

EJERCICIOS DE REPASO DE QUÍMICA DE 1º DE BACHILLER CURSO 2012/13

MOLES, ÁTOMOS, MOLÉCULAS, LEYES DE LOS GASES Y LEYES PONDERALES

1º.- A) Enuncia la **Ley de las Proporciones definidas**.

B) 6,48 g de sodio reaccionan completamente con 10 g de cloro. En otra experiencia se observa que 4,93 g de sodio reaccionan con 7,61 g de cloro. Comprueba que se cumple la Ley de las Proporciones definidas.

SOLUC: B) Si se cumple porque la proporción en masa que reaccionan siempre es constante, es decir: $m_1(\text{Na}) / m_1(\text{Cl}) = m_2(\text{Na}) / m_2(\text{Cl})$

2º.- Sabemos que cuando 1,00 g de hierro reacciona con 1,00 g de azufre, se produce 1,57 g de sulfuro de hierro quedando azufre en exceso. Si ahora hacemos reaccionar 1,31 g de hierro con 0,63 g de azufre:

A) ¿Qué cantidad de sulfuro de hierro se formará?.

B) ¿Qué elemento estará en exceso? ¿Cuánto?.

SOLUC: A) 1,73 g desulfuro de hierro B) Hay exceso de hierro (0,21 g)

3º.- A) Enuncia la **Ley de las Proporciones Definidas** y la **Ley de las Proporciones Múltiples**.

B) Al analizar en el laboratorio dos muestras de óxido de cobre, se obtienen para la primera 12,7 g de Cu y 1,6 g de O, y para la segunda, 5,08 g de Cu y 1,28 g de O.

B1) Comprueba que no se trata del mismo compuesto.

B2) Comprueba que se cumple la Ley de las Proporciones múltiples.

SOLUC: B1) No se trata del mismo compuesto porque no se cumple la Ley de las Proporciones Definidas, es decir:

$m_1(\text{Cu}) / m_1(\text{O}) \neq m_2(\text{Cu}) / m_2(\text{O})$

B2) La relación de masas de O con una cantidad fija de Cu es de 1 : 2

4º.- Tenemos dos muestras de óxido de cromo. El análisis señala que en 12,4 g de la primera hay 9,5 g del metal y que en 16,9 g de la segunda hay 11,7 g de cromo. Demuestra:

A) Que no se trata del mismo compuesto.

B) Que se cumple la Ley de las Proporciones múltiples.

SOLUC: A) No se trata del mismo compuesto porque no se cumple la Ley de las Proporciones Definidas, es decir:

$m_1(\text{Cr}) / m_1(\text{O}) \neq m_2(\text{Cr}) / m_2(\text{O})$

B) La relación de masas de Cr con una cantidad fija de O es de 3 : 2

5º.- A) Concepto de mol. Número de Avogadro.

B) Un matraz de 5 litros, al que se le ha hecho previamente el vacío, se llena de dióxido de carbono gaseoso. Si la temperatura es 25 °C y la presión 680 mmHg:

B1) Calcula la masa de gas que hay en el matraz.

B2) ¿Cuántas moléculas de dióxido de carbono contiene el matraz?.

B3) ¿Cuántos átomos de oxígeno contiene el matraz?.

SOLUC: B1) m = 7,92 g B2) 1,08.10²³ moléculas de dióxido de carbono B3) 2,16.10²³ átomos de oxígeno

6°.- A) Explica la diferencia entre masa molecular y masa molar. Poner ejemplos.

B) Un matraz de 5 litros, al que se le ha hecho previamente el vacío, se llena de metano gaseoso. Si la temperatura es 25 °C y la presión 680 mmHg:

B1) Calcula el nº de moles y de moléculas de metano que contiene el matraz?

B2) ¿Cuántos átomos de hidrógeno contiene el matraz?

B3) Calcula la masa de metano que hay en el Matraz.

SOLUC: B1) $n = 0,18$ moles y $1,08 \cdot 10^{23}$ moléculas de metano B2) $4,32 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno B3) $m = 2,88$ g

7°.- ¿Cuántos moles, átomos y moléculas hay en 4,6g de etanol ($C_2 H_6 O$)?

SOLUC: 0,1 moles 6,022 · 10²² moléculas 5,4 · 10²³ átomos

8°.- En 3,2 gramos de fosfato de sodio ($Na_3 PO_4$) :

A) ¿Cuántos moles hay?

B) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay?

C) ¿Cuántas moléculas hay?

SOLUC: A) 0,019 moles B) $4,8 \cdot 10^{22}$ átomos de oxígeno C) $1,2 \cdot 10^{22}$ moléculas

9°.- Una molécula de una cierta sustancia tiene una masa igual a $1,56 \cdot 10^{-22}$ g. Calcular su masa molecular.

SOLUC: 94 g/mol

10°.- Un frasco contiene 33,4 g de cloruro de aluminio sólido ($AlCl_3$). Calcular en esta cantidad:

A) El número de moles.

B) El número de moléculas.

C) El número de átomos de cloro.

SOLUC: A) 0,25 moles B) $1,5055 \cdot 10^{23}$ moléculas C) $4,5 \cdot 10^{23}$ átomos de cloro

11°.- Considerando que el trióxido de azufre (SO_3) en condiciones normales es gaseoso. Calcule:

A) ¿Qué volumen, en condiciones normales ocuparían 160 gramos de trióxido de azufre?

B) ¿Cuántas moléculas contienen?

C) ¿Cuántos átomos de oxígeno?

SOLUC: A) 44,8 L B) $1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas C) $3,61 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno

12°.- A) Cuántos moles de oxígeno gaseoso están contenidos en 25 litros de este gas medidos en condiciones normales de presión y temperatura?.

B) ¿Cuántos gramos habrá?

C) ¿Cuántos átomos de oxígeno contendrán?

SOLUC: A) 1,12 moles B) 35,6 g C) $1,35 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno

13°.- En 5 g de sulfato de potasio ($K_2 SO_4$), calcula: ¿Cuántas moléculas hay? ¿Cuántos átomos de oxígeno hay?

SOLUC: $1,8 \cdot 10^{22}$ moléculas 7,2 · 10²² átomos de oxígeno

14°.- Dos elementos A y B forman dos compuestos distintos según las condiciones en que transcurre la reacción. En uno de ellos, 1,495g de A reaccionan con 1,266g de B. En el segundo 0,412g de A lo hacen con 0,600g de B. Justificar con estos datos si, en realidad, se trata de dos compuestos diferentes e indica la ley ponderal que se cumple.

SOLUC: Primer compuesto $m_A / m_B = 1,18$ Segundo compuesto $m_A / m_B = 0,69$

15°.- Un recipiente de 20 mL contiene oxígeno gaseoso a 20°C y 0,8 atm. En otro recipiente de 50 mL hay argón a 20°C y 0,4 atm.

A) Calcule el número de moles de los gases contenidos en cada recipiente.

B) Si se conectan los dos recipientes abriendo la llave que los une, sin modificar la temperatura, calcule la fracción molar de cada gas, el número de gramos totales y la presión total de la mezcla.

SOLUC: a) $6,64 \cdot 10^{-4}$ moles de O_2 ; $8,32 \cdot 10^{-4}$ moles de argón

b) 0,4446 fracción molar del oxígeno; 0,5554 fracción molar del argón; gramos de oxígeno 0,02; gramos de argón 0,033; $P=0,51$ atm.

16°.- La temperatura de una muestra de 0,010 g de cloro gaseoso contenidos en un recipiente de 10 mL, es 250 °C.

A) Calcule la presión.

B) Si se introducen en el recipiente 0,12 g de nitrógeno gaseoso. ¿Cuál es la fracción molar de cloro en la mezcla?

Datos: m.a. (Cl) = 35,5; m.a. (N) = 14,0

SOLUC: A) P= 0,6 atm B) 0,032.

17°.- En condiciones normales de P y T, un mol de amoníaco (NH₃) ocupa 22,4 L, y contiene 6,022·10²³ moléculas.

A) ¿Cuántas moléculas habrá en 37 g de amoníaco a 142°C y 748 mm Hg?

B) ¿Cuál será la densidad del amoníaco a 142°C y 748 mm Hg?

SOLUC: A) 1,31·10²⁴ B) 0,5 g/L

18°.- A) Define: Unidad de masa atómica, masa atómica, masa molecular y masa molar.

B) Calcula el volumen que ocupan 50,0 g de agua en los siguientes casos y Compara los resultados y saca las conclusiones al respecto.

B1) En estado sólido: d = 0,9 g/mL.

B2) En estado líquido: d = 1,0 g/mL

B3) En estado gaseoso a 125 °C y 0,9 atmósferas de presión.

B4) ¿En qué estado de agregación hay mayor número de moléculas?.

SOLUC: B1) V = 55,6 mL B2) V = 50 mL B3) V = 101,5 L = 101500 L B4) El mismo porque hay la misma masa

19°.- A) El número de moles de moléculas que están contenidos en 170 g de sulfuro de hidrógeno (H₂S).

B) El número de moléculas de sulfuro de hidrógeno, átomos de S y átomos de H que contienen los 170 g de sulfuro de hidrógeno.

SOLUC: A) n = 5 moles B) 3,011·10²⁴ moléculas de sulfuro de hidrógeno; 3,011·10²⁴ átomos de S y 6,022·10²⁴ átomos de H

20°.- A) Explica el concepto de volumen molar.

B) De un recipiente que contiene 32 g de metano (CH₄), se extraen 2,4088·10²³ moléculas. Calcular:

B1) Los moles de metano que quedan.

B2) Las moléculas de metano que quedan.

B3) Los gramos de metano que quedan

SOLUC: B1) n = 1,6 moles B2) 9,6352·10²³ moléculas de metano B3) m = 25,6 g

21°.- Un compuesto orgánico oxigenado presenta la siguiente composición centesimal: C=53,3%, H=11,2% y O=35,5%. Sabiendo que 0,85 gramos del mismo ocupan un volumen de 250 mL, a la temperatura de 50 °C y a 760 mmHg de presión. Calcula

A) La fórmula empírica.

B) La masa molar y la fórmula molecular.

SOLUC: A) (C₂H₅O)_n B) 90 g/mol C₄H₁₀O₂

22°.- La glucosa, el ácido láctico, el ácido acético y el formaldehído, tienen la misma composición centesimal: 40,0% de C, 6,7% de H y 53,3% de O.

Calcula la fórmula empírica de todos ellos y la fórmula molecular de cada una de estas sustancias, sabiendo que sus masas moleculares aproximadas son:

M_m(glucosa) = 180 u. M_m(ácido láctico) = 90 u

M_m(ácido acético) = 60 u M_m(formaldehído) = 30 u

SOLUC: (CH₂O)_n C₆H₁₂O₆ (glucosa) C₃H₆O₃ (ácido láctico) C₂H₄O₂ (ácido acético) CH₂O (formaldehído)

23°.- A) Enuncia la ley de los volúmenes de combinación de Gay Lussac,

B) Teniendo en cuenta que 1 L de N₂ se combina con 3 L de H₂ y se transforma en 2 L de NH₃. Si hacemos reaccionar 12 L de N₂ con 12 L de H₂ (medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura), calcula el volumen de amoníaco que se puede formar. ¿Sobra de algunos de los gases?. ¿Qué volumen sobra?

SOLUC: Se forman 8 L de amoníaco. Sobra nitrógeno. Sobran 8 L de nitrógeno.

24°.- Se tienen tres recipientes que contiene: el primero $3 \cdot 011 \cdot 10^{23}$ moléculas de C_4H_{10} (butano), el segundo $6 \cdot 022 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 y el tercero 1 mol de N_2 . Ordénalos en orden creciente de su masa.

SOLUC: 1 mol de N_2 (28 g); $3 \cdot 011 \cdot 10^{23}$ moléculas de C_4H_{10} (29 g); $6 \cdot 022 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 (44 g)

25°.- A) Define presión parcial y enuncia la ley de DALTON de las presiones parciales.

B) Tenemos 10 L de dióxido de carbono a 2 atm y $20^\circ C$, y 5 L de hidrógeno a 5 atm y $25^\circ C$.

B1) Calcula el número de moles de cada gas.

B2) Si mezclamos ambos gases en un recipiente de 25 L a $40^\circ C$, calcula la presión parcial de cada gas y la presión total en el interior del recipiente.

SOLUC: B1) $n_1 = 0,83$ $n_2 = 1,02$ B2) $P_1 = 0,85$ atm $P_2 = 1,05$ atm $P_{total} = 1,9$ atm

26°.- Calcula el volumen y la densidad de una mezcla de 7 moles de oxígeno y 5 moles de nitrógeno, medidos en condiciones normales.

SOLUC: $V = 268,632$ L $d = 1,355$ g/L

27°.- Un recipiente de 90 L contiene 100 g de nitrógeno, 150 g de oxígeno y cierta cantidad de helio. Si la presión total del recipiente es de 3,2 atm a la temperatura de $30^\circ C$, calcular:

A) la cantidad de helio que hay en el recipiente.

B) La presión parcial de cada gas.

SOLUC: A) $m(He) = 13,2$ g B) $P(N_2) = 0,99$ atm $P(O_2) = 1,3$ atm $P(He) = 0,91$ atm

FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES

1.- Una muestra de 0,386g de un óxido de cromo contiene 0,264g de cromo :

A) ¿Cuál es el % de oxígeno en el compuesto ?.

B) ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido ?

SOLUC: A) 31,6 % B) Cr₂ O₃

2°.- Un compuesto orgánico está formado por N,O,C e H. Al quemar 8,9 gramos de este compuesto se obtienen 2,7g de agua y 8,8g de dióxido de carbono. Asimismo, 8,9g de dicho compuesto por otro procedimiento diferente produce 1,4g de nitrógeno gaseoso. Al vaporizar el compuesto a 270°C y 3atm de presión, 0,1L de vapor pesan 1,2gramos. Calcular la fórmula empírica y molecular de dicho compuesto.

SOLUC: fórmula empírica (C₂H₃NO₃)_n y fórmula molecular C₄H₆O₆N₂

3°.- La densidad de un compuesto gaseoso formado por C, H y O a 250 mm de Hg y 300°C es de 0,617 g/L. Al quemar 10g de compuesto se obtienen 11,4 litros de dióxido de carbono medidos a 25°C y 738 mm de Hg y 8,18 g de agua. Obtener la fórmula molecular del compuesto.

SOLUC: fórmula empírica (C₂H₄O)_n y fórmula molecular C₄H₈O₂

4°.- El insecticida lindano contiene C,H y Cl. Al quemar una muestra de 3,00g del mismo se obtienen 2,72g de dióxido de carbono y 0,56g de agua. Calcular la fórmula empírica del mismo.

SOLUC: (CHCl)_n

5°.- Un compuesto orgánico está formado por 26,7 % de carbono, 2,2 % de hidrógeno y 71,1 % de oxígeno. Calcula su fórmula molecular si se sabe que su masa molecular es de 90 g/mol.

SLUC : C₂H₂O₄

6.- Calcula la fórmula empírica de un compuesto formado por 52,2 % de carbono, 13,1 % de hidrógeno y 34,9 % de oxígeno.

SOLUC: (C₂H₆O)_n

7°.- Cierta compuesto tiene una masa molecular aproximada de 86,1 g/mol, y su composición es de 55,74 % de carbono, 11,69 % de hidrógeno y 32,53 % de nitrógeno. Calcula su fórmula molecular.

SOLUC: C₄H₁₀N₂

8°.- El ácido cítrico está compuesto por C, H y O. Sabemos que una muestra de 0,500 g dio lugar a 0,6871 g de dióxido de carbono y 0,1874 g de agua, y que su masa molecular aproximada es de 192 g/mol. Deduce su fórmula molecular.

SOLUC: C₆H₈O₇

9°.- Una sustancia orgánica contiene solamente C, H y O. A 250°C y P=750mm de Hg, 1,65 g de dicha sustancia en forma de vapor ocupan 629 mL. Su análisis químico elemental es el siguiente : 63,1% de C y 8,7 % de H. Determinar su fórmula molecular.

SOLUC: C₆H₁₀O₂

10°.- En 7,5 · 10²⁰ moléculas de ciclohexano hay 4,5 · 10²¹ átomos de carbono y 9,0 · 10²¹ átomos de hidrógeno. ¿Cuál es la fórmula molecular del ciclohexano?.

SOLUC: C₆H₁₂

11°.- Un aminoácido contiene C, H ; O y N. En un experimento la combustión completa de 2,175g de este aminoácido dio 3,94 g de dióxido de carbono y 1,89 g de agua. En un experimento distinto, 1,873g de aminoácido produjeron 0,436 g de amoniaco. Calcule:

a) La fórmula empírica del aminoácido.

b) El peso molecular aproximado es de 150. ¿Cuál será su fórmula molecular?

SOLUC: A) (C₃H₇NO)_n B) C₆H₁₄N₂O₂

12°.- El paracetamol es un analgésico que está compuesto por C, H, O y N. La combustión de 3.004 g del mismo produce 3839 mL de dióxido de carbono y 240 mL de nitrógeno, medidos ambos, a 757 mm de Hg y 20°C y 1,613 g de agua. Calcula su fórmula molecular sabiendo que su masa molecular es 151 g/mol.

SOLUC: C₈H₉NO₂

DISOLUCIONES

1. DEFINICIÓN

Una disolución es una mezcla homogénea, uniforme y estable, formada por dos o más sustancias denominadas componentes.

Es una mezcla ya que las cantidades de los componentes no son fijas y también se denomina mezcla por que no hay reacción química en la unión de componentes.

Un ejemplo de mezcla puede ser el hecho de echar cola-cao a la leche; para obtener el cola-cao no hay que echar una cantidad concreta y tampoco se produce una reacción química al echarlo; por esto es una mezcla.

Se denomina Homogénea porque:

- Es uniforme ante la observación visual directa o con microscopio, y no apreciamos la existencia de varias partes o fases.
- Las partículas de los componentes son de tamaño molecular ($<50\text{Å}$) y están distribuidas sin ningún orden.

Se denomina Uniforme puesto que en todas sus partes tiene una misma composición con las mismas propiedades, cojamos la porción de mezcla que cojamos en cada una de ellas siempre encontraremos el mismo contenido en cuanto a sus componentes.

Se denomina Estable por mantenerse en su composición inicial sin cambiar en cuanto a los componentes químicos que la forman.

Soluto: Es el componente que cambia de fase cuando se produce la disolución; también denominado cuerpo disperso.

Disolvente: Es el componente que disuelve, teniendo la propiedad de disolver ciertas sustancias.

Normas para la elección de soluto y disolvente:

La sustancia presente en mayor cantidad suele recibir el nombre de disolvente, y a la de menor cantidad se le llama soluto y es la sustancia disuelta. El soluto puede ser un gas, un líquido o un sólido, y el disolvente puede ser también un gas, un líquido o un sólido. El agua con gas es un ejemplo de un gas (dióxido de carbono) disuelto en un líquido (agua). Las mezclas de gases, como ocurre en la atmósfera, son disoluciones.

En las disoluciones entre un sólido y un líquido es fácil identificar el soluto y el disolvente; pero si se trata de dos o más líquidos o gases, la distinción entre soluto y disolvente es arbitraria

2. FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN.

Son varias las formas que tenemos de expresar la concentración de una disolución; estas son las más comunes:

TANTO POR CIENTO EN PESO.

El tanto por ciento en peso como su nombre indica es una relación entre pesos expresada en porcentajes como podemos ver en su fórmula.

En el tanto por ciento en peso relacionamos la masa de soluto que utilizamos con la masa de la disolución que obtenemos.

La definición de tanto por ciento en peso es la siguiente:

Relación entre la masa del soluto y la masa de la disolución multiplicado por cien. Nos indica el número de gramos presentes en una disolución.

$$\% \text{ peso} = \frac{\text{masa}_{\text{sto}}}{\text{Masa}_{\text{don}}} \times 100$$

MOLARIDAD

En la molaridad ponemos en juego los moles de soluto que añadimos a la mezcla con el volumen de la disolución en la que vertemos el soluto.

La molaridad también es utilizada en otra medida como es la fracción molar por lo que es doblemente utilizada en cuanto a la medida de la concentración.

La definición de molaridad es la siguiente:

Definición: relación entre el número de moles de soluto y el de litros de disolución. (M)

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles}_{\text{sto}}}{\text{Volumen}_{\text{don}}}$$

FRACCIÓN MOLAR

La fracción molar es una forma más de establecer una medida de la concentración.

Esta particular medida nos obliga de antemano a conocer los moles de cada elemento que mezclamos.

En la fracción molar relacionamos los moles del soluto con el que trabajamos con los moles de disolvente tenemos, con lo que se anulan los moles.

La definición de fracción molar es la siguiente:

Relación entre el número de moles de un componente y el número de moles de una disolución.

La fracción molar da como resultado una cantidad o un número adimensional. No tiene unidades.

$$\text{Fracción}_{\text{molar}} = \frac{\text{moles}_{\text{sto}}}{\text{Moles}_{\text{don}}}$$

MOLALIDAD

En primer lugar debemos advertiros que molalidad no es lo mismo que molaridad por lo que hay que tener cuidado con confundirlas puesto que el nombre es muy parecido pero en realidad cambian mucho los cálculos y estamos ante un grave error pero muy frecuente.

En la molalidad ponemos en relación la molaridad del soluto con el que estamos trabajando con la masa del disolvente que utilizamos.

La definición de molaridad es la siguiente:

Relación entre el número de moles de soluto por kilogramos de disolvente (m).

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles}_{\text{sto}}}{\text{Masa}_{\text{disolvente}}(\text{kg})}$$

PROBLEMAS DE DISOLUCIONES

1°.- Al disolver 5 g de ácido clorhídrico en 35 g de agua se obtiene una disolución de densidad 1405 kg/m³ a 20°C. Calcula la concentración de la disolución expresada en porcentaje en masa, molaridad y molalidad.

SOLUC: 12,5%, 4,8 M, 3,9 m.

2°.- Una disolución de amoníaco al 20,3 % en masa tiene una concentración de 11M. Calcula la densidad de la disolución.

SOLUC: 921,2 Kg/m³.

3°.- Calcula la molaridad de una disolución de hidróxido de sodio al 20% y cuya densidad es de 1219 Kg/m³.

SOLUC: 6,1 M.

4°.- Se mezclan 100 mL de disolución acuosa 1,2 M de ácido clorhídrico, con 150mL de disolución acuosa 0,5 M del mismo ácido, y la disolución resultante se enrasa con agua destilada hasta un volumen de 300 mL. Calcula la molaridad de la mezcla resultante.

SOLUC: 0,65 M.

5°.- Disponemos de una disolución acuosa de ácido clorhídrico al 20 % en masa cuya densidad es de 1056 Kg/m³ . Calcula la molaridad, la molalidad y las fracciones molares del soluto y el disolvente.

SOLUC: 5,79 M 6,85 m 0,110 y 0,890.

6°.- ¿Cuántos mililitros de una disolución de ácido clorhídrico de riqueza 40% en peso y densidad 1,2g/mL hacen falta para preparar 0,5 litros de disolución 0,1M de dicho ácido?

SOLUC: 3,8 mL.

7°.- Se toman 100mL de una disolución de ácido nítrico, cuya riqueza es del 42% y su densidad 1,85g/mL, y se diluyen hasta obtener un litro de disolución, cuya densidad es de 0,854g/mL. Calcular:

A) la fracción molar de ácido nítrico en la disolución resultante.

B) La molalidad de la disolución resultante.

SOLUC: A) X_s = 0,03 B) 1,55 m

8.- A) ¿Qué volumen cantidad de ácido sulfúrico de densidad 1,19g/mL, cuya riqueza es del 30% se necesita para preparar 500mL de una disolución 0,4M de dicho ácido?.

B) Calcular la molalidad y la fracción molar de la disolución anterior.

SOLUC: A) V_D = 54,9 mL B) 4,3 m X_s = 0,07

9°.- Calcule el volumen de disolución de hidróxido sódico al 16% y densidad 1,2 g/mL que se necesita para preparar 500 mL de disolución 0,24 M de hidróxido sódico.

SOLUC: 25 mL

10.- Cuántos gramos de ácido fosfórico serán necesarios para preparar 150 mL de disolución 0.2 M?

SOLUC: 2,91 g

11°.- A) Calcule las cantidades de ácido nítrico al 60% y al 20% en peso que han de mezclarse para obtener 900 gramos de ácido nítrico al 35% en peso.

B) Calcule la fracción molar de ácido nítrico en esta última disolución.

SOLUC: A) 337,5 g de la primera y 562,5 g de la segunda B) X_s = 0,14

12°.- Queremos preparar 10 L de ácido sulfúrico 3M y lo que tenemos es ácido sulfúrico del 92.77% y densidad 1.827 g/mL. ¿Qué volumen de este se habrá de utilizar?

SOLUC: 1,7 L

13°.- Se prepara una disolución disolviendo 54,9g de hidróxido de potasio en la suficiente cantidad de agua hasta obtener 500mL de disolución de densidad 1,09g/mL.

A) Calcular la molaridad del hidróxido de potasio.

B) Calcular el volumen de disolución de hidróxido de potasio necesario para preparar 500ml de disolución 0,1M.

SOLUC: A) 1,96 M B) 25,6 mL

14°.- Se tiene una disolución de ácido sulfúrico del 98% de riqueza y densidad 1,85g/mL.

A) Calcular la molaridad.

B) Calcular la molalidad.

C) Calcular el volumen de ácido sulfúrico necesario para preparar 100mL de disolución del 20% y densidad 1,14 g/mL.

SOLUC: A) 18,5 M B) 500 m C) 12,3 mL

15.- En 1 Kg de agua se disuelven 725 litros de gas amoníaco, medidos a 20°C y 744 mm de Hg. La densidad de la disolución obtenida es de 0,882 g/mL. Calcular:

A) La concentración del soluto en g/L.

B) La molaridad.

C) La molalidad.

SOLUC: A) 502,7 g/L B) 17,4 M C) 29,57 m

16°.- Se toman 25mL de un ácido sulfúrico de densidad 1,84g/mL y del 96% de riqueza en peso y se le adiciona agua hasta 250mL. Calcule la molaridad de la disolución resultante.

SOLUC: 1,8 M

17°.- Realizar los cálculos necesarios y explicar cómo obtendrás en el laboratorio (describiendo el material que se va a utilizar) 250mL de una disolución acuosa 0.5M de sulfato de cobre(II).

SOLUC: 20 g

ESTRUCTURA ATÓMICA. SISTEMA PERIÓDICO

1º.- Dados los elementos químicos de números atómicos 16, 20 y 35, escribe para cada uno de ellos:

- A) Su configuración electrónica. Basándote en la configuración electrónica (no en la tabla periódica), indica el grupo y el periodo de la tabla periódica al que pertenecen. **Justifica la respuesta.** Ordena a los átomos en orden creciente de tamaño.
- B) La configuración electrónica del ión más estable de cada uno de los elementos químicos y ordena los iones por tamaño creciente.

2º.- Justifica:

- A) ¿Cómo varían los radios atómicos a lo largo de un periodo y de un grupo de la tabla periódica?
- B) Ordena, razonando, los siguientes átomos, en orden creciente de su radio atómico: N, Mg, Al y Si.
- C) Escribe la configuración electrónica del ión más estable de cada uno de los elementos químicos y ordénalos.

3º.- Dados los valores de números cuánticos:

(4, 2, 3, -1/2); (3, 2, +1, +1/2); (2, 0, -1, +1/2) y (1, 0, 0, +1/2):

- A) Indicar, razonando, cuáles de ellos no están permitidos.
- B) Indicar el orbital en el que se encontrarían los electrones definidos por los valores de los números cuánticos permitidos.
- C) Para los no permitidos, escribir una posible combinación de números cuánticos permitidos, e indicar el nombre del orbital.

4º.- A) Definir el concepto de electronegatividad.

- B) Ordenar, razonando el orden establecido, de menor a mayor electronegatividad, los elementos: O, Mo, B, Cu, N, Sr, Rb y Ga.

5º.- De cada pareja de elementos (Li, B), (Na, Cs), (C, O) y (Si, Se), indicar el que tendrá:

- A) Mayor radio.
 - B) Mayor energía de ionización.
 - C) Mayor electronegatividad.
 - D) Mayor carácter metálico.
- ✓ Justificar cada respuesta

6º.- Los elementos A, B y C están situados en la tabla periódica en los periodos y grupos siguientes: A(3,2), B(3,17), C(6,1).

- A) Escribir las configuraciones electrónicas de cada uno de ellos.
- B) Indicar el número de electrones de valencia.
- C) Ordenarlos por su tamaño creciente.
- D) Escribir las fórmulas de los compuestos que B puede formar con los otros dos.

7º.- Escribe la estructura electrónica de: A(Z=19), B(Z=34) y C(Z=27)

- A) **Deduce y justifica** a partir de las estructuras electrónicas, el número de electrones de valencia y el número de electrones desapareados.
- B) Define el concepto de electronegatividad y ordénalos en orden creciente de su electronegatividad. Justifica la respuesta.
- C) Escribe y justifica la configuración electrónica de los iones que los elementos A y B pueden formar. Si se combinan entre sí, escribe la fórmula del compuesto que pueden formar.

8º.- Escribe la estructura electrónica de: A(Z=24), B(Z=16) y C(Z=37)

- A) **Deduce y justifica** a partir de las estructuras electrónicas, el número de electrones de valencia y el grupo y periodo de la tabla periódica al que pertenecen.
- B) Enuncia el principio de máxima multiplicidad de HUND y justifica el número de electrones desapareados que tienen los elementos A y B.
- C) Escribe y justifica la configuración electrónica de los iones que pueden formar los elementos B y C. Si se combinan entre sí, escribe la fórmula del compuesto que pueden formar.

9º.- Escribe la estructura electrónica de: A(Z=8), B(Z=15).y C(Z=32)

A) Deduce y justifica a partir de las estructuras electrónicas, el grupo y período de la tabla periódica a que pertenecen.

B) Enuncia el principio de máxima multiplicidad de HUND y a partir de la estructura electrónica del nivel de valencia, justifica el número de electrones de valencia y el número de electrones desapareados de cada elemento.

C) Define electronegatividad y ordénalos en orden creciente de su electronegatividad.

10º.- Considera la siguiente tabla incompleta:

Elementos	Na	?	Al	?	S	?
Radios atómicos	?	136	?	110	?	99

A) Reproducir la tabla y completarla situando los valores 125 nm, 104 nm y 157 nm y los elementos P, Cl y Mg en los lugares oportunos.

B) Indicar y explicar qué norma se ha seguido.

11º.- A) Escribir las configuraciones electrónicas de los iones siguientes: Na⁺ (Z=11) y F⁻ (Z=9).

B) Justificar que el ion Na⁺ tiene menor radio que el ion F⁻.

C) Justificar que la energía de ionización del sodio es menor que la del flúor.

12º.- Escribe la estructura electrónica de: A(Z=14), B(Z=7).y C(Z=19)

A) Deduce y justifica a partir de las estructuras electrónicas, el grupo y período de la tabla periódica a que pertenecen.

B) Enuncia el principio de máxima multiplicidad de HUND y a partir de la estructura electrónica del nivel de valencia, justifica el número de electrones de valencia y el número de electrones desapareados de cada elemento.

C) Define energía de ionización y ordénalos en orden creciente de su energía de ionización.

ESTEQUIOMETRÍA

1°.- El dióxido de azufre se combina con el oxígeno produciendo trióxido de azufre. Calcula la masa de dióxido que se requiere para obtener 160 g de trióxido de azufre.

SOLUC: 128,03g.

2°.- El ácido clorhídrico reacciona con el sulfuro de hierro (II) produciendo sulfuro de hidrógeno y cloruro de hierro (II). Calcula el volumen de este gas que se obtiene medido en condiciones normales a partir de 10 g de sulfuro de hierro (II).

SOLUC: 2,55 L.

3°.- Cuando el aluminio reacciona con el ácido clorhídrico se produce cloruro de aluminio y un gas. Calcula cuántos litros de ese gas se obtienen en c.n. si reaccionan 4 g de aluminio totalmente.

SOLUC: 4,98 L.

4°.- El butano (C_4H_{10}) se quema con oxígeno. Calcula los gramos de butano que deben quemarse para obtener 100 litros de dióxido de carbono medidos a $25^\circ C$ y 740 mm de Hg.

SOLUC: 57,68 g.

5°.- Se mezclan 2L de gas cloro medidos a $97^\circ C$ y 3 atm de presión con 3,45g de sodio metal y se dejan reaccionar hasta completar la reacción. Calcular:

A) Los gramos de cloruro de sodio obtenidos.

B) Los gramos de reactivos no consumidos.

SOLUC: A) 8,8 g B) 8,73 g

6°.- La reacción del carbonato cálcico con ácido clorhídrico produce dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua. Calcule :

A) ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 0,1 M son necesarios para disolver 10mg de carbonato cálcico ?

B) ¿Qué volumen de dióxido de carbono medido a $20^\circ C$ y 700mm de Hg se desprenderá en la reacción ?

SOLUC: A) 2 mL. B) 2,61 mL.

7°.- Se dispone de 10,4 litros de acetileno (etino), medidos en condiciones normales. Si se realiza su combustión completa, calcule:

A) El volumen de oxígeno que será necesario, medido en condiciones normales.

B) Qué volumen de aire (cuya composición es de 80% de nitrógeno y 20% de oxígeno, en volumen) se necesitará, medido a $17^\circ C$ y 700mm de Hg.

SOLUC: A) 26 L B) 150,11 L

8°.- En un proceso industrial se produce pentacloruro de fósforo haciendo reaccionar cloro gas con fósforo sólido (P). Calcular los gramos de pentacloruro obtenidos al hacer reaccionar 30 gramos de fósforo con 150 gramos de cloro.

SOLUC: 176,2 g

9°.- El aluminio reacciona con el ácido clorhídrico dando cloruro de aluminio e hidrógeno. Se hacen reaccionar 90g de una muestra de aluminio del 80% de pureza con ácido clorhídrico. Calcule:

A) El volumen de disolución de ácido 5 M necesario para la reacción.

B) El volumen de hidrógeno obtenido, medido a $20^\circ C$ y 700 mm de Hg.

SOLUC: A) 1,6 L B) 104,5 L

10°.- El ácido sulfúrico puede obtenerse a partir de la tostación de la blenda

(mineral cuyo componente principal es sulfuro de cinc), según el proceso:

sulfuro de cinc + oxígeno \rightarrow óxido de cinc + dióxido de azufre

dióxido de azufre + oxígeno \rightarrow trióxido de azufre

trioxido de azufre + agua \rightarrow ácido sulfúrico

A) ¿Cuántos Kg de blenda, con un 53% de sulfuro de cinc, se necesitan para obtener 200Kg de ácido sulfúrico 3,15M?.
Densidad del ácido sulfúrico 1,19 g/mL.

B) ¿Qué volumen ocupa el oxígeno necesario en la primera etapa (de tostación) medido a $20^\circ C$ y 3 atm?..

SOLUC: A) 97,3 Kg. B) 6359,82 L

11°.- El carburo cálcico reacciona con agua para dar acetileno e hidróxido cálcico. ¿Qué volumen de dióxido de carbono en condiciones normales se producirá en la combustión del acetileno obtenido a partir de 25g de carburo cálcico del 92% de riqueza ?.

SOLUC: 16,1 L

12°.- Calcular la pureza, en tanto por ciento en peso, de una muestra de sulfuro de hierro(II), sabiendo que al tratar 0,50 g de muestra con exceso de ácido clorhídrico, se desprenden 100 mL de sulfuro de hidrógeno gas, medidos a 27°C y 760 mm de Hg.

SOLUC: 72%

13°.- Para saber el contenido en carbonato de calcio de una caliza impura se hacen reaccionar 14 g de la caliza con ácido clorhídrico del 30% en peso y de densidad 1,15 g/ml. Sabiendo que las impurezas no reaccionan con ácido clorhídrico y que se gastan 25 ml del ácido, calcule:

A) El porcentaje de carbonato de calcio en la caliza.

B) El volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, que se obtiene en la reacción.

Masas atómicas: calcio = 40; carbono = 12; oxígeno 16; cloro = 35,5; hidrógeno = 1.

SOLUC: A) 86% B) 2,7 L.

14°.- El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.

A) Calcule el volumen de ácido clorhídrico, de densidad 1,095 g/mL y del 20% en peso, que se necesitara para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio.

B) Si en el proceso anterior se obtienen 7,4 litros de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y 27°C. ¿Cual ha sido el rendimiento de la reacción?

SOLUC: A) 120ml B) Sol: 83%.

15°.- Se hacen reaccionar 25 mL de una disolución de ácido sulfúrico, de densidad 1,83 g/mL y de 95% de riqueza en peso, con otra disolución de hidróxido de sodio, de densidad 1,43 g/mL y de 40% de en peso de hidróxido de sodio. Calcule el volumen de la disolución de hidróxido de sodio necesario para que la reacción sea completa. Razone los pasos dados en la resolución del problema e indique de qué tipo de reacción se trata. (Recuerda que cuando un ácido reacciona con un hidróxido se produce sal y agua)

Masas atómicas: Azufre = 32; sodio = 23; oxígeno = 16; hidrógeno = 1.

SOLUC: 60ml.

16°.- En la reacción de aluminio con ácido clorhídrico se desprende hidrógeno. Se ponen en un matraz 30 g de aluminio del 95% de pureza y se añaden 100 mL de un ácido clorhídrico comercial de densidad 1,170 g / ml. y del 35% de pureza en peso. Con estos datos calcula:

A) Cuál es el reactivo limitante.

B) El volumen de hidrógeno que se obtendrá a 25° C y 740 mm. de Hg.

Datos: Masas atómicas: aluminio = 27; cloro = 35,5; hidrógeno = 1.

SOLUC: A) ¿? B) 14 L.

17°.- Se toman 20 mL de una disolución 4,0 M de hidróxido cálcico y se les añade agua hasta tener 100 mL de disolución. Calcule los mL de ácido clorhídrico del 25% en peso y de 1,12 g/mL de densidad que se necesitarán para neutralizar 25 mL de la disolución preparada de hidróxido de calcio.

Masas atómicas: cloro = 35,5; hidrógeno = 1

SOLUC: 5,21 ml.