

Departamento de Física y Química.

Curso 2011-2012.

Alumnos de 3º ESO.

Actividades Física y Química. Convocatoria de septiembre.

En la programación de la asignatura del curso 2011/2012 figuran los siguientes criterios de calificación para la convocatoria de septiembre.

“EXÁMENES EXTRAORDINARIOS.

El alumnado que no supere la materia de esta asignatura en la convocatoria de Junio podrá examinarse en la convocatoria extraordinaria de septiembre.

Se le facilitarán una colección de ejercicios y actividades a realizar por el alumno que le sirvan de orientación para preparar el examen de Septiembre.

Ese examen constará de teoría, cuestiones teóricas y/o problemas numéricos, todo ello referido a los contenidos mínimos de toda la asignatura.

La calificación obtenida en esta prueba será:

1) Si un alumno no entrega las actividades propuestas, la calificación obtenida en dicha prueba será la nota que obtiene el alumno.

2) Si un alumno entrega resueltas las actividades propuestas, la calificación obtenida será la mejor de las dos notas siguientes:

-La del examen.

-La nota que resulte al calcular: el 80 % de la nota del examen y el 20% de las actividades propuestas.”

Por tanto, el siguiente trabajo le servirá al alumno que no haya superado la asignatura en junio para preparar el examen de septiembre.

En ningún caso el realizar estas actividades u otras similares supondrá que con ello se aprueba la asignatura ya que como figura en la programación como máximo el realizar estas actividades supone el 20 % de la calificación, es decir 2 puntos de 10.

Tanto los contenidos que figuran a continuación, y que debe preparar y estudiarlos para septiembre, como la colección de problemas (u otros muy similares a estos), los tendrá el alumno en su cuaderno de la asignatura, si ha asistido regularmente a clase y ha seguido las indicaciones del profesor a lo largo del curso.

En cada tema:

1) Prepara los contenidos teóricos de ese tema. Los tienes en las fotocopias de apuntes y en cualquier libro de texto.

2) Haz un resumen de los contenidos más importantes y estúdialos.

3) Subraya los conceptos fundamentales y estúdiatelos hasta memorizarlos.

4) Las fórmulas para la resolución de problemas debes memorizarlas.

5) En el tema de química debes aprenderte bien los símbolos de los elementos más importantes.

También donde están situados en la tabla y cuales son los 10 primeros elementos. También qué elementos son los no metales.

6) Resuelve los ejercicios que se entregan a continuación. (La mayoría de estos ejercicios han sido corregidos en clase a lo largo del curso). No hace falta copiar los enunciados. Sí poner el número de ejercicio.

En la resolución de ejercicios busca los datos que necesites en las fotocopias de apuntes.

A partir del tema 4 debes tener a mano la tabla periódica para mirar los datos que necesitas para la resolución de ejercicios.

Tema 1. 3º ESO. MAGNITUDES Y UNIDADES.

CONTENIDOS.

- 1) Método científico. Fases del método científico: observación, formulación de hipótesis, experimentación.
- 2) Fenómenos físicos y fenómenos químicos o reacciones químicas
- 3) Magnitudes físicas.
- 4) Magnitudes fundamentales y su unidad en el sistema internacional de unidades.
- 5) Magnitudes derivadas. Definición y préndete al menos 4 magnitudes derivadas y su unidad.
- 6) Múltiplos de la unidad y divisores de la unidad.
- 7) Instrumentos de medida.
- 9) Imprecisión en la medida. Errores.

EJERCICIOS. TEMA 1. Magnitudes y unidades.

1.1 De las siguientes palabras, indica cuáles son magnitudes y cuáles no lo son.

- | | |
|----------------|----------------|
| . Longitud | . Temperatura. |
| . Masa | . Sueño |
| . vaso de agua | . superficie. |
| . velocidad. | . cariño. |
| . peso | . densidad |
| . sonido. | . luz. |
| . unas gafas | . energía. |
| . tiempo | . una mesa |

1.2 Completa la siguiente tabla:

Factor	Prefijo	Símbolo	Ejemplo
10^6			
	deci		dm = 0'1 m
		h	
10^9			
	kilo		kg = 1000 g
		da	
	centi		cl = 10^{-2} litros
10^{-6}			
	nano		nm =
		m(mili)	

1.3 Expresa en las unidades que se indican las siguientes medidas utilizando **factores de conversión**.

- | | |
|--------------------|-----------------|
| a) 15 km → metros. | e) 56 cm → hm |
| b) 8'2 dm → cm | f) 48 mm → km |
| c) 56 cm → dm | g) 5,6 dm → mm |
| d) 7 mm → m. | h) 0,4 cm → dam |

- | | |
|---------------------|-----------------|
| 1.4 A) 5 kg → kg | D) 9'2 g → cg |
| B) 0'6 kg → gramos. | E) 135 dg → dag |
| C) 17 cg → hg | F) 90'5 mg → kg |

1.5 ¿Qué cantidad es mayor 1800 g ó 1,5 kg; 1650 mm ó 1,3 m; 1 litro ó 610 mililitros?

1.6 Expresa en las unidades que se indica

- | | | |
|---|---------------------|--------------------------------|
| a) 140 g → kg. | b) 26 cm → hm | c) 0'6 m ³ → litros |
| d) 8'5 km ³ → m ³ | e) 120 mililitros → | litros → dm ³ |

1.7 Durante un experimento en el laboratorio, un estudiante mide la masa de 10 centímetros cúbicos de agua. Luego mide la masa de 20 centímetros cúbicos y así hasta obtener los datos. Volumen: 10, 20, 30, 40, 50, siendo las masas respectivas de las medidas: Masa(g): 10, 21, 29, 40, 50.

Elabora una gráfica con los valores indicados en la tabla. Describe la curva resultante. ¿Cuál será la masa de 35 centímetros cúbicos de agua?. ¿Cuál será el volumen de 15 g?

1.8 Enumera las fases del método científico. Explica en qué consiste la experimentación.

1.9 Completa la siguiente tabla y memoriza las 5 primeras.

Magnitud	Unidad Sistema Internacional	Símbolo
Longitud		
		kg
	Segundo	
		A
		K
Intensidad luminosa		
	Mol	

1.10 Cambia a la unidad correspondiente del Sistema Internacional las siguientes cantidades.

- a) 6 milisegundo = segundos.
- b) 12 Megametros =
- c) 80 miliamperios =
- d) 74'6 kg =

1.11 Expresa en las unidades que se indican las siguientes medidas utilizando **factores de conversión**.

- a) 40 kl → litros.
- b) 0'53 ml → dl
- c) 374 cl → dal
- d) 15000 hl → l
- e) 2 min → s
- f) 1,50 h → min
- g) 1,30 h → minutos
- h) 660 s → h

- 1.12 A) 3'5 min a segundos B) 90 s → min
- C) 1,30 h a minutos D) 86400 s → días
- E) 1'40 días a horas F) 6 h → días

1.13 Verdadero o falso?

- * Las propiedades de los cuerpos que se pueden medir se llaman magnitudes fundamentales.
- * El decímetro cúbico es una unidad de volumen.
- * el litro es la unidad de volumen del S.I.
- * el metro es la unidad de superficie en el S.I.
- * el kilogramo es una magnitud porque se puede medir.
- * El peso se mide en Newton.

1.14 El suelo de una habitación tiene 350 cm de largo y 2200 mm de ancho; ¿cuánto m² de parquet necesitamos para poner en el suelo de esa habitación?. (Recuerda: área rectángulo = base por altura).

1.15 ¿Qué cantidad es mayor: una superficie de 9,2 hm² ó el área de un rectángulo que tiene de largo 900 m y de ancho 25 dam?

1.16 expresa las siguientes medidas en las unidades del SI, utilizando la notación científica: 68 km, 3 g, 5 dam, 25 cm, 32 mm, 325 ms y 82 g. (ms=milisegundo)

1.17 Un amperímetro marca 1,18 ± 0,01 A. Interpreta ee resultado de esa medida.

1.18 indica cuál es la unidad más adecuada para medir:

la distancia entre dos ciudades		longitud de un bolígrafo		La longitud de un folio	
La distancia entre la puerta y la ventana de una habitación.		La distancia que hay del instituto a tu casa.		El tiempo que falta para que lleguen las vacaciones de verano	
La masa de una moneda de 1 €.		La masa de un camión		La superficie de una provincia.	
El tiempo que falta para salir de casa.		La superficie de un folio.		El volumen de una garrafa de agua.	
El volumen del agua de un pantano.		El volumen de una chincheta.		La distancia entre dos estrellas.	

- 1.19 Expresa en notación científica los siguientes números e indica el nº de cifras significativas de cada uno de ellos. a) 103.483 = b) 0,018030 = c) 0'000 60137 = d) 0,000 5010 = e) 456,1=

- 1.20 Completa las siguientes igualdades:

$$\begin{array}{llll} 1 \text{ m}^3 = & \text{litros;} & 1 \text{ litro} = & \text{dm}^3 = & \text{cm}^3 \\ 6 \text{ litros} = & \text{dm}^3 & 150 \text{ cm}^3 = & \text{hm}^3 & \\ 50 \text{ litros} = & \text{ml} & 85 \text{ g} = & \text{hg} & \end{array}$$

- 1.21 Completa la siguiente tabla:

Factor	Prefijo	Símbolo	Ejemplo
$0,01=10^{-2}$		c	
	deca		1 dam = 10 m
		h	
10^6			
	kilo		1 kg = 1000 g

- 1.22 ¿Cuáles son las propiedades generales de la materia?.
- 1.23 Cuáles son las unidades en el Sistema Internacional de masa, volumen y tiempo? .Indica cuál de estas magnitudes es derivada y cuál es fundamental.
- 1.24 Los datos de la tabla se refieren a un material por determinar.
- | | | | | | | |
|---------------------------------|-----|-----|----|-----|----|-----|
| MASA (g) | 240 | 120 | 60 | 360 | 24 | 480 |
| VOLUMEN (cm³) | 100 | 50 | 25 | 150 | 10 | 200 |
- Representa en una gráfica la masa frente al volumen. ¿Cómo es esa gráfica?
- 1.25 Cinco alumno han medido la altura de uno de sus compañeros y han obtenido las siguientes medidas: 165 cm, 163 cm, 166 cm, 164 cm, 164 cm. Halla el error absoluto y relativo de la primera medida.
- 1.26 Al medir la longitud de un campo de fútbol de 101,56 m se ha obtenido un valor de 102 m; al medir el espesor de un libro de 3,25 cm se han medido 32 mm. ¿Cuál de las dos medidas tiene mayor calidad? Determina el error relativo de cada una de ellas.
- 1.27 En una carrera de 100 metros lisos, hay 5 cronometradores. Los tiempos que han medido para el vencedor de la carrera han sido los siguientes: $10'45 \text{ s}$, $10'62 \text{ s}$; $10'71 \text{ s}$. $10'52$, $10'71 \text{ s}$.
¿Cuál será el tiempo oficial del ganador?

Tema 2. 3º ESO. LOS SISTEMAS MATERIALES

CONTENIDOS.

- Propiedades generales de la materia: Masa, peso, volumen. Defínelas.
- Densidad: concepto (definición de densidad), fórmula, unidad en el SI de unidades.
- Estados de agregación de la materia. Propiedades de sólidos, líquidos y gases.
- Modelo de la teoría cinética. Teoría cinético molecular de los gases
- Temperatura. Escalas termométricas: Celsius y Kelvin. Cero absoluto.
- Cambios de estado. Fusión, solidificación, Vaporización, evaporación y ebullición...
- Puntos de fusión y de ebullición.
- Explica el estado físico en que se encuentra una sustancia según sea su T en relación al PF y PE.
- Propiedades características o específicas de las sustancias puras.
- Propiedades de los gases: modelo de la teoría cinética; expansibilidad, compresibilidad. Variación de la P, V o T de un gas manteniendo una de ellas constante; explicarlo mediante la teoría cinética.
- Atmósfera. La presión atmosférica.

EJERCICIOS. TEMA 2. Estados de agregación.

- 2.1 ¿Cuál de los siguientes términos corresponde a materia?
 Una roca. Una nube. Un pájaro. Un átomo.
 El aire El oxígeno. La amistad. El humo.
- 2.2 Una pulsera de metal tiene una masa de 220 g y ocupa un volumen de 21 cm³. Determina la densidad de ese metal. ¿Podría ser de plata? La densidad de la plata es 10,5 kg/litro.
- 2.3 El oro tiene una densidad de 19,3 kg/ litro. a) Determina el volumen que ocupa una pulsera de 80 g de oro. b) ¿Qué volumen ocupará un lingote de 6 kg de oro?
- 2.4 El aceite tiene una densidad de 0,9 kg/L. a) ¿Cuántos kilos pesa una garrafa de 5 L de aceite?. b) ¿Qué volumen ocuparán 4 kg de aceite?.
- 2.5 Queremos guardar 8 kg de mercurio en un recipiente de 0'7 litros. ¿Podremos hacerlo?
 Dato: densidad del mercurio 13,6 kg/L.
- 2.6 ¿Cuántos kg de aire hay dentro de nuestro aula si ésta mide 10 m de largo x 6 m de ancho x 3 m de alto y la densidad del aire es 1,29 kg/m³?
- 2.7 Se han medido masas y volúmenes de trozos pequeños de mármol y se han obtenido los siguientes datos:
- | | | | | | | | | |
|----------------------------|-----|-----|-----|----|------|------|------|------|
| masa (g) | 9 | 14 | 22 | 29 | 41 | 48 | 60 | 65 |
| Volumen (cm ³) | 3'1 | 4'8 | 7'6 | 10 | 14'1 | 16'6 | 20'7 | 22'4 |
- a) Observa ese cuadro ¿Puedes obtener, por la simple observación del cuadro una relación entre la masa de un trozo de mármol y su volumen?.
- b) Dibuja una gráfica tomando masas en ordenadas y volúmenes en abscisas ¿Qué forma tiene?.
- c) Divide cada masa por su volumen ¿se obtiene un cociente constante? ¿Qué significado tiene?.
- d) ¿Qué ley puedes establecer, ahora, que relacione masa y volumen para cualquier trozo de mármol?.
 Exprésala matemáticamente, llamando **m** a la masa en gramos de un trozo cualquiera de mármol y **V** a su volumen en cm³.
- 2.8 a) Explica cómo es el movimiento de las moléculas en cada uno de los estados de agregación.
 b) ¿Cómo es la distancia intermolecular en cada uno de los tres estados de agregación?
 c) ¿Que son las fuerzas intermoleculares?
- 2.9 Los gases y los líquidos no tienen forma fija. Explica este hecho teniendo en cuenta sus propiedades microscópicas.
- 2.10 Ordena de mayor a menor las siguientes temperaturas. -75 °C; 260 K; 70 °C, 300 K.
- 2.11 ¿Cuáles son propiedades específicas de la materia?
- 2.12 Indica cuales son las características más importantes de los líquidos.
- 2.13 Utilizando la teoría cinética, explica qué le ocurre a la presión de un gas si :
 Aumentamos la temperatura manteniendo el mismo volumen.
 Reducimos el volumen a la mitad.
 Metemos más gas en el mismo recipiente.
 Dejamos salir parte del gas.
- 2.14 Un gas encerrado en un recipiente, está a una temperatura constante de 20 °C. Ocupa inicialmente 200 litros siendo la presión de 1 atmósfera. Si se aumenta la presión se obtienen los siguientes valores del volumen
- | | | | | | |
|--------------------|-----|-----|----|----|----|
| P=Presión (atm) | 1 | 2'5 | 5 | 8 | 20 |
| V=Volumen (litros) | 200 | 80 | 40 | 25 | 10 |
- a) Representa esos valores en una gráfica p-V (p en el eje de ordenadas o eje Y, V en el eje de abscisas o eje X).
- b) ¿Son directamente proporcionales la p y la V?
- 2.15 Los sólidos y los líquidos tienen volumen constante mientras que el volumen de los gases es variable. ¿A qué se debe?
- 2.16 Dibuja la gráfica de calentamiento del agua. (Ya debes saber cuales son el PF y el PE del agua).
- 2.17 Define los siguientes conceptos: temperatura de fusión, temperatura de ebullición, condensación, fusión, sublimación, solidificación, ebullición.
- 2.18 El punto de fusión del sodio es 98 °C y el de ebullición es 885 °C. Dibuja la gráfica de enfriamiento del sodio.

- 2.19 El punto de fusión del cobre es 1083 °C y el punto de ebullición es 2595 °C. a) ¿Qué indican esas dos temperaturas?.
b) Estado físico del cobre a 1200 °C, 900 °C, 1000 °C y 2800 °C.
- 2.20 El oxígeno hierve a -183 °C y funde a -219 °C.
Indica el estado físico del oxígeno a -202 °C, -225 °C, -190 °C, -165 °C, -10 °C.
- 2.21 El Br hierve a 59 grados y su punto de fusión es -7 °C. A T ambiente, ¿cuál es el estado físico del Br?.
- 2.22 ¿Conoces algún otro elemento que esté en estado líquido a T ambiente?.
- 2.23 Si la temperatura de un gas permanece constante
¿a qué es debida la presión en el recipiente?
¿qué le ocurre al volumen del gas si aumentamos la presión manteniendo la temperatura constante?.
- 2.24 Si aumenta la T ¿Qué les ocurre a las partículas de un sólido?
- 2.25 Dibuja la gráfica de calentamiento de una sustancia que inicialmente se encuentra a 20 °C sabiendo que sus puntos de fusión y ebullición son, respectivamente 80° y 130 °C.

Tema 3. 3º ESO. CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA. SISTEMAS MATERIALES.

CONTENIDOS.

1. Sistemas materiales homogéneos y heterogéneos.
2. Sustancias puras y mezclas.
3. Propiedades características de las sustancias puras. Densidad, punto de fusión, punto de ebullición, solubilidad.
4. Cuerpo simple o elemento. Cuerpo compuesto
5. Explica brevemente los métodos de separación de mezclas heterogéneas: tamizado o cribado, filtración, sedimentación, decantación, separación magnética.
6. Disolución. Clases de disoluciones: según el estado físico; según la concentración (diluida, *concentrada*, *saturada*.)
7. Métodos para separar los componentes de una disolución. Cristalización, destilación, cromatografía, extracción.
8. Formas de expresar la concentración de una disolución. % en masa, % en volumen; concentración en masa (g/litro) .
9. Solubilidad. Definición.
10. Solubilidad de un gas en un líquido; variación con la T.

EJERCICIOS. TEMA 3. Sistemas materiales. Disoluciones.

- 3.1 De las siguientes sustancias, indica si son mezclas heterogéneas (E) ó mezclas homogéneas(O).

Cocido.____	Vinagre____	Licor.____	Zumo de naranja____
Aire____	Agua mineral____	Agua azucarada____	roca de granito____
Lejía____	Ensalada____		

- 3.2 **Completa y memoriza.**- El aire es una _____ de sustancias gaseosas, formado aproximadamente por:

El 78 % de _____.

El 21 % de _____.

El 1 % restante de _____

- 3.3 Indica si las siguientes sustancias son elementos (E), compuestos(C) o disoluciones(D).

Agua de mar.____	Agua destilada.____	Leche____
Cal viva (óxido de calcio)____	Azufre____	sal común____
Aire____	Grafito (Carbono)____	Gas neón____.
Cloro____	Hierro____	Acero____
Diamante (Carbono)____		

3.4 Completa la siguiente tabla:

Técnica de separación de mezclas heterogéneas.	Para qué sirve y propiedad en que se basa.
Filtración.	
flotación	
decantación	
Separación magnética.	

3.5 El agua mineral es una disolución de varias sustancias. Casi el 100% es _____ pero también tiene sustancias disueltas como por ejemplo _____.

Te puede ayudar si miras la etiqueta de un botella de agua mineral

El agua de mar es una _____.

Las dos sustancias más abundantes en el agua de mar son: _____ y _____.

3.6 El grafito y el diamante están formados por átomos de _____ -

¿El hierro es un elemento?. _____

El acero ¿es un elemento?. _____

La sal común (o sal de cocina) es un compuesto químico llamado _____.

El agua destilada (agua) es un compuesto químico que tiene de fórmula: _____

3.7 Explica qué es una disolución.

Si una disolución tiene dos componentes ¿qué es el disolvente y qué es el soluto?

3.8 ¿Podríamos decir que una mezcla de agua y arena es una disolución? ¿Por que?

3.9 ¿Qué es la concentración de una disolución?.

3.10 explica las diferencias entre disolución diluida, concentrada y saturada. Pon un ejemplo de cada una de ellas.

3.11 Clasifica en diluidas o concentradas las siguientes disoluciones:

1 g de lejía en 5 litros de agua

20 gramos de sal en 4 litros de agua.

0'9 kg azúcar en 1600 ml de agua.

3.12 Si en una botella de cerveza indica 5,5° ¿Qué quiere decir?

3.13 Identifica tres elementos y tres compuestos que manejes en tu vida diaria.

3.14 ¿En qué consiste la decantación, la cristalización y la destilación?.

3.15 La concentración del agua de mar es 28'5 g/L ¿cuánta sal podemos obtener con 10 litros de esa agua de mar?.

3.16 Preparamos una disolución que contiene 24 g de cloruro de sodio disueltos en 550 g de agua. Halla el porcentaje en masa de soluto en la disolución obtenida.

3.17 ¿Por qué se disuelve mejor el cacao en leche caliente que fría?.

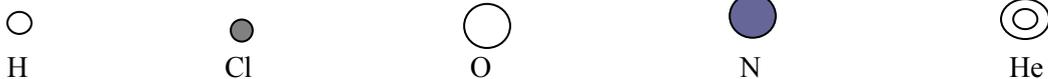
3.18 Echamos en un vaso 200 mililitros de agua y 30 de azúcar. La disolución ocupa un volumen de 222 ml. Completa los datos de la tabla:

	nombre	Masa (g)	Masa (Kg)	Volumen (mL)	Volumen (L)
	Soluto				
	Disolvente				
	Disolución				

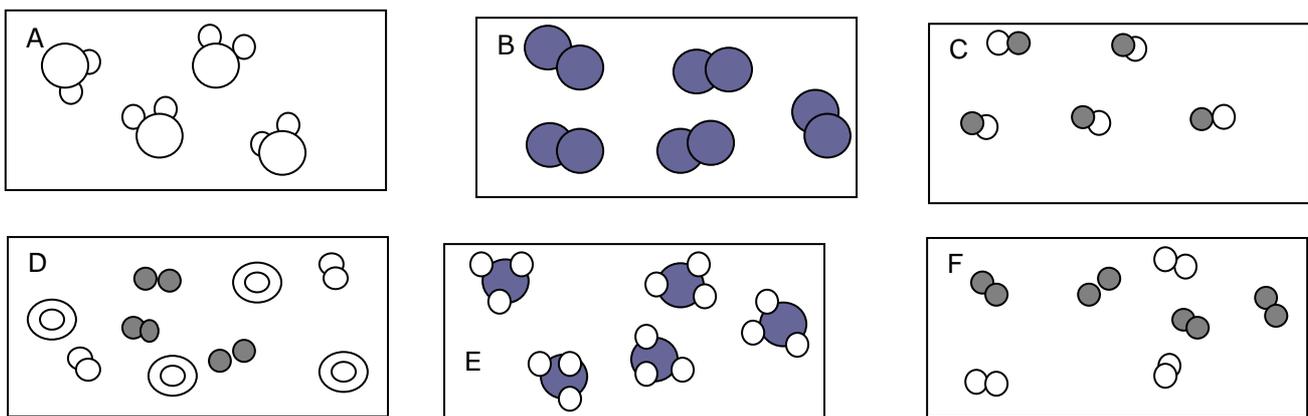
En esa disolución, calcula: 1) concentración en % en masa. 2) concentración en g/L.

- 3.19 La concentración de una disolución de agua y sal es de 20 g/l. El volumen total de la disolución es de 4000 ml. Halla la masa de sal que se ha disuelto. Sol. 80 g
- 3.20 Elabora el esquema de un proceso de separación para las siguientes mezclas:
 a) agua y alcohol. b) aceite y agua. c) Limaduras de hierro y arena d) arena y azúcar
- 3.21 ¿V o F?
 A) La cromatografía de la tinta permite conocer los componentes de la tinta.
 B) La destilación permite separar dos líquidos que tienen puntos de fusión muy parecidos.
- 3.22 Disolvemos azúcar en agua. Cuando añado un poco más de azúcar observo que no se disuelve y se deposita en el fondo del vaso. ¿Cómo podemos explicar este fenómeno? ¿Qué nombre reciben este tipo de disoluciones?
- 3.23 Tenemos 20 g de una disolución de sal en agua al 20 % en masa; se evapora el agua ¿qué cantidad de sal queda?.
- 3.24 Una disolución al 15 % de ácido sulfúrico indica que en 100 gramos de disolución hay _____.
- 3.25 Para obtener 50 ml de alcohol puro ¿qué cantidad de licor de 35° hará falta?.
- 3.26 Hemos disuelto 3550 mg de sal en agua. El volumen total de la disolución es de 80 ml. Halla la concentración de la disolución expresada en g/l. Sol: 15 g/l
- 3.27 Se mezclan 80 g de azúcar con 0,6 kg de agua. Hallar:
 a) La masa de la disolución.
 b) La concentración de la disolución expresada en % en masa.

3.28 Si representamos los átomos de diferentes elementos de la siguiente forma:



Imagina que tenemos varios recipientes con sustancias gaseosas. Si pudiéramos ver los átomos y moléculas e hiciéramos una fotografía y obtuviéramos algo parecido a las siguientes viñetas:



- a) Clasifica las sustancias de los recipientes anteriores en mezclas o en sustancias puras.
 b) ¿Sabrías escribir la fórmula y el nombre de las sustancias de los recipientes anteriores?
 c) Nombra adecuadamente cada uno de los sistemas anteriores. Recipiente A: tiene una sustancia pura que es el agua; el B...

3.29 Dibuja el aspecto que tendría un recipiente con agua y oxígeno disuelto en ella.

Tema 4. 3º ESO. EL ÁTOMO.

CONTENIDOS.

1. Teoría atómico molecular de Dalton.
2. Materia con carga eléctrica. Dos tipos de carga.
3. Modelos atómicos. Modelo atómico de Thomson.
4. Experimento de Rutherford. Modelo atómico de Rutherford.
5. Estructura del átomo. Núcleo atómico: protones, neutrones.
6. Numero atómico, numero másico, isótopos. Representación del núcleo atómico.
7. Masa atómica.
8. Isótopos. Número másico.
9. Corteza atómica: configuración electrónica. Electrones de valencia. Iones.
10. Concepto de elemento químico.
11. Metales y no metales. Propiedades
12. Sistema periódico de los elementos. Grupos y periodos.

EJERCICIOS. TEMA 4. El átomo.

- 4.1 Escribe un resumen de la teoría atómica de Dalton. (Página 58).
- 4.2 ¿Qué diferencias encuentras entre el modelo atómico de Thomson y el de Rutherford?
- 4.3 Dibuja el modelo atómico de Thomson y explica brevemente como imaginó Thomson el átomo. Página 58
- 4.4 ¿Qué experimento obliga a Rutherford a modificar el modelo de Thomson?. Explícalo
- 4.5 Dibuja el modelo atómico de Rutherford, (o modelo planetario). ¿Cómo se imaginó Rutherford el átomo? Pág 59
- 4.6 ¿Cómo se llama cada una de las partes en la que puede dividirse el átomo? (pag 59)
¿Qué partículas componen los átomos? (pág 59)
- 4.7 Completa: la masa del protón es casi igual a la masa del _____. La masa de los átomos se mide en _____ que es casi igual a la masa de _____.
En valor absoluto, la carga del electrón es igual a la carga del _____.
- 4.8 Los protones y los neutrones están muy próximos ("apelotonados") en el centro del átomo. ¿Cómo se llama dicha parte del átomo? (pag. 59)
- 4.9 Dibuja un átomo con 4 protones, 5 neutrones y 5 electrones.
- 4.10 En el átomo del ejercicio 4.9 ¿Cuál es su nº atómico? ¿nº másico?.
- 4.11 ¿Cuál es el nombre de los elementos que tienen por símbolo: O, H, N, C, K, Fe, Ni, S, Ca, P, Na?.
- 4.12 ¿Cuántos neutrones hay en el isótopo de carbono de $A = 14$ y $Z = 6$?
- 4.13 Define los siguientes conceptos: masa atómica y número atómico.
- 4.14 Copia y completa la siguiente frase: isótopos, son átomos de un elemento que tienen siempre el mismo número de y pero diferente número de
- 4.15 Responde a las siguientes cuestiones:
 - a) ¿Existe alguna relación entre el número de protones y el número de electrones en un átomo neutro?.
 - b) ¿Cuál es el tamaño del núcleo de un átomo comparado con el átomo?.
 - c) ¿Pueden existir dos átomos del mismo elemento que tengan distinto número másico?.
 - d) ¿Cuál es la relación entre la masa del protón y del neutrón? Y ¿entre la masa del protón y la masa del electrón?
- 4.16 Dibuja un átomo de SODIO 23. ¿Cuántos electrones tiene en la última capa?. Busca los datos necesarios en la tabla periódica.
- 4.17 Dibuja un átomo de potasio. ¿Cuántos electrones tiene en la última capa?
- 4.18 ¿Puede haber dos átomos del mismo elemento con distinto número atómico? ____ ¿Porqué?. ¿Puede haber dos átomos del mismo elemento con distinto número másico? ____ ¿Porqué?.

4.19 Completa la siguiente tabla:

Elemento	símbolo	representación	Z	A	Número de p	N	Número de e
		$^{118}_{50}\text{Sn}$					
Plomo			82			126	
	Al				13	14	
		^1_1H					

4.20 Un átomo de Cl tiene de número atómico 17. Su masa atómica es 35.

Representa el núcleo de ese átomo:

Dibuja un átomo de cloro indicando las partículas que tiene y donde están situadas y el número de electrones de la última capa.

4.21 Busca en tu libro cuáles son los isótopos del hidrógeno. (Pág 61)

Dibújalos y escribe el símbolo de cada uno de ellos.

4.22 Escribe la configuración electrónica de un elemento de número atómico 34

4.23 Cierta átomo tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. ¿A qué elemento pertenece? (consulta la tabla periódica).

4.24 Completa la tabla escribiendo las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos.

Nombre del elemento	Símbolo	Número atómico	Configuración electrónica
		1	
Nitrógeno	N	7	
	Ne		
	Cl		
		20	

4.25 Completa:

Grupo de elementos		Nº de electrones de valencia.
Metales alcalinos.	Grupo 1	
Metales alcalinotérreos.	Grupo 2	
Halógenos.	Grupo 17	
Gases nobles.	Grupo ____.	

4.26 Teniendo en cuenta los resultados obtenidos en el ejercicio anterior, ¿cuántos electrones de valencia tendrá un átomo de antimonio (consulta la tabla periódica)? ¿Y uno de calcio? ¿Uno de potasio? ¿Y uno de cloro? ¿Y uno de bromo?

4.27 En este ejercicio, rellena y memoriza la posición de los primeros 10 elementos de la tabla periódica. los

4.28 Calcula la carga de un ión que tiene 14 protones y 12 electrones. Escribe su símbolo.

- 4.29 Calcula la carga de un ion que tiene 34 protones y 36 electrones. Escribe su símbolo.
- 4.30 El hierro es el elemento de número atómico $Z=26$. ¿Cuántos electrones posee el ion Fe^{2+} ?
- 4.31 ¿En que ión se convierte fácilmente el cloro? ¿y el bromo? ¿Y el yodo? Tienes que determinar primero cuantos electrones tienen cada uno de ellos en la última capa.
- 4.32 El cloro tiene dos isótopos, ^{35}Cl y ^{37}Cl ; con una abundancia en la naturaleza del 75,5 % y un 24,5 % respectivamente. Determina la masa atómica relativa del cloro.
- 4.33 Del neón natural existen dos isótopos, uno de masa atómica relativa 20 y abundancia de un 90 % y otro de masa atómica 22 cuya abundancia es el 10 %. Calcula la masa atómica relativa del neón.
- 4.34 El magnesio tiene tres isótopos de números másicos 24, 25 y 26. La proporción de los dos primeros es del 78,5 % y 10,0 %. Determina la masa atómica relativa del magnesio.
- 4.35 ¿Cuáles de los siguientes elementos tendrán tendencia a formar cationes: flúor, argón, rubidio, azufre, cobre, cinc y nitrógeno. Consulta la tabla periódica.
- 4.36

nº de protones	nº de electrones	Carga neta	Catión o anión	Símbolo
13	10	+3	catión	Al^{3+}
12	10			
11		+1		
				Cl^-
1	0			

Tema 5. 3º ESO. ENLACE QUÍMICO. ATOMOS, MOLECULAS. CRISTALES. FORMULACIÓN QUÍMICA.

CONTENIDOS.

- Nombre y símbolo de los elementos más usuales.
- Características de un átomo de metal: nº de e en la última capa, tendencia a perder e, electropositivo, forma iones +. Carácter metálico.
- La agrupación de los átomos en la materia: Átomos aislados. Moléculas y cristales.
- Enlace químico. Enlace covalente. Elementos que forman los compuestos covalentes. Ejemplos. Propiedades de esas sustancias
- Cristales iónicos. Elementos de los compuestos iónicos. Propiedades de esas sustancias
- Metales. Propiedades de los metales.
- Cuerpo simple o elemento. Valencia de un elemento.
- Masa atómica de un elemento.
- Compuesto químico; fórmula. Masa molecular de una sustancia. MOL.
- Formulación química: elementos, óxidos, hidruros, sales binarias e hidróxidos.

EJERCICIOS. TEMA 5. ATOMOS, MOLECULAS. FORMULACIÓN.

Busca los datos que necesites en el libro y en la tabla periódica: masa atómica, nº de Avogadro,

- 5.1 ¿Qué dos tipos de agrupaciones de átomos pueden existir? (Libro. Pag. 74)
- 5.2 ¿En qué se diferencian las moléculas de un elemento y las de un compuesto?
- 5.3 ¿Cuántos átomos hay en una molécula de amoníaco NH₃?
- 5.4 La fórmula del cloruro amónico es NH₄Cl. Explica qué indica esa fórmula.
¿Qué indica el 4 de esa fórmula?.
- 5.5 Escribe la fórmula y el nombre de todos los óxidos de cloro, del yodo y del azufre. (son 11 en total).

5.6 Formular:

Nombre	Fórmula		Nombre	Fórmula
óxido de fósforo(III)			dióxido de silicio	
hidruro de calcio.			hidróxido de mercurio(II)	
Fluoruro de hidrógeno			sulfuro de potasio	
hidróxido de platino(IV)			Cloruro férrico	
hidruro de estaño(II)			fluoruro de níquel(II).	
óxido de plata			sulfuro de dihidrógeno	
Cloruro de hidrógeno			agua oxigenada	

- 5.7 Escribe la fórmula y el nombre de todos los hidruros de los metales alcalinotérreos y de los metales alcalinos. (son 12 en total).
- 5.8 Escribe la fórmula y el nombre de todos los hidróxidos del cobre, plomo, zinc, aluminio, hierro, sodio (hay 9 en total).
- 5.9 ESCRIBE EL NOMBRE DE LAS SIGUIENTES SUSTANCIAS:

N ₂	Rn	K ₂ O	Al(OH) ₃	CO	HI	H ₂ S
H ₂ Se	NH ₃	CaS	Zn(OH) ₂	NaCl	CaI ₂	HF

5.10 Pon la fórmula:

Nombre	Fórmula		Nombre	Fórmula
Hidróxido de magnesio.			óxido de sodio	
óxido de níquel(III).			nitrógeno.	
hidróxido de magnesio			cloruro de calcio	
Agua			óxido de fósforo(V)	
Plutonio			dióxido de azufre.	
Sulfuro de hidrógeno			amoníaco	
cloruro de magnesio.			Óxido de berilio	
Selenuro de hidrogeno			tetrahidróxido de plomo	

5.11 ¿V ó F?

Los no metales son dúctiles y maleables.

Los electrones de la última capa son los que determinan las propiedades de un elemento químico.

Los gases nobles solo reaccionan entre ellos y no con otros elementos.

Una sustancia es maleable si se puede extender en hilos.

Si un átomo de carbono comparte 4 electrones al unirse con otros átomos, deducimos que los átomos de carbono se unen de 4 en 4.

Los gases nobles no reaccionan con otras sustancias.

El Li, Na, K, Rb, Cs, Fr es el grupo de los halógenos.

5.12 ¿Cuántos átomos tiene una molécula de agua?

¿Cuántos átomos tiene una molécula de NaHCO_3 ?

¿Y una moléculas de $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$?

5.13 Cierta cristal contiene dos trillones de átomos de aluminio y seis trillones de átomos de cloro. ¿Cuál es la fórmula de la sustancia que lo forma?

5.14 Escribe: Nombre, símbolo y valencia de:

- Los metales alcalinos.
- Los metales alcalinotérreos.
- Los halógenos.

5.15 ¿Qué indica la fórmula: $\text{C}_4 \text{H}_{10}$?5.16 El cloruro de sodio (NaCl) se disolverá en agua? ¿Por qué?

Conducirá la corriente eléctrica en estado sólido?

¿Y si está disuelto en agua?

5.17 Define: molécula, masa molecular.

5.18 V o F. Los elementos químicos de un mismo grupo de la tabla periódica tienen:

- ⊕ El mismo número de electrones en la última capa.
- ⊕ El mismo número de capas de electrones.
- ⊕ Propiedades químicas similares y forman compuestos muy parecidos
- ⊕ El mismo número atómico.

5.19 ¿Cuántos átomos de Fe hay en un mol de átomos de Fe?. ¿Y en 2 mol de átomos de Fe?.

5.20 ¿Cuántas moléculas de NH_3 hay en un mol de moléculas de NH_3 ? ¿Y en 2 mol de NH_3 ? ¿Y en 0,5 mol de NH_3 ?5.21 Calcula la masa en gramos de 1 mol de CO_2 . Busca las masas atómicas en la tabla periódica.5.22 ¿Cuántas moléculas tendrán 80 gramos de carbonato de calcio (CaCO_3)?5.23 ¿Cuántos átomos tiene una molécula de hidróxido férrico $\text{Fe}(\text{OH})_3$?

5.24 Tenemos un recipiente con 80 g de metano. ¿Cuántos moles de metano hay en dicho recipiente?

5.25 Un recipiente contiene 308 g de CO_2 . Calcula:

a) cuántos moles de CO_2 hay en el recipiente.

b) cuántas moléculas de CO_2 tenemos dentro de este recipiente.

5.26 Si la fórmula del azúcar es: $\text{C}_{12} \text{H}_{22} \text{O}_{11}$, a) ¿Cuántos átomos tiene una molécula de azúcar?. b) ¿Cuántos moles tiene medio kilo de azúcar? c) y ¿cuántas moléculas?

- 5.27 ¿Cuántos átomos tiene una molécula de agua oxigenada? Calcula la masa molecular del agua oxigenada.
¿Cuántos gramos tiene 1 mol de esa sustancia?
- 5.28 Determina la composición centesimal del hidróxido de calcio.
- 5.29 Calcula el tanto por ciento de nitrógeno en el nitrato amónico: NH_4NO_3
- 5.30 ¿Qué sustancias químicas están formadas por redes cristalinas?
- 5.31 ¿Cuántos gramos pesarán 200 billones de moléculas de cal (óxido de calcio)?
- 5.32 ¿Cuántos mol hay en un litro de H_2O ?

Tema 6. 3º ESO. REACCIONES QUÍMICAS.

CONTENIDOS.

1. Fenómenos físicos. Fenómenos químicos o reacciones químicas.
2. Reacción química: reactivos y productos.
3. Indicios que ponen de manifiesto que se ha producido una reacción química.
4. Explicación de porqué se producen las reacciones químicas según la teoría cinética.
5. Aspectos energéticos de las reacciones químicas: reacciones exotérmicas y endotérmicas.
6. Ley de conservación de la masa. (Lavoisier)
7. Ecuación química. Ajuste y representación de ecuaciones químicas.
8. Información que proporciona una ecuación química ajustada.

EJERCICIOS. TEMA 6. REACCIONES QUÍMICAS.

- 1.1 Define: reacción química. Pon 3 ejemplos totalmente diferentes de reacciones químicas.
- 1.2 El hidróxido sódico reacciona con cloruro de hidrógeno para formar cloruro sódico y agua. Escribe la reacción química ajustada indicando cuántos gramos de cloruro de hidrógeno son necesarios para formar 36 gramos de agua.
- 1.3 Si al comprar un alimento indica la etiqueta: "Poder energético por cada 100 gramos, 98 Kc". Explicar lo que quiere decir.
- 1.4 Al quemar el azúcar se produce una reacción química; se obtiene un residuo negro y se desprende humo. Las sustancias obtenidas no se parecen nada a las iniciales. Indica cuales son los reactivos y cuáles los productos.
- 1.5 Cuando 4 g de hidrógeno reaccionan con la cantidad suficiente de oxígeno se producen 36 g de agua.
¿Qué cantidad de oxígeno habrá reaccionado?

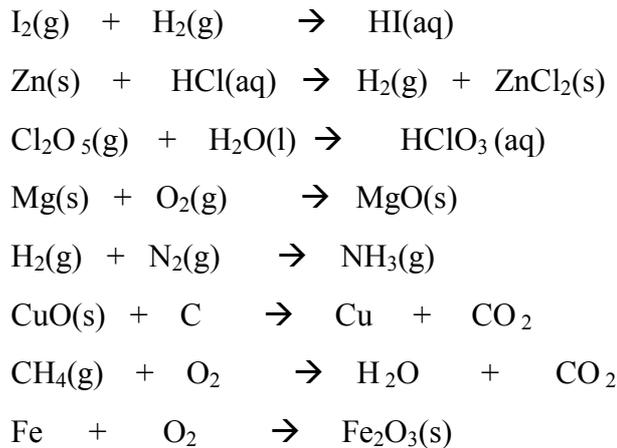
1.6 Clasifica los siguientes procesos en cambios físicos y Químicos

- calentamos un trozo de hielo hasta que lo derretimos
- añadimos una cucharada de azúcar a un vaso con agua y removemos hasta que el azúcar desaparece de nuestra vista
- un clavo de hierro expuesto a la intemperie se oxida
- introducimos en un recipiente sodio y cloro, obteniendo cloruro de sodio.
- evaporamos el agua de un cazo calentándola.
- machacamos un trozo de tiza hasta reducirla a polvo
- en el interior de nuestro organismo, una cantidad de azúcar se transforma en agua y dióxido de carbono.
- mezclamos un litro de agua con medio litro de alcohol.

1.7 Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

- $N_2 + O_2 \rightarrow NO_2$
- $O_2 + CO \rightarrow CO_2$
- $O_2 + Cl_2 \rightarrow Cl_2O$
- $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$
- $Na + H_2O \rightarrow H_2 + NaOH$

1.8 Ajusta las siguientes reacciones.



1.9 Escribe las fórmulas y AJUSTA LAS SIGUIENTES REACCIONES:

nitrógeno + hidrógeno \rightarrow amoníaco.

pentaóxido de dinitrógeno + agua \rightarrow ácido nítrico.

óxido de fósforo(III) + agua \rightarrow H_3PO_3

ácido clorhídrico + cinc \rightarrow cloruro de cinc + hidrógeno.

amoníaco + oxígeno \rightarrow monóxido de nitrógeno + agua

Cloruro de hidrógeno + monóxido de calcio \rightarrow cloruro de calcio + agua.

disulfuro de hierro + oxígeno \rightarrow dióxido de azufre + trióxido de dihierro

- 1.10 Escribe y ajusta la ecuación: Cloruro de hidrógeno + monóxido de calcio \rightarrow dicloruro de calcio + agua.
 ¿Qué indica esa reacción?
 ¿Cuáles son los reactivos y cuáles son los productos?
- 1.11 La ecuación: $4 \text{ H Cl} + \text{Fe}_2 \text{ S}_3 \rightarrow 2 \text{ Fe Cl}_2 + \text{H}_2 \text{ S}$, ¿Cumple la ley de Lavoisier?
 Razona las respuestas.
- 1.12 Contesta razonadamente:
 a) En una reacción exotérmica ¿quién tiene más energía, los reactivos o los productos?
 b) Según la teoría cinética, ¿qué es necesario para que se produzca una reacción química?
 c) ¿Qué diferencia hay entre fenómenos físicos y reacciones químicas?
- 1.13 Ajusta las siguientes reacciones:
 a) $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{Cl}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_5$
 c) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2$
- 1.14 Escribe todos los indicios que conozcas que ponen de manifiesto que se ha producido una reacción química.
- 1.15 Dada la siguiente reacción: $\text{H Cl} + \text{Mg} \rightarrow \text{Mg Cl}_2 + \text{H}_2$
 i) Ajusta la reacción y explica lo que indica.
 ii) Con 5 moles de HCl ¿cuántos moles reaccionan de Mg?

Los hidrocarburos son compuestos formados exclusivamente por carbono e hidrógeno; arden en el aire reaccionando con el oxígeno y produciendo dióxido de carbono y agua.

- 1.16 Escribe, ajustada, la reacción de combustión del metano (CH_4), componente fundamental del gas natural.
 ($\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$)
- 1.17 Escribe y ajusta la reacción de combustión del octano (C_8H_{18}), principal componente de la gasolina.
- 1.18 Al reaccionar 26 gramos de nitrógeno con hidrógeno, ¿Cuántos gramos se obtendrán de amoníaco?
 Nitrógeno + hidrógeno \rightarrow amoníaco.
- 1.19 Cuántos gramos de oxígeno, se necesitan para quemar 10 moles de butano?
 Butano + oxígeno \rightarrow dióxido de carbono + agua
- 1.20 ¿Cuántos moles de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) hay que quemar para que se desprendan 120 gramos de agua?
 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{oxígeno} \rightarrow \text{dióxido de carbono} + \text{agua}$.
- 1.21 ¿Cuántos gramos de agua se obtendrán al quemar 5 gramos de hidrógeno
 Hidrógeno + oxígeno \rightarrow agua.
- 1.22 ¿Cuántos gramos se desprenderán de dióxido de carbono al quemar 1 kg de carbón (C)?
 $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{dióxido de carbono}$.
- 1.23 Al quemar 4 kg de butano (C_4H_{10}). ¿Cuántos moles se desprenderán de dióxido de carbono? ¿Y cuantos gramos de agua?
 $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$