



*1º de Bachillerato Examen de Física y Química  
2ª evaluación, 1ª parte,*

*Apellidos:*

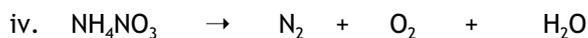
*Curso: 1º B*

*Nombre:*

*Fecha:*

1. Contesta brevemente:

a. Ajusta y clasifica las siguientes ecuaciones :



b. Contesta si son verdaderas o falsas, con su correspondiente explicación, a las siguientes afirmaciones:

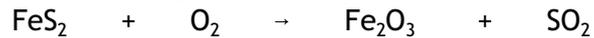
i. Se analizan dos muestras de óxido de hierro, la primera de 2.27 g de masa contiene 1.59 g de hierro y la segunda de 3.12 g contiene 2.42 g de dicho metal. Como la cantidad de oxígeno en ambas muestras es muy parecida podemos afirmar que se trata del mismo compuesto.

ii. El volumen de un gas se reduce a la mitad si se enfria desde 273 K hasta  $-136^\circ\text{C}$ , a presión constante.

iii. Para preparar 250 mL de una disolución de  $\text{HNO}_3$  0,5 M se necesitan 25 mL de dilución del mismo ácido 5 M.

2. La malaria es una de las enfermedades de mayor índice de mortalidad a lo largo de la historia de la humanidad. Su área de expansión se asocia a climas calidos y desde el siglo XVII se trata con quinina que se obtiene de la corteza del quino. Si la quinina contiene un 74,1% de carbono, 8,64% de nitrógeno, 9,88% de oxígeno y el resto es hidrógeno. Determine su formula molecular sabiendo que 1,0549 g de quinina ocupan un volumen de 113 mL a  $150^\circ\text{C}$  y 1 atm de presión. Datos:  $M_a(\text{C}) = 12\text{ g/mol}$  ;  $M_a(\text{O}) = 16\text{ g/mol}$  ;  $M_a(\text{H}) = 1\text{ g/mol}$ ;  $M_a(\text{N}) = 14\text{ g/mol}$ .  $R = 0.082\text{ atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K}$

3. La pirita es un mineral del grupo de los sulfuros cuya fórmula química es  $\text{FeS}_2$ . También llamada "el oro de los tontos" por su parecido a este metal. Y su principal aplicación es la obtención del dióxido de azufre. Se tuestan al aire 10 kg de pirita, mineral que contiene una riqueza de disulfuro de hierro ( $\text{FeS}_2$ ) desconocida. Según la reacción



Calcule:

- la riqueza en disulfuro de hierro de la pirita si se obtiene en la reacción anterior 15987 g de óxido de hierro (III)
- el nº de moléculas de  $\text{SO}_2$  que se desprenden en la reacción.

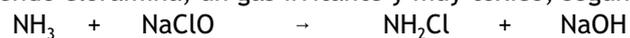
Datos:  $M_a(\text{Fe})=55,8 \text{ g/mol}$ ;  $M_a(\text{O})=16 \text{ g/mol}$ ;  $M_a(\text{S})=32 \text{ g/mol}$

4. El cloroetano, comúnmente conocido por su antiguo nombre cloruro de etilo, es un compuesto químico de fórmula  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ , usado alguna vez en la producción de tetraetilo de plomo, un aditivo de la gasolina. El cloroetano es producido mediante la hidroclicación de etileno, según la reacción:



- Calcula el rendimiento de la reacción de hidroclicación del eteno para obtener cloroetano, sabiendo que si reaccionan 500 g de cloruro de hidrógeno, se obtienen 152 litros de cloroetano medido en condiciones normales de P y T.
- ¿Qué cantidad de eteno habrá sido necesaria? Datos:  $M_a(\text{C})=12 \text{ g/mol}$ ;  $M_a(\text{H})=1 \text{ g/mol}$ ;  $M_a(\text{Cl})=35,5 \text{ g/mol}$ .

5. El amoníaco es un exitoso producto de limpieza. Su efectividad consiste en sus propiedades como desengrasante lo que lo hace útil para eliminar manchas difíciles. Durante su utilización debe evitarse mezclarlo con lejía, porque contiene hipoclorito sódico, que reacciona con el amoníaco produciendo cloramina, un gas irritante y muy tóxico, según la reacción:



Si un ama de casa añade, por descuido, un gramo de amoníaco a 200 mL de una lejía que tiene una concentración 0.54 M de hipoclorito, determina:

- El reactivo en exceso y la masa que sobra de este.
- La masa de cloramina que se produce en la reacción.

Datos:  $M_a(\text{H}) = 1$ ;  $M_a(\text{O}) = 16$ ,  $M_a(\text{Cl}) = 35,5$  y  $P_a(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$ ;  $R = 0.082 \text{ atmLmol}^{-1}\text{K}^{-1}$

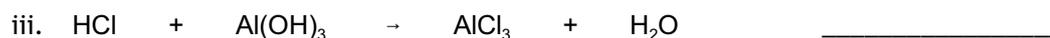
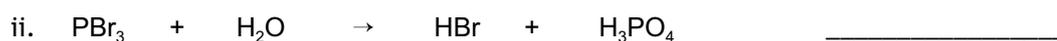
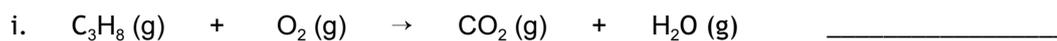


## 1º de Bachillerato Examen de Física y Química 2ª evaluación, 1ª parte,

<b>Apellidos:</b>	<b>Curso: 1º A</b>
<b>Nombre:</b>	<b>Fecha:</b>

1. Contesta brevemente:

a. Ajusta y clasifica las siguientes ecuaciones:



b. Contesta si son verdaderas o falsas, con su correspondiente explicación, a las siguientes afirmaciones:

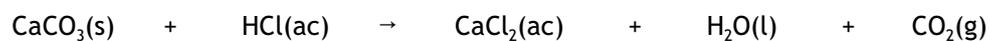
i. Si A y B forman dos compuestos diferentes, pueden que en un caso se combinen 1,57 g de A con 2,0 g de B, y en otro 3,14 g de A se combinen con 2,0 g de B.

ii. En las mismas condiciones de presión y temperatura un recipiente que tenga un volumen doble que otro tendrá doble volumen de moléculas que el otro.

iii. Una persona adulta tiene alrededor de 5 L de sangre, si en un análisis de sangre dio un nivel de glucosa de 79 mg/100 mL, podemos afirmar que tiene 395 mg totales de glucosa en la sangre.

2. El ácido barbitúrico es el cabeza de serie de una numerosa clase de compuestos conocidos como barbitúricos que tienen propiedades depresoras del sistema nervioso central. Una muestra de ácido barbitúrico, que en sí mismo no tiene actividad farmacológica, contiene 0.375 g de carbono, 0.0313 g de hidrógeno, 0.219 g de nitrógeno y 0.375 g de oxígeno. Determina la fórmula molecular del ácido barbitúrico sabiendo que una disolución de este ácido que se preparó disolviendo 0,458 g en 250 mL de agua presenta una presión osmótica de 261,5 mm de Hg a 293 K. Datos: Masas atómicas: C=12, O=16, N= 14 e H=1, en  $\text{gmol}^{-1}$  y constante de los gases  $R = 0,082 \text{ atmLmol}^{-1} \text{ K}$

3. En geología el mármol es una roca metamórfica compacta formada a partir de rocas calizas con un alto grado de cristalización. El componente básico del mármol es el carbonato cálcico. Para determinar el contenido de  $\text{CaCO}_3$  se añadió ácido clorhídrico sobre el mármol, apareciendo burbujas de dióxido de carbono. La reacción que tiene lugar es:



Si en la reacción se desprendieron 0,108 L de dióxido de carbono medido en condiciones normales de P y T. Determina:

- Las moléculas de  $\text{CaCl}_2$  que se obtuvieron.
- La masa carbonato de calcio que reaccionó.
- La riqueza en carbonato de calcio de la muestra si esta tenía una masa de 0,523 g.

Datos:  $\text{Ma}(\text{C})=12 \text{ g/mol}$ ;  $\text{Ma}(\text{H})=1 \text{ g/mol}$ ;  $\text{Ma}(\text{O})=16 \text{ g/mol}$ ;  $\text{Ma}(\text{Ca})=40 \text{ g/mol}$ .

4. Los alquimistas de la Europa medieval conocían al ácido sulfúrico como aceite de vitriolo. El vitriolo era considerado la sustancia química más importante, y se intentó utilizar como piedra filosofal. Altamente purificado, el vitriolo se utilizaba como medio para hacer reaccionar sustancias en él. Si se hace reaccionar el ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) con aluminio metálico se obtiene sulfato de aluminio ( $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ) e hidrógeno ( $\text{H}_2$ ).
- Escribe y ajusta la reacción química.
  - Calcula el volumen de una disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  5,0 M que se necesitan para que reaccionen completamente 75 g de Al
  - ¿Qué volumen ocupa el hidrógeno desprendido en c.n.?
  - ¿cuál es el rendimiento de la reacción si se obtienen 196 g de sulfato de aluminio después de la reacción? Masas atómicas: S = 32 u; O=16 u; H =1 u; Al= 27 u

5. El ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) se emplea frecuentemente en el laboratorio por su doble capacidad como ácido y como oxidante. No se trata de un sólido sino de una disolución concentrada al 65% y densidad 1.42 g/ mL.
- Si se tiene una disolución de ácido nítrico de concentración 0,2M . Calcule los gramos de hidróxido de sodio necesarios para neutralizar 25 mL de ésta la disolución.
  - ¿ qué masa de nitrato de sodio se forma?

Datos:  $\text{Ma}(\text{N})=14$  g/mol;  $\text{Ma}(\text{H})=1$  g/mol;  $\text{Ma}(\text{O})=16$  g/mol;  $\text{Ma}(\text{Na})=23$  g/mol



2. Supongamos que reaccionan dos elementos X e Y de forma que las relaciones de las masas combinadas de los mismos son:

A la vista de los resultados, razona si las siguientes afirmaciones son correctas:

- Los datos de las reacciones 1 y 4 justifican la ley de las proporciones definidas (Proust)
- Los datos de las reacciones 1, 2 y 5 justifican la ley de las proporciones múltiples (Dalton)
- Los datos de la reacción 3 son incorrectos
- Los compuestos formados en las reacciones 1 y 2 son iguales
- Los compuestos formados en las reacciones 1 y 4 son iguales.

Experimento	X	Y
Primera reacción	2,767	1,328
Segunda reacción	2,767	0,664
Tercera reacción	5,533	1,844
Cuarta reacción	5,533	2,656
Quinta reacción	2,767	0,443

3. Un recipiente con forma cilíndrica de 1,4 L de volumen, contiene 0,12 moles de nitrógeno,  $N_2$ , a  $0^\circ C$  y está cerrado por un pistón de superficie  $50\text{ cm}^2$  que ejerce una presión de 196000 Pa. Se aumenta su temperatura  $100^\circ C$  y se observa que el pistón sube 50 cm. Calcula:
- El calor suministrado al gas cuyo calor específico es de  $1\ 040\text{ J/kg K}$
  - El trabajo realizado por el gas para subir el émbolo.
  - La variación de energía interna del sistema. Datos:  $M_{\text{molar}}(N) = 14\text{ g/mol}$ .

4. La urea,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , es una sustancia emblemática para los químicos, ya que fue el primer compuesto orgánico sintetizado a partir de sustancias inorgánicas, cuando se pensaba que tal cosa era imposible. La industria química produce grandes cantidades de urea, que se utiliza como fertilizante en agricultura, y se obtiene a partir de amoníaco y dióxido de carbono obteniéndose urea y agua.
- Calcule el calor de reacción a presión constante, escribiendo todas las ecuaciones implicadas en el proceso.
  - Determine el rendimiento real de la reacción si en una mezcla con exceso de  $\text{NH}_3$  se forman 108,4 g de urea por cada 100g de  $\text{CO}_2$ .

Datos: Masas atómicas C=12, O=16, H=1, N=17.  $\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3(\text{g}))=-46,2\text{kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g}))=-393,5\text{ kJ mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s})]=-326,0\text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l}))=-285,8\text{ kJ mol}^{-1}$

5. El clorato de potasio es una sustancia química muy utilizada en pirotecnia por ser un excelente comburente que se descompone para dar cloruro de potasio y oxígeno molecular. Para esta reacción de descomposición, calcule:
- La entalpía y la energía libre de Gibbs por mol de  $\text{KClO}_3$  de reacción estándar a 298 K
  - La entropía de la reacción estándar.
  - ¿Es aconsejable guardar el clorato potásico en una nevera para evitar su descomposición? Justifique la respuesta.
  - El volumen de oxígeno, a 15 °C y 1 atm, que se producen a partir de 36,8 g de clorato de potasio.

Datos a 298 K:

$R=0,082 \text{ atmLmol}^{-1}\text{K}^{-1}$

Masas atómicas:

$K = 39,1$ ;  $\text{Cl} = 35,5$ ;  $\text{O} = 16,0$ .

	$\Delta H_{\text{formación}}^{\text{of}} / \text{kJmol}^{-1}$	$\Delta G_{\text{formación}}^{\text{of}} / \text{kJmol}^{-1}$
$\text{KClO}_3 (\text{s})$	-391	-289,9
$\text{KCl} (\text{s})$	-435,9	-408,3
$\text{O}_2 (\text{g})$	0	0



2. Un cilindro contiene un litro de oxígeno molecular 0 °C a la presión atmosférica de 730 mm de Hg. Se eleva la temperatura a presión constante hasta 300 °C, determina:
- El calor suministrado al gas cuyo calor específico es de 0,65 J/g K
  - El trabajo realizado.
  - La variación de energía interna del sistema.

Datos: 101300 Pa= 760 mm de Hg, R = 8,31 Pa·m<sup>3</sup>/molK, Ma(O)=16 g/mol

3. El formaldehído o formol, CH<sub>2</sub>O, es un compuesto que se utiliza para fabricar colas para madera. En la industria se obtiene haciendo reaccionar metanol, CH<sub>3</sub>OH, con el oxígeno, en un proceso en el que también se forma agua.
- Determine si la reacción es espontánea en condiciones estándar.
  - Si la entropía de la reacción a 25 ° es igual a -44,4 J/molK determine la temperatura a la reacción no es espontánea.
  - Determine si la reacción es exotérmica o endotérmica.
  - Determine la masa de formol que se puede obtener a partir de 50 g de metanol, si el rendimiento de la reacción es del 92%.

Datos:  $\Delta G_f^\circ$  [CH<sub>2</sub>O(l)] = -109,9 KJ/mol;  $\Delta G_f^\circ$  [H<sub>2</sub>O(l)] = -237,1 KJ/mol;  $\Delta G_f^\circ$  [CH<sub>3</sub>OH(l)] = -166,4 KJ/mol.  
Masas atómicas en g/mol: C =12; O=16; H = 1.

4. La urea,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , es una sustancia soluble en agua, que sintetizan multitud de organismos vivos, incluidos los seres humanos, para eliminar el exceso de nitrógeno. La industria química produce grandes cantidades de urea, que se utiliza como fertilizante en agricultura, a partir de amoníaco y dióxido de carbono obteniéndose urea y agua.
- Escribiendo todas la ecuaciones implicadas en el proceso, determine el calor de reacción del proceso de obtención de la urea.
  - Determine la temperatura de congelación de una disolución obtenida al disolver 90 g de urea en 250 g de agua.

Datos: Masas atómicas C=12, O=16, H=1, N=14.  $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{NH}_3(\text{g})] = -46,2 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s})] = -326,0 \text{ kJ/mol}$ . Constante crioscópica del agua  $1,86 \text{ kgKmol}^{-1}$

5. El óxido de manganeso (IV) es conocido como pirolusita, es el óxido más importante del manganeso, pero no el más estable. Se utiliza en la obtención de cloro y yodo, según la siguiente reacción:



- ¿Qué volumen de  $\text{Cl}_2$  en condiciones normales se obtiene al tratar 5 g de dióxido de manganeso?
- ¿Qué volumen de disolución de HCl de concentración 5 M se necesita para llevar a cabo la reacción?
- Supón que no se dispone de la disolución 5 M de HCl y hubiera que prepararla, ¿qué volumen de disolución de HCl de densidad 1,19 g/mL y concentración 37,5% en masa, se necesitan para preparar 100 mL de la disolución anterior?

Datos:  $M_a(\text{O})=16 \text{ g/mol}$ ;  $M_a(\text{Mn})=55 \text{ g/mol}$ ;  $M_a(\text{H})=1 \text{ g/mol}$ ;  $M_a(\text{Cl})=35,5 \text{ g/mol}$