando la curva de solubilidad del clorato potásico, responder:



- a) ¿Cuál es la solubilidad de la sal a  $80^\circ\text{C}$ ? ¿Qué significa ese dato?
  - b) ¿Qué ocurre al enfriar un litro de disolución saturada desde  $80^\circ\text{C}$  hasta  $20^\circ\text{C}$ ?
- 3 Decir si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones y por qué.
    - a) Si la concentración de una disolución es de  $4 \text{ g/l}$ , significa que hay  $4 \text{ gramos}$  de soluto en  $1 \text{ litro}$  de agua.
    - b) La expresión  $8 \text{ g/l}$  referida a una disolución de azúcar en agua no tiene nada que ver con la densidad de la disolución (m/V) aunque parecen las mismas unidades.
  - 4 Descubrir el fallo de estos razonamientos y corregirlo:
    - a) A partir de la concentración en gramos/litro de una disolución, puedo hallar su % en peso.
    - b)  $1 \text{ ppm}$  equivale a  $1 \text{ mg}$  de soluto en  $10^6 \text{ g}$  de disolución.
  - 5 Localizar la afirmación correcta.
    - a) Las curvas de solubilidad representan la cantidad de soluto frente a la cantidad de disolvente.
    - b) Las curvas de solubilidad se dibujan a una temperatura dada. Si cambia la temperatura, cambia la curva.
    - c) Las unidades de la solubilidad son las de una concentración.
    - d) La solubilidad expresa la cantidad de disolvente en  $100 \text{ g}$  de disolución.

- 6 Las gráficas representan la solubilidad de ciertas sustancias, pero no sabemos cuál es cuál. Añadir junto a cada gráfica el nombre de la sustancia a que hace referencia.



- a) El nitrato de plata se disuelve muy bien en frío.  
 b) El sulfato sódico comienza a perder el agua de hidratación a los 30°C y, de manera extraña, se disuelve peor a partir de esa temperatura.  
 c) La sal común prácticamente se disuelve igual en frío que en caliente.  
 d) En cambio el nitrato potásico se disuelve poco en frío, pero su solubilidad aumenta mucho en caliente.

- 7 Decir si son verdaderas o falsas y por qué:

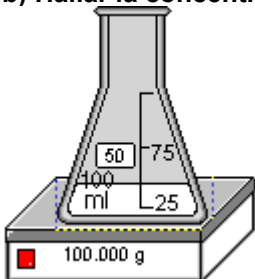
- a) La solubilidad de una sustancia varía con la temperatura siguiendo expresiones matemáticas conocidas del tipo  $y = k \cdot x$ ;  $y = k/x$ .  
 b) Las curvas de solubilidad son parabólicas y responden a la ecuación  $y = kx^2$ .

- 8 Explica la diferencia que existe entre preparar una disolución mezclando 50gr de sal con un litro de agua o preparar una disolución mezclando 50gr de sal con agua hasta formar un litro.

- 9 Se quieren prepara 250 g de disolución acuosa de cloruro potásico al 5%. ¿Qué cantidades de soluto y de disolvente se deben tomar? ¿Se puede averiguar el volumen de la disolución?

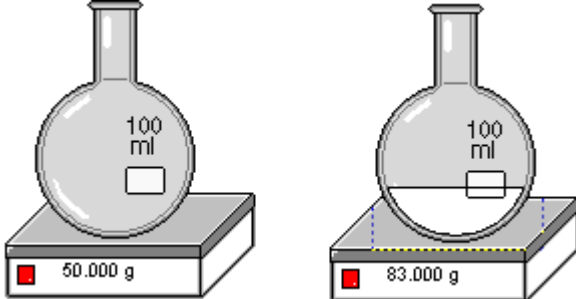
- 10 Se han preparado 50 ml de disolución añadiendo 8 gramos de cloruro potásico a cierta cantidad de agua. El resultado es una disolución de densidad 1,2 g/ml que se representa en la figura.

- a) Hallar la masa del erlenmeyer vacío.  
 b) Hallar la concentración en porcentaje de la disolución.



- 11 Para eliminar los restos de una mancha se ha preparado una disolución concentrada de hidróxido sódico en agua, juntando 2 kg de hidróxido con 8 litros de agua. El volumen final de disolución resulta ser de 8,8 litros. Hallar:
- La concentración de la disolución en gramos/litro y en porcentaje.
  - La densidad de la disolución.
- 12 Tenemos un ácido de densidad  $1,16 \text{ g/cm}^3$ . Con  $20 \text{ cm}^3$  de este ácido y 80 gramos de agua se prepara una disolución. Si el volumen final de la disolución es de  $100 \text{ cm}^3$ , calcula su concentración en porcentaje, su concentración en g/L y la densidad de la disolución.
- 13 Mezclamos  $200 \text{ cm}^3$  de una disolución de una sal de densidad  $1,13 \text{ g/cm}^3$  con  $150 \text{ cm}^3$  de otra disolución de la misma sal de densidad  $1,64 \text{ g/cm}^3$ . Calcula la nueva densidad de la disolución.

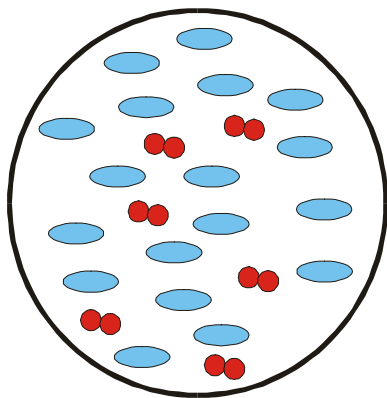
- 14 La disolución del gráfico se ha preparado añadiendo 8 gramos de ácido a cierta cantidad de agua.



- Calcular su concentración en porcentaje.
  - Si el volumen final de disolución es de  $28 \text{ cm}^3$ , hallar la densidad de la misma y su concentración en g/L.
- 15 Localizar la afirmación FALSA.
- Los sistemas materiales pueden ser homogéneos y heterogéneos.
  - Los sistemas heterogéneos se pueden separar en varios sistemas homogéneos.
  - Los sistemas homogéneos pueden ser disoluciones o sustancias puras.
  - Las disoluciones pueden ser homogéneas y heterogéneas.



16 ¿A qué tipo de mezcla corresponde el gráfico y por qué?



17 Clasificar los siguientes sistemas homogéneos en su columna correspondiente: sal, agua salada, vino, hierro, oxígeno, bronce, aire.

Sistemas homogéneos de un solo componente	Mezclas homogéneas de dos o más componentes.

18 Una muestra de leche desnatada tiene una densidad de  $0,9 \text{ g/cm}^3$  y da la siguiente composición:

En 100 ml de leche:

- proteínas: 3,2 g.
- hidratos de carbono: 4,6 g
- grasas: 0,3 g.

a) ¿Qué tipo de mezcla es la leche?

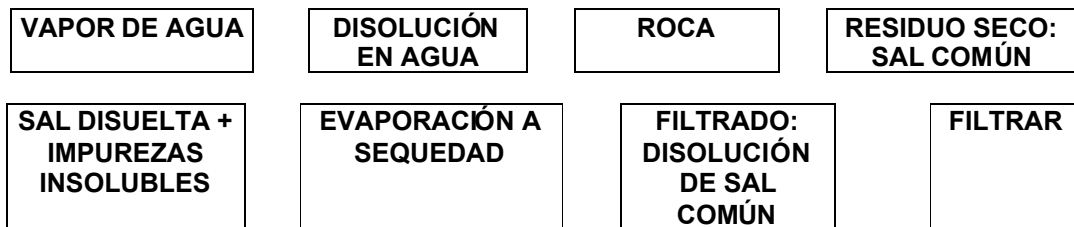
b) Calcular el porcentaje de cada uno de los componentes en la leche.

19 Colocar una "X" en las casillas correspondientes:

	SISTEMA MATERIAL	HOMOGÉNEO	HETEROGÉNEO	DISOLUCIÓN	SUSTANCIA PURA
Humo					
Aire					
Granito					
Agua de mar					
Agua destilada					
Cobre					
barro					

Explicar en qué te apoyas para decidir la clasificación del barro.

- 20 Los gases emitidos por una caldera llevan cenizas en suspensión en una proporción de  $0,75 \text{ g/dm}^3$ .
- ¿Qué tipo de mezcla forman y cómo se podría separar?
  - Se ha diseñado un filtro o ciclón capaz de tratar  $2 \text{ m}^3$  de gases por minuto reteniendo el 85% de los sólidos en suspensión. ¿Qué cantidad de cenizas se habrán retirado al cabo de 1 día?
- 21 Tenemos una mezcla en la que un precipitado sólido muy fino se encuentra en suspensión en el seno de un líquido. Hemos intentado separarlo con un filtro y no hemos podido. ¿Por qué? ¿Qué podría hacerse?
- 22 La temperatura de ebullición del nitrógeno es  $-196^\circ\text{C}$  y la del oxígeno es  $-183^\circ\text{C}$ .
- Explicar de qué modo los obtendrías a partir del aire como materia prima.
  - Si una muestra de aire tiene un 20% de oxígeno, ¿qué volumen de aire habría que destilar para obtener 2000 litros de oxígeno, sabiendo que el rendimiento de la operación es de un 85%?
- 23 Tenemos una roca que contiene sal común mezclada con otras impurezas. Para conocer el contenido de sal en la roca se realiza un proceso de separación. Ordena los cuadros en forma de esquema y explica el proceso.



- 24 Localizar la afirmación correcta:
- Una sustancia pura es aquella que se puede descomponer en otras más sencillas.
  - Si una sustancia compleja se puede descomponer en otras se llama sustancia pura.
  - Toda sustancia que resulte de la descomposición de otras se llama elemento.
  - Toda sustancia pura que se puede descomponer en otras se llama compuesto.

- 25 Disponemos de dos materiales X e Y que queremos investigar para saber cuál de ellos es una sustancia pura y cuál no. Para ello los calentamos y observamos el comportamiento a medida que cambian de estado. Ambos son sólidos y las siguientes tablas de datos reflejan su evolución:

X)

estado	sólido			sólido+líquido			líquido		
Temperatura (°C)	73	75	78	80	80	80	84	86	90

Y)

estado	sólido			sólido+líquido			líquido		
Temperatura (°C)	- 11	- 10	- 7	- 6	- 5	- 4	- 3	0	4

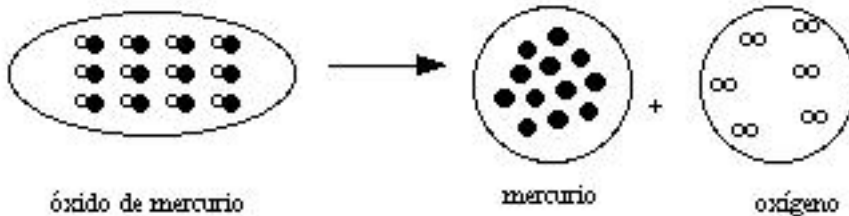
- a) Dibujar el perfil de ambas gráficas.  
b) ¿Alguno de ellos es una sustancia pura? ¿Por qué?

- 26 ¿Cuáles de las siguientes características son propias de las sustancias puras?

- a) Todas ellas son sistemas homogéneos.  
b) Sus propiedades características son las mismas en cualquier estado.  
c) Sus propiedades características se mantienen constantes en los posibles cambios de estado.

- 1 Según la teoría de Dalton, explica la diferencia entre un elemento y un compuesto químico, ayudándote del siguiente esquema que representa un proceso químico.

oxígeno ○  
mercurio ●



- 2 Explica con ayuda de la teoría de Dalton la siguiente afirmación: “En los cambios químicos se destruyen los átomos de las sustancias que intervienen para formar otras nuevas”.
- 3 Explicar según los modelos atómicos de Thomson y Rutherford, el hecho de que la materia sea eléctricamente neutra.
- 4 Describe el experimento de Rutherford y su explicación.
- 5 Indica a que modelos pertenecen las siguientes afirmaciones
- El átomo está constituido por núcleo y corteza.
  - Una órbita es la trayectoria seguida por los electrones en torno al núcleo.
  - Todos los átomos de un elemento químico son iguales.
  - El átomo es como una tarta, cargada toda ella positivamente.
- 6 Si el radio de un átomo es  $10^{-10}$  metros y el del núcleo  $10^{-15}$  metros, calcula cuántas veces es más pequeño el volumen del núcleo que el del átomo.
- 7 Hay determinados fenómenos, como la electrización por frotamiento de los cuerpos, que no se pueden explicar según el modelo atómico de Dalton, ¿por qué?
- 8 ¿En qué consiste el modelo que propuso Thomson para el átomo? ¿Cómo se llamó?
- 9 Rutherford postuló la existencia de otra partícula dentro del núcleo, aunque no se descubrió hasta años más tarde. ¿En que se basó para predecir su existencia?

- 10 Señalar si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas ( F ).  
Rutherford descubrió el electrón.  
Dalton postuló la existencia del neutrón en el núcleo.  
En el modelo atómico nuclear el átomo se compone de núcleo y corteza.  
En el núcleo del modelo atómico nuclear están los protones y electrones.  
Thomson propuso un modelo para el átomo basado en el Sistema Solar.
- 11 ¿Qué parte del experimento de Rutherford hace mejorar la concepción del modelo de átomo propuesto por Thomson?
- 12 Según la teoría de Dalton, de las siguientes sustancias, ¿cuáles son elementos y cuáles compuestos?  
CO<sub>2</sub>, Hg, H<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Mg, NaCl, Ca
- 13 ¿Por qué para medir la masa de los átomos ha sido necesario establecer una nueva unidad? ¿Cuál es? ¿A quién es igual?
- 14 Escribir la distribución de los electrones de la corteza de los átomos de aluminio y azufre, cuyos número atómicos son 13 y 16, respectivamente.
- 15 Un elemento químico está constituido por átomos que tienen 15 protones y 16 neutrones en su núcleo. Hallar Z y A.
- 16 De los isótopos del cloro,  $^{35}_{17}\text{Cl}$  y  $^{37}_{17}\text{Cl}$ , ¿cuál será más pesado? ¿Por qué?
- 17 Se tienen tres átomos de oxígeno,  $^{16}_8\text{O}$ ,  $^{17}_8\text{O}$ ,  $^{18}_8\text{O}$ . ¿Cómo se llaman? ¿Por qué? Explica la constitución de sus núcleos .
- 18 ¿Qué son los isótopos?

- 19 Escribe con la notación  ${}^A_Z X$  tres isótopos del nitrógeno, que tengan en su núcleo 7 protones, y 6, 7 y 10 neutrones cada uno.
- 20 Escribir la configuración electrónica de los elementos cuyos átomos tienen  $Z = 11$ ,  $Z = 13$  y  $Z = 16$ . ¿Qué tienen en común?
- 21 ¿Qué ion se forma cuando un átomo neutro, por ejemplo el átomo de Fósforo ( $Z = 15$ ), capta 3 electrones?
- 22 Según el modelo de Bohr, ¿qué son los electrones de valencia? ¿Qué propiedades determinan?
- 23 El magnesio tiene tres isótopos,  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ ;  ${}^{25}_{12}\text{Mg}$  y  ${}^{26}_{12}\text{Mg}$ . Calcula la masa atómica promedio, sabiendo que su abundancia es de 78,7%, 10,1% y 11,2% respectivamente.
- 24 ¿Qué significa que la masa atómica del Calcio sea 40 u.? ¿A cuántos gramos equivale?
- 25 La masa atómica del cloro es 35,45 u y se compone de dos isótopos,  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  y  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ . Calcula la abundancia relativa de cada uno
- 26 Responde a las siguientes cuestiones:
- Si un ión con carga 1 positiva, pierde 1 electrón, ¿cómo queda cargado?
  - Si un ion con carga 2 + , gana 2 electrones, ¿ cómo queda cargado?
  - Si un ion con carga 2 negativa, pierde 2 electrones, ¿cómo queda cargado?
  - Si un ion con carga 1 negativa gana 2 electrones, ¿cómo queda cargado?
- 27 Escribe el número atómico, el número másico, el número de neutrones y el de electrones de los iones representados por las siguientes notaciones:  
 ${}^{31}_{15}\text{P}^{3-}$  y  ${}^9_4\text{Be}^{2+}$
- 28 El modelo del átomo de Bohr establece una serie de capas o niveles energéticos, de modo que en cada uno caben un número determinado de electrones. Explica cuántos electrones pueden situarse como máximo en cada una de las cuatro primeras capas.

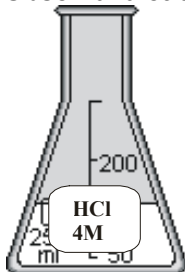
- 29 ¿A qué se denomina energía de ionización y afinidad electrónica?
- 30 ¿Dónde están situados los no metales en el sistema periódico? Enumera sus propiedades.
- 31 Clasifica los siguientes elementos químicos en metales o no metales.  
a) oro, b) azufre, c) potasio, d) cloro, e) oxígeno, f) flúor e) sodio g) nitrógeno.
- 32 Escribe el nombre y símbolo de los alcalino - térreos y de los halógenos.
- 33 La distribución de los electrones en la corteza de los átomos de un elemento químico es: (2,8,3). ¿Cuál es su número atómico? ¿A qué grupo y período pertenece? ¿De qué elemento se trata?
- 34 Escribe los elementos del grupo 1 ( $Z = 3$ ,  $Z = 11$ ,  $Z = 19$ ,  $Z = 37$ ) y la distribución de sus electrones. ¿Qué tienen en común todos los elementos?
- 35 ¿Qué indica el número del grupo del sistema periódico? ¿Cómo son las propiedades de los elementos del mismo grupo? ¿Por qué?
- 36 Completar las siguientes frases con la palabra o palabras necesarias:  
a) Los elementos del Sistema Periódico se ordenan según su .....  
b) Tienen propiedades químicas similares los elementos que están en el mismo.....  
c) Los elementos de un grupo se diferencian en.....  
d) La regla del octeto dice que.....
- 37 La reactividad de los no metales disminuye al descender en un grupo. ¿Por qué?
- 38 Además del tamaño de los átomos, ¿qué otras propiedades de los elementos tienen variación periódica?
- 39 Señalar si las siguientes propiedades son propias de metales o de no metales:  
a) Tendencia a captar electrones  
b) La mayoría son líquidos o gases  
c) Tienen pocos electrones en su última capa  
d) Forman iones positivos  
e) Son buenos conductores

- 40 **Ordenar por su reactividad creciente:**  
a) **Li, Rb, Ca, Be**  
b) **N, F, P, O**

- 41 **El tamaño de los átomos es una propiedad que varía periódicamente. ¿De qué factores depende?**



1 Observa la etiqueta del Erlenmeyer:



Si echas 25 ml de su contenido en un vaso, ¿cuántos moles de HCl habrá en el vaso?

2 Relaciona mediante flechas los textos de la columna izquierda con los de la derecha:

a) Masa molecular de $\text{H}_2\text{SO}_3$
b) Masa de una molécula de $\text{H}_2\text{SO}_3$
c) Masa de oxígeno en una molécula de $\text{H}_2\text{SO}_3$
d) Masa correspondiente a un millón de moléculas de $\text{H}_2\text{SO}_3$

$7,968 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
$1,36 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$
$1,36 \cdot 10^{-16} \text{ g}$
82 u

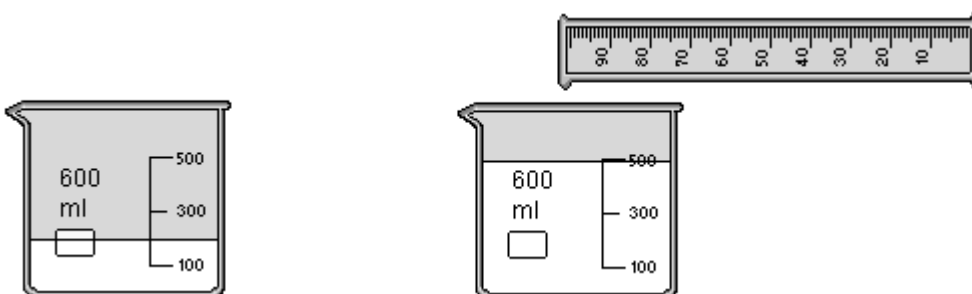
3 Señalar cuál de las siguientes afirmaciones es correcta.

- El significado de mol y masa molecular es el mismo.
- El mol es una unidad de masa.
- La masa de un mol de cualquier molécula equivale numéricamente a su masa molecular expresada en gramos.
- La masa de una molécula de agua es 18 gramos.
- En 5 kg de Cu y 5 kg de Fe hay el mismo número de átomos.

4 En una muestra de nitrato potásico ( $\text{KNO}_3$ ) hay  $5 \cdot 10^{20}$  átomos de K.

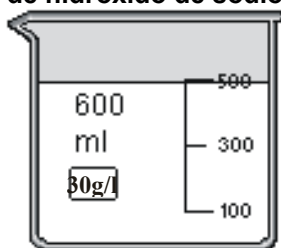
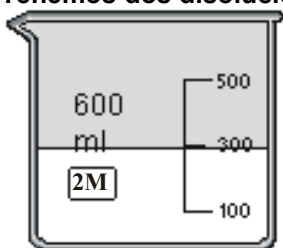
- ¿Cuántos átomos de O hay en la muestra? ¿Cuántos de N?
- ¿Cuántas moléculas de  $\text{KNO}_3$  habrá?
- Calcular la masa real expresada en gramos, de una molécula de  $\text{KNO}_3$ .
- Calcular la masa de toda la muestra expresada en gramos.

- 5 El sulfato de cobre (II) tiene la siguiente fórmula:  $\text{CuSO}_4$ . Calcular :
- Su masa molecular.
  - La masa que tienen 10 moles de  $\text{CuSO}_4$ .
  - ¿Cuántos moles hay en 3190 g de  $\text{CuSO}_4$ .
- 6 ¿Por qué la masa atómica y molecular medidas en u, se dice que son relativas?
- 7 Se disuelven 15 gramos de  $\text{K}(\text{OH})$  en agua suficiente para preparar  $600 \text{ cm}^3$  de una disolución de dicha base en agua. ¿Cuál es su concentración en gramos/litro y su molaridad?
- 8 Una disolución acuosa de ácido nítrico  $\text{HNO}_3$  tiene una concentración de 81 gramos/litro. ¿Cuál será su concentración molar?
- 0,19 M
  - 12,6 M
  - 1,28 M
  - 1,9 M
- 9 Hallar la composición centesimal de los siguientes compuestos:
- $\text{H}_2\text{SO}_4$
  - $\text{NaNO}_3$
  - $\text{FeO}$
- 10 Definir el mol.
- 11 Calcular la concentración molar y en g/litro de una disolución de ácido nítrico del 65% de riqueza y cuya densidad es  $1,40 \text{ g/cm}^3$ .
- 12 Tenemos 200 ml de una disolución 3 M de  $\text{NaNO}_3$  (aq). Añadimos agua hasta un volumen final de 500 ml.



Hallar la concentración molar de la disolución final.

- 13 ¿Qué volumen de agua hay que añadir a 0,5 litros de una disolución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  cuya concentración es 1 M, para que sea 0,4 M?
- 14 Una disolución acuosa de ácido clorhídrico HCl tiene una concentración 3 M. ¿Cuál será su concentración en gramos / litro?  
 a) 2 g/L  
 b) 18,2 g/L  
 c) 72,9 g/L  
 d) 109,35 g/L
- 15 Completar las frases siguientes:
- La masa molecular relativa de una molécula de cloro ( $\text{Cl}_2$ ) es igual a .....
  - La masa molecular real de una molécula de cloro es .....
  - 1 mol de moléculas de cloro contiene ..... átomos.
  - La masa de dicho mol de cloro es de .....
- 16 Se quiere preparar una disolución de ácido acético  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  del 40% en riqueza, cuya densidad es 1,03  $\text{g/cm}^3$ . Calcular, siguiendo los pasos propuestos, su concentración en g/l y su concentración molar.  
 Paso 1. Partir de 1 litro de disolución y calcular los gramos de la misma.  
 Paso 2. Calcular los gramos del ácido que hay en la disolución, teniendo en cuenta su porcentaje.  
 Paso 3. Finalmente calcular su concentración.
- 17 ¿Cuántos moles de hidróxido de calcio  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  hay en 4 litros de una disolución de dicha base en agua, cuya concentración es 0,5M? ¿Cuántos gramos de hidróxido habrá sido necesario pesar?
- 18 Tenemos dos disoluciones acuosas de hidróxido de sodio  $\text{Na}(\text{OH})$  en dos vasos. ¿Cuál tendrá más soluto?

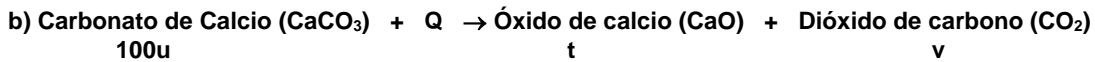
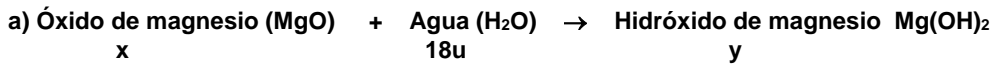


- 19 Explica la formación del compuesto iónico cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$ . Para ello, tener en cuenta los datos siguientes: Número atómico del sodio,  $Z=11$ , y del cloro,  $Z=17$ .

- 20 a) Representa la distribución de los electrones en capas del flúor y del aluminio.  
b) ¿Cuántos electrones de valencia tienen cada uno?  
c) ¿Qué iones tenderán a formarse en cada caso?  
d) Explica mediante un dibujo el enlace que puede haber entre átomos de flúor y de aluminio.
- 21 ¿Cuándo se producen enlaces covalentes entre dos átomos? ¿Qué elementos forman compuestos covalentes?
- 22 ¿Cuándo se produce un enlace metálico? ¿Entre que elementos químicos se da?
- 23 ¿En qué consiste la corrosión? ¿Hay metales que no la sufren? ¿Cuáles?
- 24 Definir enlace químico.
- 25 ¿Qué propiedades presentan los compuestos iónicos?
- 26 ¿Qué diferencias existen entre las agrupaciones de átomos: moléculas y cristales?
- 27 ¿Qué tipos de compuestos químicos covalentes existen? ¿En qué se diferencian?
- 28 ¿Qué propiedades presentan las sustancias moleculares y los sólidos covalentes?
- 29 Escribe el diagrama de Lewis de las moléculas de metano y dióxido de carbono.
- 30 ¿Qué son las aleaciones? ¿Para que sirven?
- 31 De las siguientes propiedades, ¿cuáles corresponden a compuesto metálicos?  
a) Son insolubles en agua.  
b) Son dúctiles y maleables.  
c) Conducen la electricidad, disueltos en agua.  
d) Presentan temperaturas de fusión muy bajas.  
e) Son sólidos a temperatura ambiente.  
f) Buenos conductores del calor y de la electricidad.

- 32 **¿En qué estado de agregación se encuentran los compuestos iónicos? ¿Por qué tienen alto el punto de fusión?**
- 33 **¿Por qué la temperatura de fusión y de ebullición son muy bajas cuando se trata de sustancias moleculares y muy altas en los sólidos covalentes, si se trata en ambos casos de compuestos covalentes?**

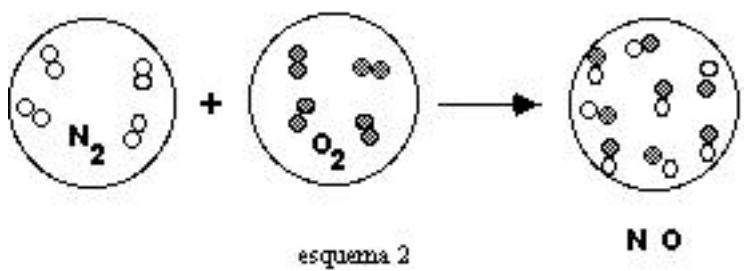
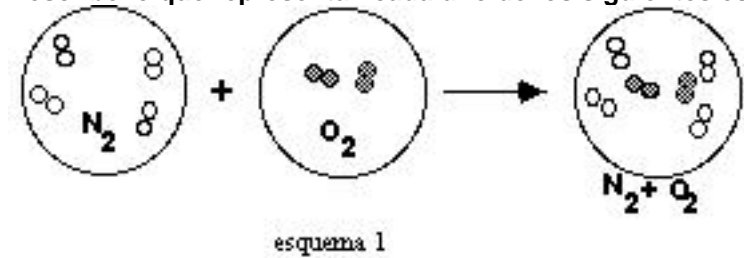
1 Teniendo en cuenta las masas atómicas relativas de los elementos de las diferentes sustancias y la ley de conservación de la masa, completar los datos de las siguientes reacciones.



Datos de masas atómicas: Mg = 12u, H = 1u, O = 16u, Ca = 40u, C = 12u

2 Describe cómo procederías en el laboratorio para comprobar la ley de conservación de la masa. Los materiales que tienes son: una balanza, dos vasos de precipitados, uno con una disolución acuosa de yoduro de potasio (KI) y el otro, con una disolución acuosa de nitrato de plomo Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

3 Describe lo que representan cada uno de los siguientes esquemas.



4 En el laboratorio de geología se ha estado investigando sobre una clase de rocas. Para ello, se han pesado las mismas por separado y también el ácido clorhídrico que se ha vertido sobre ellas. En las calizas, aparecen burbujas en la superficie. Tras verter el ácido se han vuelto a pesar las rocas. ¿Qué observaremos en las pesadas? ¿ por qué?

5 Representa mediante dibujos la siguiente reacción química entre dos sustancias gaseosas:  
6 moléculas de  $\text{SO}_2$  + 3 moléculas de  $\text{O}_2$  producen 6 moléculas de  $\text{SO}_3$  .

6 Completa la siguiente tabla, teniendo en cuenta la ley de conservación de la masa en las reacciones químicas.

Butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ )	+	Oxígeno ( $\text{O}_2$ )	producen	Dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ )	+	agua ( $\text{H}_2\text{O}$ )
116 gramos	+	x gramos	=	352 gramos	+	180 gramos
y gramos	+	208 g	=	176 g	+	90 g
29 g	+	104 g	=	88 g	+	z gramos
348 g	+	1248 g	=	v gramos	+	540 g

7 Enuncia la ley de conservación de la masa en una reacción química. ¿Qué químico la enunció en 1789?

8 Indica razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F).

a) Una disolución es un cambio químico.

b) La destilación del petróleo es un cambio químico.

c) Los reactivos en una reacción química son las sustancias que se obtienen en la misma.

d) La fermentación del vino es una reacción química.

e) En un cambio físico se rompen los enlaces de las sustancias iniciales.