

NO TE OLVIDES DE LEER ESTO ANTES DE EMPEZAR LAS ACTIVIDADES

Para aprobar la materia en septiembre es **obligatorio** la realización correcta y completa de estas actividades, por lo que es necesario entregarlas corregidas antes de la celebración de la prueba extraordinaria de septiembre (Minutos antes de la prueba).

La resolución de estas actividades debe ser individual, y nunca copia de otro/a compañero/a.
Recuerda estudiar además la teoría.

Además de esta propuesta podéis repasar todos los ejercicios que se han hecho a lo largo del curso así como todas las fotocopias entregadas.

MAGNITUDES. CAMBIOS DE UNIDADES

1. Asocia cada cantidad con su magnitud indicando el símbolo de la misma.

Valor	Magnitud	Símbolo
45 kg	Caudal	
0,25 ml	Temperatura	
25 Ha (hectáreas)	Energía	
3 l/s	Masa	
45°C	Volumen	
36 J (julios)	Densidad	
28 kg/l	Superficie	

2. Completa los siguientes factores de conversión:

$\frac{1m^3}{\text{---}mm^3}$	$\frac{\text{---}l}{1cm^3}$	$\frac{\text{---}km^2}{1cm^2}$	$\frac{\text{---}min}{1día}$	$\frac{1mg}{\text{---}g}$
-------------------------------	-----------------------------	--------------------------------	------------------------------	---------------------------

3. (★) Realiza los siguientes cambios de unidades, expresando el resultado en notación científica:

a. $720 \frac{m^2}{h}$ a $\frac{cm^2}{s}$

b. $0,2 \frac{l}{s}$ a $\frac{cm^3}{h}$

c. $0,0000045 m^3$ a mm^2

d. $350 kg/h$ a g/s

e. $720 \frac{m}{s}$ a $\frac{km}{h}$

f. $1500 \frac{kg}{m^3}$ a $\frac{g}{cm^3}$

h. $12000 Hm^3$ a litros

i. $0,0000015 mm^2$ a m^2

j. $15 ml$ a m^3 (ml = mililitros)

DENSIDAD, VELOCIDAD, GRÁFICAS.

1. (★) La densidad de un aceite de oliva es de **800 g/L**

- Expresa el resultado en unidades del S.I. (kg/m^3).
- Calcula la cantidad de aceite (kg) que hay en un arroba de aceite (1 arroba de aceite son 11,5 litros)
- Calcular el volumen (cm^3) de aceite que ocupan 0,75 kg del mismo.
- Si estos 0,75 kg, en vez de ser de aceite fuesen de agua, ¿ocuparían más o menos? Justifica tu respuesta.

e. ¿Es cierto que 1 litro de aceite ocupa menos en la botella que tirado por completo al suelo?

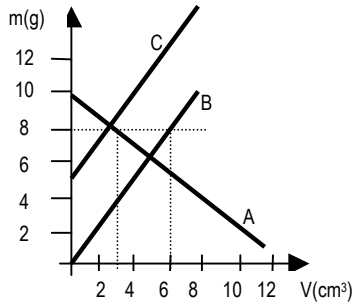
2. Un vehículo circula a 120 km/h. (★)

f. Expresa su velocidad en m/s

g. ¿Cuánto tiempo (minutos y segundos) tardará en recorrer 4500 Hm?

h. ¿Cuántos cm recorrerá en 780 minutos?

3. A la vista de la gráfica siguiente, contesta las siguientes cuestiones y completa la tabla (los cálculos deben aparecer en el examen).



i. ¿Cuál de las líneas (A, B, C) representa a una sustancia? Explica los motivos.

j. ¿Flotará esta sustancia en agua? Razona tu respuesta.

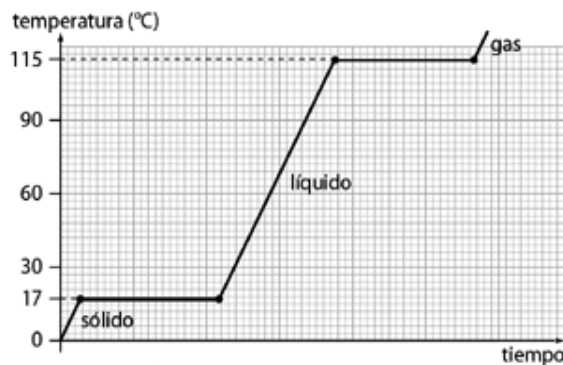
k. Completa para la sustancia en cuestión la siguiente tabla:

Densidad $\frac{g}{cm^3}$	Densidad $\frac{kg}{m^3}$	Masa (kg)	Volumen (litros)	Volumen (ml)
		340		

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

1. Indica tres procedimientos para separar los componentes de una mezcla heterogénea. ¿Y para separar los de una mezcla homogénea? ¿Podremos separar los “componentes” de una sustancia pura”? Razona tu respuesta.

2. La gráfica de la figura corresponde a la curva de calentamiento de una sustancia pura: (★)



a) ¿Qué cambios de estado tienen lugar? ¿Qué nombre reciben estos cambios de estado?

b) ¿Cuál es el punto de ebullición de esta sustancia?

c) ¿Por qué se mantiene constante la temperatura durante cada uno de los cambios de estado?

d) ¿Es lo mismo ebullición que evaporación?

e) Indica el estado de agregación a $-10^{\circ}C$, $30^{\circ}C$ y $120^{\circ}C$

3. Responde a la pregunta y justifica tu respuesta mediante la teoría cinética:

a. ¿Por qué los gases tienden a ocupar todo el recipiente que les contiene?

b. ¿Porqué los gases encerrados en un recipiente, ejercen presión?

c. ¿Por qué una sustancia en estado sólido puede pasar al estado líquido y de este al gaseoso?

4. Describe y justifica:

a) Cómo se modifica la presión de un gas si, manteniendo su temperatura constante, su volumen disminuye.

- b) Cómo se modifica el volumen de un gas si se eleva la temperatura pero permanece constante la presión.
 c) Cómo se modifica la presión de un gas si se incrementa la temperatura, pero el volumen permanece constante.
5. El etanol (alcohol etílico) tiene un punto de fusión de -114°C y un punto de ebullición de 78°C .
 a. ¿Será volátil el etanol?....
 b. Indica el estado de agregación del etanol a -151°C , a 35°C y a 80°C .
4. Dibuja la gráfica de enfriamiento de una sustancia cuyo punto de fusión es de -5°C y cuyo punto de ebullición es de 80°C . La temperatura inicial es de 100°C y la final de -10°C .
5. Explica cómo varía la presión de cierta cantidad de gas encerrado en un recipiente de volumen constante cuando lo enfiamos. Utiliza la teoría cinético-molecular para llegar a una conclusión.
6. Explica en qué consiste el cero absoluto. ¿Cómo están las moléculas a esta temperatura?
7. (★) Indica y relaciona cuatro propiedades microscópicas y cuatro macroscópicas de los líquidos
8. (★) Repite el ejercicio anterior para los sólidos y para los gases.
9. Completa las frases siguientes:
 a. Cierta cantidad de gas a temperatura constante, _____ su presión al disminuir el volumen.
 b. Al calentar cierta cantidad de líquido puede sufrir el fenómeno de la _____, pero si cambia de estado sufre el de _____.
 c. Cuando un gas se encuentra encerrado a presión constante, al _____ la temperatura, el volumen disminuye.
 d. El cambio de estado de líquido a sólido se llama _____ y ocurre a una temperatura llamada _____.
10. Explica las condiciones ideales para secar una sábana mojada.

ESTRUCTURA ATÓMICA

1. Completa la tabla siguiente: (★)

	F ⁻	Ca ²⁺	S	N
Grupo- Periodo				
Metal-no metal				
Catión-anión-neutro				
Z	9	20		
A	19		32	
Nº de neutrones		20		7
Nº de electrones			16	
Nº de protones				7

2. Completa los siguiente datos para lo átomos o iones siguientes: (★)

Símbolo	Z	A	N	Nº de electrones	Carga neta	Átomo neutro / Catión / Anión
	14		15		0	
${}^{33}_{16}\text{S}^{-2}$						
	38	87			0	

3. Completa la tabla siguiente:

	Z	N	A	Nº de electrones	Carga neta	¿Átomo neutro, catión, anión?	¿Metal o no-metal?	Grupo y periodo
${}^{19}_9\text{F}$					-1			
${}^{24}_{12}\text{Mg}$				10				

Escribe un **isótopo** de cada uno de ellos:

4. Completa la siguiente tabla: (★)

	Sodio	Bromo	Carbono	Argón	Flúor	Rubidio	Bario	Hierro	
Símbolo del átomo o ión					F ⁻		Ba ⁺²	Fe ⁺³	
Grupo/periodo									
Nº atómico		35							
Nº másico	23		12		19		137		79
Nº de neutrones		45				48			45
Nº de electrones			6						
Carga neta	0	0	0	0					0
Neutro/ catión/ anión									
Metal/ No metal									

5. ¿Cuáles son las partículas elementales? Recuerda qué partícula atómica se dice que tiene:

- Carga positiva unidad
- Carga negativa unidad
- Carece de carga
- ¿Cuál de ellas apenas tiene masa?

6. Un átomo de cesio tiene 55 protones y un número másico de 133. ¿Cuántos neutrones tiene y cuál es su número atómico?

7. Dibuja un átomo de nitrógeno con 7 protones, 7 neutrones y 7 electrones.

8. Al átomo A tiene un nº másico de 239 y de nº atómico 93. El átomo B tiene de nº másico 239 y de nº atómico 94.

- ¿Cuántos protones tiene cada uno?
- ¿Cuántos neutrones tiene cada uno?
- ¿son A y B isótopos del mismo elemento? Justifica tu respuesta.

9. El cloro tiene dos isótopos de masa isotópica relativa 35 y 37. además los científicos, gracias al espectrómetro de masas, saben que tres de cada cuatro átomos de cloro son de masa 35 y sólo uno tiene masa 37. Calcula la masa atómica del elemento cloro.

10. Si al frotar un cuerpo éste se queda cargado con carga negativa, ¿qué carga adquirirá el cuerpo con el que se frotó?. Justifica tu respuesta.

11. La masa del protón es ...

- Mayor o menor que la de un electrón
- Mayor 7 menor / igual que la de un neutrón.

12. Si la materia es neutra, qué relación ha de haber entre el nº de electrones y el nº de protones de los átomos que la constituyen?.

13. Copia y completa la frase:

“ Los isótopos de un elemento tienen siempre el mismo nº de _____ y de _____, pero distinto nº de _____ ”

14. Un átomo cuyo nº atómico es 17, ¿puede tener como isótopo a otro átomo que tenga 18 protones?. Justifica.

15. Completa la tabla siguiente

Isótopo	Elemento	Z	A	Nº de protones	Nº de neutrones	Nº de electrones
O-16						
O-18						
C-12						
C-13						
Mg-25						

Mg-26						
-------	--	--	--	--	--	--

16. ¿Qué podemos afirmar sobre el comportamiento químico de los átomos que tiene el mismo número atómico? ¿Cómo serán sus propiedades físicas?
17. ¿Es infinitamente divisible la materia?. Para responder a esta pregunta, lee detenidamente el fragmento del Nuevo sistema de filosofía química, publicado en 1808 por J. Dalton
- ¿Es infinitamente divisible la materia?
 - ¿Cómo es el átomo de Dalton, divisible o indivisible?
18. Contesta verdadero o falso:
- Un cuerpo se carga positivamente porque ha ganado protones
 - Un cuerpo se carga negativamente porque ha ganado electrones
 - Los cuerpos neutro no tiene carga y por lo tanto no tienen ni electrones ni protones, aunque si tienen neutrones.

SISTEMA PERIÓDICO

1. Indica para cada elemento indicado, su símbolo, grupo al que pertenece, carácter metálico o no-metálico, y sus valencias:

	Fósforo ()	Potasio ()	Hierro ()	Bromo ()	Arsénico ()
Grupo					
Metal / No-metal					
Valencias					

2. A la vista de la tabla periódica: (★)

1																		
2																		
3	Li	Mg																
4		Ca						Fe	Co	Ni		Zn					Cl	Ar
5																		
6																		
7																		

- Indica tres elementos químicos (nombre y símbolo):
 SÓLIDOS: _____
 LÍQUIDOS: _____
 GASEOSOS: _____
- De los elementos que aparecen distingue aquellos que sean
Metales _____
No metales _____
- Indica entre los elementos que se indican aquellos que tengan facilidad para formar **aniones**.
- Completa los elementos (símbolo y nombre) del grupo 6-A, e indica el nombre del grupo.
- Ordena de mayor a menor tamaño atómico: Al, Si y P
- Ordena de mayor a menor reactividad química: Be, Mg, y Ca
- Sitúa 5 metales y 5 no metales **que no aparezcan** en la tabla.

3. A la vista de la tabla periódica semi-muda, indica:

- De los elementos que aparecen indica aquellos que sean **sólidos**, aquellos que sean **líquidos** y aquellos que sean **gaseosos**.
- De los elementos que aparecen distingue aquellos que sean **metales** de aquellos que sean **no metales**.
- Indica entre los elementos que se indican aquellos que tengan facilidad para formar **cationes**
- Indica entre los que aparecen, aquellos que tengan **2 electrones en su última** capa o nivel.
- Completa los elementos (símbolo y nombre) del grupo VI-A, e indica el nombre del grupo.
- Sitúa 5 metales y 5 no metales que no aparezcan en la tabla.

1																		
2																		
3		Mg																
4	K	Ca																
5																		
6																		
7																		

ENLACE QUÍMICO

2. Enlaza las propiedades de los elementos indicados con sus propiedades:

Metal	Bromo	Se enlazará fácilmente con el sodio
No metal	Estroncio	A tª ambiente es sólido
Formará cationes	Neón	A tª ambiente es líquido
Formará aniones	Mercurio	A tª ambiente es gaseoso
	Cobre	

3. Indica y explica el tipo de enlace de las sustancias siguientes. Utiliza los diagramas de Lewis cuando lo estimes oportuno.

Na F	Cl ₂	Ca
(★)	(★)	(★)

4. Indica las propiedades de las sustancias IÓNICAS, siguiendo el esquema siguiente:

- Formadas por....
- Ejemplos
- Se presentan como..... (redes, moléculas...)
- Estado de agregación a temperatura ambiente.
- Temperatura de fusión y temperatura de ebullición
- Conducción de la electricidad.
- Otras propiedades que conozcas

5. Establece la configuración electrónica de los siguientes átomos y la de ión más posible que pueda formar.

- Ag
- O
- Establece la fórmula del compuesto iónico que formarían:

6. Responde brevemente:

- ¿Cómo se forma el enlace covalente?
- Distingue átomo, ión y molécula.
- Diferencias entre una red atómica, una red iónica, una red metálica y una molécula

7. A la vista de la tabla siguiente, completa las siguientes cuestiones: (★)

	Agua H ₂ O	Alcohol C ₂ H ₆ O	Azúcar C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	Dióxido de carbono CO ₂	Oxígeno O ₂	Benceno C ₆ H ₆	Sal común NaCl
p.f. (°C)	0	-117	186	-56,6	-219	5,5	801
p.e. (°C)	100	78,5	-	-78,5	-183	80,1	1413
Densidad (g/cm ³)	1	0,79	1,59	0,002	0,0014	0,88	2,17
Solubilidad en agua	-	Muy soluble	Soluble	Soluble	Poco soluble	Insoluble	Soluble
Color	Incoloro	Incoloro	Blanco	Incoloro	Incoloro	Incoloro	Blanco

- Identifica el enlace que presenta cada sustancia.
- ¿Qué sustancias serían sólidas a 200°C?
- Indica las sustancias gaseosas a -100°C
- Indica cuáles son conductoras de la electricidad y porqué.
- ¿Cuáles se disuelven en agua?

8. Deduce y explica cómo se forman mediante **ENLACE COVALENTE** las moléculas **NH₃** y **CO₂** (Números atómicos C=6, O=8, N=7, H=1) (★)

9. Deduce y explica la proporción de átomos (por ejemplo, 1:1, 2:1, 3:2....) que existiría cuando se unan mediante **ENLACE IÓNICO** los átomos de **Na-S** y **Ca-Br** (números atómicos Na=11, S=16, Ca=20, Br=35) (★)

10. Explica en qué consiste el enlace metálico, e indica dos propiedades de los compuestos metálicos y justifica porqué tienen estas propiedades.

FORMULACIÓN

Del cuaderno de trabajo de clase podéis obtener muchos ejercicios tanto propuestos como resueltos.

1. Completa la tabla siguiente:

	Fórmula	Sistemática	Tradicional	Stock
1	I ₂ O ₃			
2	Hg ₂ O			
3		Heptóxido de diyodo		
4			Anhídrido selenioso	
5				Óxido de cloro (I)

2. Nombra según la nomenclatura indicada:

1. FeH₂ (sistem)
2. SeO₃ (trad)
3. Hg (OH) (stock)
4. CuO (sistem)
5. K₂O (trad)

3. Formula las siguientes moléculas:

1. Anhídrido hiposulfuroso
2. Heptóxido de bromo
3. Hidruro de cobre (II)
4. Hidróxido férrico
5. Yoduro cálcico

4. Completa la tabla con los nombres comunes o tradicionales:

CH ₄	
NH ₃	
HCl _(aq)	
HCl	
O ₃	

MOLES

1. Calcula el nº de átomos/ moléculas, moles o la masa en cada caso. Los pesos atómicos los encontrareis en la tabla periódica.

Sustancia pura y fórmula	Peso molecular (g/mol)	Masa (g)	Moles	Nº de moléculas, de átomos o de iones
Agua		90		
Oxígeno			3,5	
Hierro				12,046 · 10 ²⁵
Amoniaco (NH ₃)		0,0034		
Dióxido de carbono			3,5	

2. ¿Cuántos electrones hay en un mol de electrones? ¿Y en dos moles? ¿Y en diez? ¿Y en n moles?

3. ¿Cuántos gramos hay en 3 moles de moléculas de oxígeno?. ¿Cuántas moléculas hay?

4. Calcula la masa (kg) de los siguientes átomos:

He 2-4 O 8-17 K 19-39 Br 35-80

5. Calcula la masa que tienen las siguientes cantidades de sustancia:

- 2 moles de oxígeno molecular
- 3 moles de átomos de hierro
- 1,8 · 10²⁴ átomos de yodo
- 3 · 10²⁴ moléculas de agua
- 6 · 10²⁴ moléculas de nitrato de plata (AgNO₃)

6. Completa la siguiente tabla: (★)

Compuesto	Masa molecular (umas o g/mol)	Masa (g)	Nº de moles	Nº de moléculas
Fe(OH) ₂		10		
NO ₂			3,3	

AgNO ₃				6,5 · 10 ²⁴
SO ₃				3,3 · 10 ²⁵
HCl			6	
CuO		200		

7. Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: (★)
- En un mol de cualquier sustancia, sea elemento o compuesto, hay siempre el mismo n° de átomos.
 - En 1 kg de oro y en 1 kg de plata hay el mismo n° de átomos
 - Un mol de cloruro de plata tiene 6,023 · 10²³ g
 - Dos moles de nitrógeno gaseoso y dos moles de oxígeno gaseoso tienen el mismo n° de moléculas y el mismo n° de átomos
 - En un mol de compuesto hay siempre 6,023 · 10²³ moléculas
 - La masa de un compuesto (g) coincide con la masa molecular del compuesto (umas)
8. una alumna de química dispone de tres cantidades iguales (1 kg) de tres compuestos químicos distintos A, B y C. De estos tres compuestos A, B y C sólo sabe que:
- De la sustancia A tiene 15,87 moles
 - De la sustancia B sabe que tiene 9,4 · 10²⁴ moléculas.
- A partir de estos datos, relaciona cada sustancia con el nombre correcto:

Sustancia A	Hidróxido sódico (NaOH)
Sustancia B	Ácido nítrico (HNO ₃)
Sustancia C	Óxido de azufre (VI) (SO ₃)

9. Si tenemos el n° de Avogadro de moléculas de cierta sustancia que tiene un peso molecular de 30 u.m.a.s., podemos afirmar: (★)
- a. Que tenemos un mol de átomos
 - b. Que el peso molecular de la molécula es 6,023 · 10²³
 - c. Que tenemos tantos 30 gramos de esta sustancia
 - d. Que si tenemos 15 gr de esta sustancia tendremos medio mol.

Elige las solución/es correctas y justifica tu respuesta.

10. Calcula cuántas **moléculas y moles** de agua hay en un vaso de cristal que contiene 50 cm³ (densidad del agua = 1 kg/litro). (Pesos atómicos H=1, O=16)

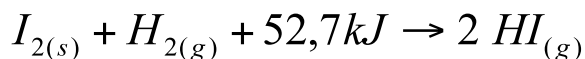
11. Completa la tabla siguiente: (★)

Sustancia	Peso molecular	Masa (gr)	Moles	Nº moléculas	Nº de átomos de S	Nº de átomos de O	Nº total de átomos
SO ₂			3				
SO ₃		250					
				12,046 · 10 ²⁴			

<pesos atómicos: S=32; O=16>

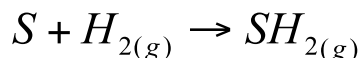
REACCIONES QUÍMICAS

1. A la vista de la reacción siguiente: (★)



- Explica con palabras el significado de la reacción anterior
- La reacción anterior es endotérmica.** Explica qué significa esta afirmación.
- ¿Tendrán los reactivos más energía que los productos? Explicar.
- Si queremos obtener 10 moles de HI, ¿cuántos moles de I₂ y de H₂ necesitaremos? ¿cuántos julios de energía se desprenderán o se absorberán?

2. Dada la reacción: (★)



- Como la ecuación está ajustada, calcula la masa de 1 mol de S que reacciona con 1 mol de H₂. Estas cantidades son las que reaccionan POR COMPLETO.
- Calcula las cantidades finales de cada sustancia al finalizar la reacción química tras la reacción de 50 g de azufre y 5 g de hidrógeno. Indica el reactivo en exceso y el reactivo limitante. Para ello puedes ayudarte de la tabla siguiente:

	S	H ₂	SH ₂
Cantidades que reaccionan por completo			
Inicio	50	5	
Reaccionan			
Final			
R Limitante y R en exceso.			

3. Cuestiones:

- Indica cuatro modos de aumentar la velocidad de una reacción química
- Explica las dos condiciones que debe tener un choque entre moléculas de reactivos para que sea eficaz.
- Para que ocurra una reacción química ¿qué deben sucederle a los enlaces de los reactivos y productos?

4. Indica las afirmaciones correctas:

- € Para que ocurra una reacción química es necesario que haya choques entre las moléculas de los reactivos.
- € Siempre se acaban los dos reactivos que participan de una reacción.
- € Los reactivos se escriben al final de una ecuación química.
- € En las reacciones químicas sólo se reorganizan los enlaces

Unidad de masa atómica, masa atómica, masa molecular, masa molar, composición centesimal y concepto de mol.

Con la tabla periódica delante y una calculadora:

- Calcula la masa atómica del He, O, Li, y C en u.m.a. y en g (subraya en verde las unidades).

- 2) Calcula la masa molecular de las siguientes moléculas (subraya en verde las unidades): C_2H_6 , NH_3 , H_2SO_4 y H_2 . Pasa además el resultado a gramos.
- 3) Calcula la masa de un mol de:
- Moléculas de H_3PO_4 en umas.
 - Moléculas de H_3PO_4 en gramos. ¿Qué es más fácil?
 - Paquetes de arroz de 1 kg cada uno.
 - átomos de azufre (S) en gramos. ¿y en umas?
- 4) Calcula (haz el cálculo) la masa molar en gramos del átomo de Na y K. ¿Qué observas?
- 5) Calcula (haz el cálculo) la masa molar en gramos de la molécula de H_2O y de H_2SO_4 . ¿Qué observas?
- 6) Calcula la composición centesimal de cada uno de los átomos de las moléculas del ejercicio anterior.
- 7) Calcula la cantidad de moléculas que contienen dos moles y medio de NH_3 . ¿Y de átomos aunque sean diferentes?
- 8) Multiplica la unidad de masa atómica por el Número de Avogadro. Explica el resultado.
- 9) Dada una molécula de H_2PO_3 halla:
- Los átomos de H:
 - Los átomos de P:
 - Los átomos de O:
- 10) Dados 5 moles de carbonato de potasio H_3PO_4 . Halla:
- Los moles de P:
 - Los moles de H:
 - Los moles de O:
 - Los átomos de P:
 - Los átomos de H:
 - Los átomos de O:
- 11) Calcula las masas de las siguientes muestras y ordénalas de mayor a menor:
- 6 moles de H_2O .
 - 2 L de aire de densidad 1,3 g/L.
 - $6,023 \cdot 10^{23}$ partículas de CH_4 .
 - 1 mol de O_2 .
- Masas moleculares: C=12.01u, H=1,01u, N=14,01u, O=16u. $N_A=6,023 \cdot 10^{23}$
- 12) Calcula las masas de las siguientes muestras y ordénalas de mayor a menor:
- 6 moles de CH_4 .
 - 4 dm³ de aire de densidad 1,3 g/L.
 - $17 \cdot 10^{23}$ partículas de NH_3 .
 - 2,5 moles de O_2 .
- Masas moleculares: C=12.01u, H=1,01u, N=14,01u, O=16u. $N_A=6,023 \cdot 10^{23}$
- 13) Dados 7 moles de carbonato de potasio K_2CO_3 . Halla:
- Los gramos correspondientes de carbonato de potasio.
 - Los moles de potasio que se pueden obtener.
 - Los moles de O que se pueden obtener.
 - Los gramos de carbono que se pueden obtener.
 - Los átomos de oxígeno que contienen.
- Masas moleculares: C=12.01u, K=39.1u, O=16u.

14) Completa:

La masa molar del NH_3 es _____ mientras que la masa molecular es _____. Así pues en 100 g de NH_3 hay _____ moles de dicha molécula y _____ moles de H. Tendré _____ átomos de H que pesarán _____.

15) Completa:

La masa molar del H_2 es _____ mientras que la masa molecular es _____. Así pues en 200 g de H_2 hay _____ moles de dicha molécula y _____ moles de H. Tendré _____ átomos de H que pesarán _____.

16) Completa:

La masa molar del H_2O es _____ mientras que la masa molecular es _____. Así pues en 500 g de H_2O hay _____ moles de dicha molécula. Tendré _____ moles de H y _____ moles de O.

17) Calcula las masas de las siguientes muestras y ordénalas de mayor a menor:

- 10 moles de H_2O .
- 8000 mL de aire de densidad 1,3 g/L.
- $3 \cdot 10^{23}$ partículas de CH_4 .

Masas moleculares: C=12,01u, H=1,01u, N=14,01u, O=16u. $N_A=6,023 \cdot 10^{23}$

18) Calcula las masas de las siguientes muestras y ordénalas de mayor a menor:

- 5 moles de CH_4 .
- 85 cm^3 de aire de densidad 1,3 g/L.
- 2,5 moléculas de NH_3 .

Masas moleculares: C=12,01u, H=1,01u, N=14,01u, O=16u. $N_A=6,023 \cdot 10^{23}$

19) Dados 2 moles de carbonato de potasio K_2CO_3 . Halla:

- Los gramos correspondientes de carbonato de potasio.
- Los moles de potasio que se pueden obtener.
- Los gramos de carbono que se pueden obtener.
- Los átomos de oxígeno que contienen.

Masas moleculares: C=12,01u, K=39,1u, O=16u.

20) Completa:

5 moles de Fe tienen una masa de _____ porque la masa atómica del Fe es _____ mientras que la masa molar es _____. Por eso un átomo de Fe pesa _____ umas, pero _____ gramos.

Soluciones.

- 4 umas, 16 umas, 6,94 umas y 12,01 umas. $6,640\text{E}-24$ g, $2,656\text{E}-23$ g, $1,152\text{E}-23$ g y $1,994\text{E}-23$ g.
- 30,08 umas, 17,04 umas, 98,09 umas y 2,02 umas. $4,993\text{E}-23$ g, $2,829\text{E}-23$ g, $1,628\text{E}-22$ g y $3,353\text{E}-24$ g.
- a) 98 g b) $5,9 \text{E}+25$ g c) $6,023\text{E}+26$ d) $5,324\text{E}-23$ g y 32,07 umas
- 22,99 g y 39,1 g
- 18,02 g y 98,09 g
- a) 11,2 % de H y 88,9 % de O. B) 32,7 % de S, 2,1% de H e 65,2 % de O.
- $1,50575\text{E}+24$ y $6,023\text{E}+24$
- 1
- 2, 1 y 3.
- 15, 5 y 20 moles. $9,0345\text{E}+24$, $3,0115\text{E}+24$ y $1,2046\text{E}+25$ átomos.
- a) 108,2 g b) 2,6 g c) 16,05 g d) 32 g
- a) 96,3 g b) 5,2 g c) 48,1 d) 80 g
- a) 967 g b) 14 moles c) 21 moles d) 87,1 g d) $1,26483\text{E}+25$ átomos
- a) 17,04 g b) 17,04 umas c) 5,9 moles d) 17,7 moles e) $1,06039\text{E}+25$ f) 17,78 g
- a) 2,02 g b) 2,02 umas c) 99 moles d) 198 moles de H e) $1,19255\text{E}+26$ átomos f) 2,02g
- a) 18,02 g b) 18,02 umas c) 27,7 moles d) 55,5 moles de H e) 27,7 moles de O.
- A) 180,2 g b) 10,4 g c) 7,99 g

- 18)A) 82,25g b) 0,111 g c) 42,6 umas = 7,07 E-23
19)A) 276 g b) 4 moles c) 24 g d) 6 moles = 3,6E+24 átomos de oxígeno.
20)A) 279 g b) 55,85 umas c) 55,85 g c) 55,85 umas d) 9,27E-23 g.

PROBLEMAS DE DISOLUCIONES 3º ESO Concentración (% en peso y g/L)

1. ¿Cuál es el % (p/p) de perclorato amónico en una disolución que contiene 25,0 g de perclorato amónico en 50,0 g de agua?

Solución: 33,3%

2. Para obtener una disolución al 20% (p/p) en yoduro sódico, ¿cuántos gramos de sal hay que disolver en 50,0 g de agua?

Solución: 12,5 g

3. ¿Cuántos gramos de ácido acético hay en 500 gramos de una disolución al 20%?

Solución: 100 g

4. ¿Cuántos gramos de sulfato amónico se necesitan para preparar 1000 g de una disolución al 5 % (p/p)?

Solución: 50 g

5. Calcula la concentración en tanto por ciento en masa de una disolución obtenida al disolver 2,70 g de cloruro sódico en 85,40 g de agua. Solución: 3,06 %

6. Calcular la concentración en tanto por ciento en peso de una disolución obtenida al disolver 2,24 g de yodo en 100 mL de tetracloruro de carbono (CCl₄)

Datos: Densidad del CCl₄ : 1,587 g/cm³

Solución: 1,39 %

7. En 35 gramos de agua se disuelven 5 gramos de HCl. La densidad de la disolución resultante 1,06 g/cm³. Calcula: a) % en masa; b) c (g/L)

Solución: a) 12,5 %; b) 132.5 g/L (V_D=37.74 cm³)

8. Tenemos una disolución de etanol al 20 % en peso y densidad 0,967 g/ml. Determinar la masa de etanol que contiene 1 ml de esa disolución.

Sol.: 0,193 g

9. Para preparar 100 ml de una disolución de cloruro de amonio al 8 %,

a) ¿cuántos g de esa sal hay que utilizar si la densidad de la disolución es 1,023 g/ml?

b) Calcula la concentración en g/L de la disolución.

Sol.: a) 81,84 g (m_D = 1023 g); b) 8184 g/L

10. Determina la cantidad de acetato de sodio y agua necesarios para preparar 2 l de una disolución al 18 % y cuya densidad sea 1,094 g/ml.

Sol.: $m_{\text{acetato de sodio}} = 393.84 \text{ g}$; $m_{\text{agua}} = 1794.16 \text{ g}$

Ejercicios de concentración de disoluciones. (Sin soluciones.)

Concentración (% en peso, % en volumen y g/L)

- 1) ¿Qué volumen de carbonato sódico (Na_2CO_3) contiene una disolución de 500cm^3 de este soluto en agua, si su concentración es del 25 % en volumen?
- 2) ¿Cuántos gramos de una disolución de cloruro sódico (NaCl) al 10% en masa son necesarios para obtener 10g de NaCl puro?
- 3) Se prepara una disolución añadiendo 5g de NaCl a 20g de agua. Una vez disuelta, el volumen de la disolución es igual a 21.7ml. Calcular la concentración de la disolución en % en masa y g/l.
- 4) Hallar el volumen del sulfato férrico ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$) que habrá que disolver en agua para obtener 100ml de disolución del 40 % en volumen.
- 5) Calcular el % en volumen de una disolución preparada a partir de 5ml de alcohol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$) sabiendo que se forma 15 mL de disolución.
- 6) En medio kilo de caldo se echan 2g de sal. ¿Cuál es la concentración en % en masa? Si se quiere el caldo menos salado, ¿qué habrá que hacer: diluir o concentrar la disolución?
- 7) Sabiendo que la densidad del agua con sal es de 1.3kg/l, expresar en % en masa la concentración de una disolución de sal en agua de 10g/l.
- 8) El vinagre es una disolución diluida de ácido acético en agua. Calcular qué cantidad de ácido acético hay en 500g de un vinagre con una concentración del 4% en masa.

Electricidad:

- 21) Define:
 - Corriente eléctrica.
 - Coulombio.
 - Campo eléctrico.
 - Conductor.
 - Dieléctrico.
 - Voltaje=tensión=Diferencia de potencial.
 - Intensidad.
 - Resistencia.
- 22) Enuncia la ley de Coulomb, escribe su expresión matemática y explica su significado.
- 23) Explica desde el punto de vista físico, qué sucede cuando se frota un bolígrafo de plástico y se acerca a un chorro fino de agua que cae.
- 24) Calcula la fuerza eléctrica entre dos cargas $q_1=-5\ \mu\text{C}$ y $q_2=2\ \text{mC}$ sabiendo que se encuentran en el agua ($K=1,12 \cdot 10^8$) y que están a 0,6 Angstrom (1 Angstrom = 10^{-10}m). Calcula la magnitud del campo eléctrico E que crea la carga q_1 al doble de esa

distancia. Calcula con la información del apartado anterior sin utilizar la ley de Coulomb la fuerza creada en una carga $q_3 = 8 \mu\text{C}$ a $1,2 \text{ \AA}$ de distancia.

- 25) Calcula la fuerza eléctrica entre dos cargas $q_1 = 13 \mu\text{C}$ y $q_2 = 3 \mu\text{C}$ sabiendo que se encuentran en el vacío ($K = 9 \cdot 10^9$) y que están a 1 \AA . Haz un esquema y representa el módulo, la dirección y el sentido de la fuerza.
- 26) Explica cómo varía la fuerza entre dos cargas si la distancia aumenta al doble. ¿Y si una de las cargas aumenta al doble?
- 27) Calcula la fuerza que actúa sobre una carga de $q_1 = 1,5 \text{ C}$ situada en un punto de un campo eléctrico en el que la intensidad es 3000 N/C .
- 28) Calcula la diferencia de potencial de A a B sabiendo que se necesitan 40 J para mover 1250 trillones de electrones desde A hasta B. Determina la energía consumida para llevar $312,5$ trillones de electrones desde C hasta D si hay una tensión de 220 voltios.
- 29) Utilizando $V = I R$ calcula la intensidad que circula por una bombilla enchufada a la red (220 v) que tiene una resistencia de 2000 ohmios . Calcula ahora la cantidad de electrones que circulan por segundo. ¿Y los que pasan en media hora?
- 30) Determina la resistencia eléctrica de un alambre de cobre de 120 m de longitud y radio 5 mm . (Resistividad del cobre = $16,8 \cdot 10^{-9}$). Si doblamos la distancia del cable cuál será su nueva resistencia. ¿Y si doblamos el radio $r = 10 \text{ mm}$?
- 31) Completa las incógnitas del siguiente circuito eléctrico.

FÍSICA Y QUÍMICA – Ejercicios repaso de la 1ª EVALUACIÓN.

1) Haz un esquema de la clasificación de la materia simplemente poniendo los nombres de cada tipo sin explicarlos. (1 punto)

2) Define (1 punto):

Disolución:

Elemento:

Volumen:

Solubilidad:

3) Cita y explica los diferentes métodos de separación de componentes con distinta densidad en mezclas heterogeneas.

4) Dibuja la gráfica de calentamiento del agua desde -10°C a 110°C sabiendo que el punto de fusión del agua es 0°C y de ebullición es 100°C .

5) Rellena el cuadro con “si” o “no” (1 punto):

	Volumen definido	Se comprime con facilidad	Forma definida
Sólido			
Líquido			
Gas			

- 6) Se quieren preparar 450 g de disolución acuosa de cloruro de potasio al 7%. ¿Qué cantidad de soluto y disolvente se deben tomar?
- 7) Disolvemos 340 gramos de azúcar en H₂O y completamos el volumen hasta 2500 cm³. ¿Cuál es la concentración de la disolución en g/L.
- 8) Tenemos 3 L de agua líquida a 100° C y la calentamos hasta que la totalidad pasa a vapor. ¿Cuántos Julios debemos emplear en el cambio de estado?
(Calor latente de fusión del H₂O = 334,4 J/g ; Calor latente de ebullición del H₂O = 2.257 J/g ; Densidad del H₂O = 1 g/cm³.)

Escribe el nombre de los siguientes cambios de estado (1 punto):

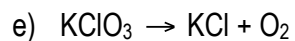
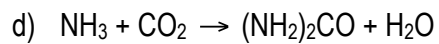
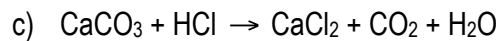
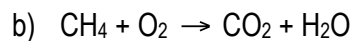
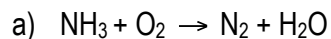
Estado sólido	→	Estado líquido.	
Estado líquido	→	Estado gas.	
Estado gas	→	Estado sólido.	
Estado gas	→	Estado líquido.	
Estado líquido	→	Estado sólido.	
Estado sólido	→	Estado gas.	

FÍSICA Y QUÍMICA – Ejercicios repaso de la 2ª EVALUACIÓN

- 1) Calcula las masas de las siguientes muestras y ordénalas de mayor a menor (1,5 puntos):
- a) 3 moles de H₂O.
 - b) 8 L de aire de densidad 1,4 g/L.
 - c) 10²³ partículas de CH₄.

Masas atómicas: C=12,01u, H=1,01u, N=14,01u, O=16u. N_A=6,023 * 10²³

- 2) Ajusta las reacciones siguientes (1 punto):



3) Completa la tabla para el átomo K ($Z=19$; $A=39$) y el ión S^{+2} ($Z=16$; $A=32$) (1 punto):

Átomo.	Número de protones.	Número de neutrones.	Número de electrones.			
			K	L	M	N

4) Define(1 punto):

Número másico:

Número atómico:

Mol.

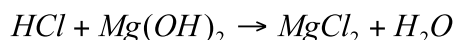
Catión.

5) Enuncia la ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier, (1 punto)

6) Cita las propiedades de las sustancias iónicas. (1,5 puntos)

7) Explica el modelo atómico de Rutherford. (1,5 puntos)

- 8) Disponemos en un matraz HCl al que añadimos Mg(OH)₂, según la reacción(1,5 puntos):
 Mat(O)=16 uma, Mat(Cl)=35,45 uma, Mat(H)=1 uma, Mat(Mg)=24,31 uma.



- Ajusta la reacción.
- ¿Cuáles son los reactivos? ¿Cuáles son los productos?
- ¿Cuántos moles de HCl serán necesarios para formar 4 moles de H₂O?
- ¿Cuántos gramos de HCl son necesarios para que se formen 30 de Cloruro de magnesio (MgCl₂)

FÍSICA Y QUÍMICA – Ejercicios repaso de la 3ª EVALUACIÓN.

2. La ecuación termoquímica de la combustión del propano es(1,5 puntos) Mat(C)=12 uma, Mat(H)=1,01 uma, Mat(O)=16 uma (2 puntos):



¿Qué energía se desprende si se consumen 500 g de propano?

¿Cuántos gramos de propano se habrán consumido si se han desprendido 3000 kJ?

3. Completa el cuadro marcando con una X donde corresponda (1 punto):

Reacción Química	Endotérmica.	Exotérmica.
A + B \longrightarrow C + 250 kJ		
A + B +200 kJ \longrightarrow C + D		
A + B - 120 KJ \longrightarrow C + D		
A + B \longrightarrow C + D - 20 kJ		

4. Di de qué tipo son las reacciones siguientes. (2 puntos)

Reacción.	Tipo.
AgO _(s) \rightarrow Ag _(s) + O _{2(g)}	
C ₂ H _{4(g)} + O _{2(g)} \rightarrow CO _{2(g)} + H ₂ O _(g)	
Mg _(s) + HCl _(aq) \rightarrow MgCl _{2(aq)} + H _{2(g)}	
PbO _{2(s)} \rightarrow PbO _(s) + O _{2(g)}	

$\text{Al}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$	
$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl (aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(liq)}$	
$\text{CuCl}_2(\text{aq}) + \text{Zn (s)} \rightarrow \text{Cu (s)} + \text{ZnCl}_2(\text{aq})$	
$2 \text{HgO (s)} \rightarrow 2 \text{Hg (l)} + \text{O}_2(\text{g})$	

5. Define:

Ácido:

Reacción de combustión:

6. Al disolver hidróxido potásico, KOH, en agua: ¿La disolución resultante será ácida o básica? ¿Su PH será mayor o menor que 7? ¿De qué color se volverá el indicador fenolftaleína en este medio? (1 punto)

7. Define:

Corriente eléctrica.

Intensidad.

8. Enuncia la ley de Coulomb, escribe su expresión matemática y explica su significado.

9. Calcula la fuerza eléctrica entre dos cargas $q_1 = -20 \text{ mC}$ y $q_2 = 45 \text{ } \mu\text{C}$ sabiendo que se encuentran en el agua ($K = 1,12 \cdot 10^8$) y que están a 10 m. Calcula el campo eléctrico que crea la carga q_1 en el lugar en el que se encuentra la carga q_2 .

10. Calcula la cantidad de electrones que pasan por segundo por un cable por el que circula una intensidad de 16 A.

11. Completa las incógnitas del siguiente circuito eléctrico.