

TEMA 0: REPASO

1. Leyes Ponderales.
2. Cálculos con moles, gramos, átomos y moléculas.
3. Determinación de fórmulas empíricas y moleculares.
4. Leyes de los gases: Boyle, Charles y ley de los gases perfectos.
5. Disoluciones
 - 5.1. Cálculos numéricos con disoluciones (molaridad, %(p/p), %(v/v))
 - 5.2. Propiedades coligativas.
6. Estequiometría.
 - 6.1. Sin factores limitantes.
 - 6.2. Con factores limitantes.

1. LEYES PONDERALES.

Las leyes ponderales son las leyes generales que rigen las combinaciones químicas. Se basan en la experimentación y miden cuantitativamente la cantidad de materia que interviene en las reacciones químicas. Estas leyes son las siguientes:

Ley de conservación de la masa (1773) (Antoine Laurent Lavoisier (1743 – 1794)).

“En cualquier reacción química que ocurra en un sistema cerrado, la masa total de las sustancias existentes se conserva. O lo que es lo mismo, en una reacción química la masa de los reactivos (sustancias de partida) es la misma masa que la de los productos (sustancias finales)”

Ley de las proporciones definidas (1779) o ley de Proust (Joseph Louis Proust (1754 – 1826)).

“Cuando se combinan químicamente dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una proporción fija, con independencia de su estado físico y forma de obtención”

Como se deduce de la lectura de la ley de Proust, esta SOLO SE PUEDE APLICAR cuando estemos comparando masas de DOS elementos para formar el MISMO COMPUESTO

Ley de las proporciones múltiples, o de Dalton (John Dalton (1766 – 1844))

“Dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción para dar compuestos distintos. En ese caso, determinada cantidad fija de uno de ellos se combina con cantidades variables del otro elemento, de modo que las cantidades variables del segundo elemento guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.”

Como se deduce de la lectura de la ley de Dalton, esta SOLO SE PUEDE APLICAR cuando estemos comparando masas de DOS elementos para formar el DISTINTOS COMPUESTOS

2. CÁLCULOS CON MOLES, GRAMOS, ÁTOMOS Y MOLÉCULAS.

Los químicos no trabajan con átomos o moléculas aisladas en el laboratorio (no existe ninguna pinza que me permita coger un átomo o una molécula). Generalmente trabajan con muestras cuya masa puede expresarse en miligramos (mg) o en gramos (g).

Por lo tanto lo que nos interesa es tener una relación: *gramos – nº de átomos o de moléculas* para poder trabajar en el laboratorio, que si cogemos un gramo de un elemento o de un compuesto químico podamos saber los átomos o las moléculas, respectivamente, que tienen.

Esa referencia es el mol o cantidad de sustancia que por definición es: la cantidad de sustancia de un sistema material que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012kg de carbono-12; su símbolo es “mol”. Cuando se emplea la unidad mol, las entidades elementales deben ser especificadas y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o agrupaciones especificadas de tales partículas.

Pero una vez que sabemos que es un mol la pregunta es ¿cuántas partículas hay en un mol de cualquier sustancia?

La respuesta la dio Amedeo Avogadro: $6,023 \times 10^{23}$

MUCHO CUIDADO AL EXPRESAR LAS MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS

$$M_{\text{mol}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,0079 \text{ uma o } 98,0079 \Rightarrow M_{\text{mol}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,0079 \text{ g/mol}$$

En el primer caso es la masa de una sola molécula y en el segundo caso es la masa de un mol de moléculas, es decir de $6,023 \times 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4 , como puedes ver no es lo mismo aunque el número si lo sea.

3.DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES.

Cada sustancia simple o compuesta se representa mediante una **fórmula**, escribiendo los símbolos de los átomos de los elementos constituyentes, afectados cada uno de un subíndice. Una fórmula es la representación abreviada de una sustancia y expresa su composición.

Cálculo de la fórmula empírica.

1. Conociendo el porcentaje de cada elemento en el compuesto y las masas relativas de los elementos podemos calcular el número relativo de átomos de cada elemento del compuesto dividiendo el tanto por ciento de cada elemento entre su masa atómica relativa. (esto es así porque suponemos que 100 gramos de compuesto y por tanto por ciento equivale a la masa del elemento en el compuesto).

2. Dividimos el resultado obtenido por el valor más pequeño de todos. (esto nos da la relación de átomos de cada elemento respecto a la de uno concreto)

3. Y si el resultado no es un número entero, como no podemos tener por ejemplo 0,9 átomos, se multiplican los resultados obtenidos por un número entero 2, 3, 4, etc. Hasta que todos sean números enteros. **OJO TODOS LOS RESULTADOS SE MULTIPLICAN POR EL MISMO NÚMERO ENTERO ES UNA PROPORCIÓN.**

Cálculo de la fórmula molecular.

1. Para calcular la fórmula molecular primero hemos de conocer la masa molecular del compuesto.

2. Después aplicamos la siguiente fórmula: $\text{masa molecular} = \text{masa (fórmula empírica)} \times n$ donde n es el número entero por el cual debemos multiplicar la fórmula empírica para obtener la fórmula molecular.

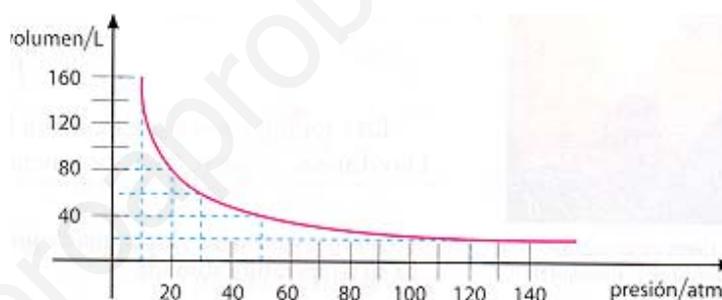
4. LEYES DE LOS GASES: BOYLE, CHARLES Y LEY DE LOS GASES PERFECTOS.

Ley de Boyle (1627 – 1691)

A temperatura constante, el volumen que ocupa una masa de gas es inversamente proporcional a la presión que ejerce dicho gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene.

$$pV = K$$

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$



Ley de Charles y Gay – Lussac

A presión constante, el volumen de una masa de gas es directamente proporcional a la temperatura.

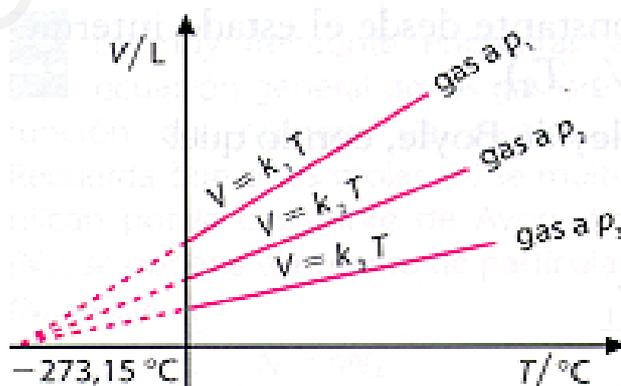
$$V = K \cdot T$$

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

A volumen constante, la presión de una masa de gas es directamente proporcional a la temperatura.

$$p = K \cdot T$$

$$p_1 / T_1 = p_2 / T_2$$



Si en la representación gráfica de la *ley de Charles y Gay – Lussac*, para una masa determinada de gas y a una presión fija, cambiamos la presión y volvemos a representar la nueva relación temperatura – volumen, obtendremos otra recta con distinta pendiente (figura anexa). **Sir Willian Thomsom**, conocido como **Lord Kelvin (1824 – 1907)**, observó que, al prolongar las distintas rectas hasta un hipotético volumen cero, todas se encontraban en un punto común: **- 273,15°C**

Observa que como no puede ir el valor de volumen de un gas por debajo del valor 0 y para ese valor de temperatura es el mencionado anteriormente **- 273,15°C**, este establece un límite de temperatura por debajo del cual ninguna sustancia química puede estar. Es el llamado:

CERO ABSOLUTO DE TEMPERATURAS (0 Kelvin)

A partir de aquí define una nueva escala de temperatura que es la denominada escala absoluta de temperaturas o escala Kelvin:

$$T = t + 273,15$$

(T (temperatura en grados Kelvin (K)); t (temperatura en grados centígrados))

Si observamos en las dos leyes anteriores se ha condicionado alguna propiedad. En la *ley de Boyle* eran constantes la

temperatura y el volumen y en la *ley de Charles y Gay – Lussac* es la masa y la presión en el primer caso y en el segundo caso la masa y el volumen.

Cuando solo mantenemos constante la masa ambas leyes se pueden condensar en la siguiente expresión:

Ley combinada de los gases ideales

$$p \cdot V = K \cdot T$$

$$(p_1 \cdot V_1) / T_1 = (p_2 \cdot V_2) / T_2$$

En el caso variar también la cantidad de gas que tenemos obtenemos:

Ecuación general de los gases ideales

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

- Solo se puede aplicar esta expresión en el caso de gases ideales (los que están a muy baja presión y las interacciones entre sus partículas son inapreciables)
- Las unidades de cada una de las variables están condicionadas (p(atm); V(L); n(moles); T(K))
- R es una constante que se denomina constante de los gases ideales su valor (R = 0,082 atm·L/K·mol)

5. DISOLUCIONES.

5.1.Cálculos numéricos con disoluciones (molaridad, g/L, %(p/p), %(v/v))

Hasta ahora lo que hemos hecho es un análisis cualitativo, es decir, decir cuáles son los componentes de la disolución pero no sabemos en que proporción están los componentes de dicha disolución en definitiva un análisis cuantitativo. Podemos decir si la disolución está *concentrada* (mucho soluto en poco disolvente), *diluida* (poco soluto en mucho disolvente) o *saturada* (el disolvente no admite más cantidad de soluto). Pero responder a esta pregunta:

- Si yo digo que la disolución de azúcar en agua está diluida. ¿Qué cantidad en gramos tenemos de azúcar y de agua en la misma?
- La respuesta es obvia: “me faltan datos”
- En definitiva tenemos que hacer un análisis cuantitativo, que es el que nos permite dar respuesta a la pregunta anterior.

Concentración de una disolución.

Es la cantidad de soluto que está disuelto en una determinada cantidad de disolución o en una determinada cantidad de disolvente.

Las formas más comunes de expresar la concentración de una disolución son:

- En unidades físicas, cuando no se considera la composición de la sustancia disuelta: porcentaje en masa, porcentaje en volumen y masa de soluto por volumen de disolución.
- En unidades químicas, cuando se tiene en cuenta la composición de la sustancia disuelta: molaridad, molalidad, fracción molar.

Porcentaje en masa

Consiste en indicar los gramos de soluto existentes en 100g de disolución.

$$\text{Porcentaje (\%) en masa} = \frac{\text{g. de soluto}}{\text{g de disolución}} \times 100$$

Porcentaje en volumen

Se define como el volumen de soluto existente en 100 unidades de volumen de disolución.

$$\text{Porcentaje(\%) en volumen} = \frac{\text{V(L) de soluto}}{\text{V(L) de disolución}} \times 100$$

Masa de soluto por volumen de disolución

Se define como los gramos de soluto existentes en 1 litro de disolución.

$$g/L = \frac{\text{g. de soluto}}{\text{V(L) de disolución}}$$

Molaridad (M)

Indica los moles de soluto existentes en 1L de disolución la unidad es mol/L (M; se lee molar)

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{V(L) de disolución}}$$

Molalidad (m)

Expresa los moles de soluto que hay por cada kilogramo de disolvente.

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{masa (kg) de disolvente}}$$

La unidad es mol/kg (m; se lee molal)

$$X_s = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles de soluto + moles de disolvente}} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

$$X_d = \frac{\text{Moles de disolvente}}{\text{Moles de soluto + moles de disolvente}} = \frac{n_d}{n_s + n_d}$$

Fracción molar (x_s o x_d)

La fracción molar de cada componente de una disolución indican los moles de cada uno de ellos en relación con los moles totales (la suma total de los moles de todos los componentes) Es un tanto por uno sin unidades

5.2. Propiedades coligativas.

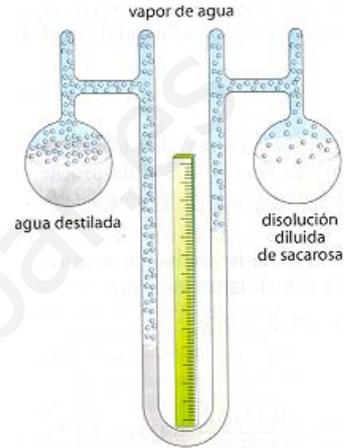
La adición de un soluto a un disolvente hace que se modifiquen algunas propiedades de este, como la densidad, índice de refracción, etc. Esta variación de las propiedades depende de la naturaleza del soluto y de su concentración. Pero existe un grupo de propiedades que dependen únicamente de la concentración y no de la naturaleza del soluto a las que llamamos: *propiedades coligativas*, entre las que se encuentran la presión de vapor, punto de congelación, punto de ebullición y presión osmótica. Vamos a pasar a analizarlas individualmente:

a) Presión de vapor de un líquido.

Experimentalmente se puede comprobar que: *cuando se disuelve un soluto no volátil en un disolvente, disminuye la presión de vapor del disolvente.* Es conocido como descenso de la presión de vapor de un líquido puro y fue **Francois Marie Raoult** (1887) relacionó ese descenso con la fracción molar de soluto.

$$\Delta p = p^0 \cdot X_s \Rightarrow p^0 - p' = p^0 \cdot X_s$$

p^0 Presión vapor disolvente puro
 p' Presión de vapor del disolvente en la disolución
 x_s Fracción molar del soluto



b) Punto de congelación. (descenso crioscópico)

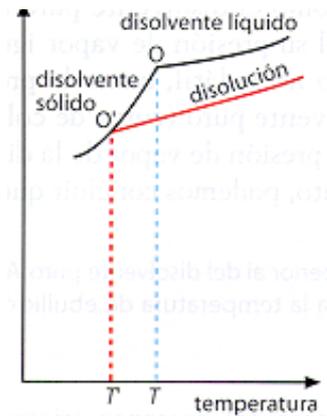
Experimentalmente se comprueba como la temperatura de fusión de un disolvente líquido puro desciende a medida que la cantidad de soluto que se disuelve en el mismo es mayor, es decir, *el punto de congelación, o de fusión, de una disolución es inferior al del disolvente puro, al añadir un soluto no volátil a una disolución, disminuye la temperatura de congelación de la misma.*

La variación de la temperatura de congelación tiene una relación directamente proporcional con la molalidad del soluto, y se expresa mediante la siguiente ecuación:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

$$T_c - T' = K_c \cdot m$$

T_c Temperatura de congelación del disolvente puro
 T' Temperatura de congelación de la disolución
 K_c Constante crioscópica molar ($^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg}/\text{mol}$; $\text{K}\cdot\text{kg}/\text{mol}$)
 m molalidad del soluto



c) Punto de ebullición. (ascenso ebulloscópico)

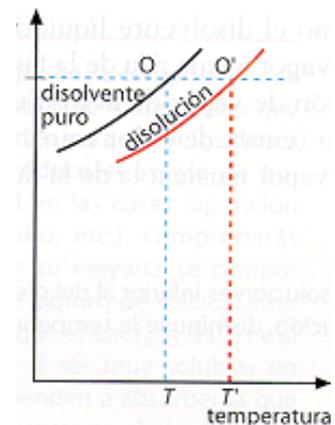
Experimentalmente se comprueba como la temperatura de ebullición de un disolvente líquido puro aumenta a medida que la cantidad de soluto que se disuelve en el mismo es mayor, es decir, *el punto de ebullición de una disolución es superior al del disolvente puro, al añadir un soluto no volátil a una disolución.*

La variación de la temperatura de ebullición tiene una relación directamente proporcional con la molalidad del soluto, y se expresa mediante la siguiente ecuación:

$$\Delta T_e = K_e \cdot m$$

$$T_e - T' = K_e \cdot m$$

T_e Temperatura de ebullición del disolvente puro
 T' Temperatura de ebullición de la disolución
 K_e Constante ebulloscópica molar ($^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg}/\text{mol}$; $\text{K}\cdot\text{kg}/\text{mol}$)
 m molalidad del soluto



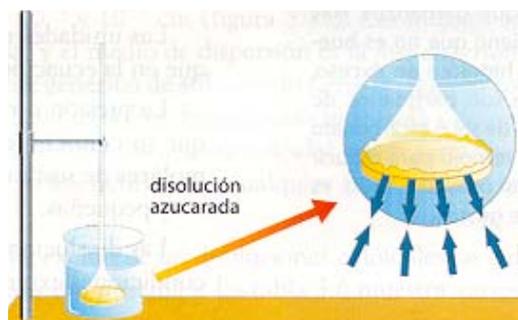
d) Presión osmótica.

Cuando enfrentamos dos disoluciones de distinta concentración separadas por una membrana semipermeable (solo permite el paso del disolvente y no del soluto), se produce el paso de disolvente desde la disolución menos concentrada a la más concentrada hasta que las dos disoluciones equilibran sus concentraciones. El fenómeno se conoce como *ósmosis*.

El paso del disolvente a través de la membrana provoca una presión adicional que se denomina: *presión osmótica*. En 1885 Van't Hoff llegó a la conclusión de que la presión osmótica de las disoluciones diluidas se comporta de la misma manera que la presión de los gases ideales y obedece a la misma ecuación ($p \cdot V = n \cdot R \cdot T$) que en nuestro caso puede ser escrita como:

$$\Pi V = nRT$$

Π Presión osmótica
 V Volumen de la disolución
 n número de moles de soluto
 R constante de los gases
 T Temperatura de la disolución



6. ESTEQUIOMETRÍA.

6.1. Sin factores limitantes.

Por *estequiometría* entendemos el estudio de las proporciones (en masa, en moles, en volumen) existentes entre las distintas sustancias que intervienen en la reacción química. Es decir, nos permite calcular las cantidades de sustancias que reaccionan y/o se producen, a partir de unos datos iniciales.

A la hora de realizar cálculos estequiométricos, seguimos unas reglas básicas:

- En primer lugar, escribimos la ecuación química completa debidamente ajustada (este paso es fundamental, y el que genera más fallos. Un error en la fórmula de alguna de las sustancias o en el ajuste, hará que todos los cálculos posteriores sean incorrectos).
- Ya que los coeficientes estequiométricos de la ecuación nos indican proporción entre moles de sustancias, debemos pasar el dato inicial a moles.
- Atendiendo al resultado que nos piden, debemos trabajar con la proporción existente entre la sustancia dato y la sustancia problema (nos la indican los coeficientes). Esto nos dará como resultado el número de moles de la sustancia problema.
- Finalmente, ese número de moles lo pasamos a la unidad que nos esté pidiendo el problema (masa, volumen, nº de moléculas...)

6.2. Con factores limitantes.

Reactivos impuros:

Algunas sustancias no se encuentran puras al cien por cien, sino que contienen impurezas; de este modo, para trabajar con ellas, necesitamos disponer de un dato adicional: **la riqueza (R)** o tanto por ciento de sustancia pura que contienen. Así por ejemplo si nos dicen que tenemos una muestra de sulfuro de plomo (II) del 70% en riqueza, hemos de considerar que por cada 100 gramos de la muestra solo 70 gramos corresponderán al compuesto sulfuro de plomo (II).

Reactivo limitante:

Es posible que inicialmente tengamos datos de dos o más reactivos. Lo más probable es que no se consuman ambos completamente. En cuanto uno de ellos se agote, la reacción finalizará, sobrando parte de cada uno de los otros. Ese reactivo que se agota en primer lugar se denomina **reactivo limitante**, y debemos identificarlo, ya que es con él con el que debemos trabajar, considerándolo el dato inicial.

Cuando de uno de los reactivos tenemos toda la cantidad necesaria (y de sobra) para completar la reacción (caso del oxígeno atmosférico en una combustión al aire libre, por ejemplo), se denomina **reactivo en exceso**.

Rendimiento de una reacción química:

En teoría, una reacción química irreversible se da al 100%, es decir, el reactivo limitante reacciona completamente, se agota. Sin embargo, en la práctica, es posible que parte del reactivo quede sin reaccionar. Por ejemplo, en una cocina de butano, parte del butano se escapa sin arder, o cuando uno de los reactivos es un sólido en trozos gruesos, la parte interior puede que quede sin reaccionar.

El rendimiento de la reacción nos indica qué porcentaje del reactivo es el que realmente reacciona (y, por tanto, qué porcentaje de productos se forman, respecto a la cantidad teórica).

EJERCICIOS TEMA 0: REPASO

Nota: Las masas atómicas son datos de los problemas

1. Leves Ponderales.

P1. El azufre y el oxígeno reaccionan en la proporción matemática de masas de 1,5g de O / 1g de S. Indicar que ocurrirá al hacer reaccionar 4,25g de O con 5g de S. [**R: Reacciona todo el oxígeno. Sobran 2,16 g S**]

P2. Al analizar dos compuestos de calcio se obtiene el siguiente resultado:

compuesto A: 1,004g Ca / 0,400g de O
compuesto B: 2,209g de Ca / 0,880g de O

Explicar si se cumple la ley de Proust. **[R: Si se cumple]**

P3. Haciendo reaccionar 0,3mg de C con el suficiente O se obtienen 1,1mg de un compuesto de C y O. Si hacemos reaccionar 1g de C con 1g de O. ¿Qué reactivo sobra? ¿Cuánto? ¿Cuánto compuesto obtenemos?.

[R: Sobra carbono; 0,625 g C; 1,375 g compuesto]

2. Cálculos con moles, gramos, átomos y moléculas.

P1. (Selectividad 2002)

- a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio? b) ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0'5 g de este elemento?
c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0'5 g de tetracloruro de carbono?

P2. Razone si las siguientes afirmaciones son correctas o no: (Selectividad 2002)

- a) 17 g de NH₃ ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22'4 litros.
b) En 17 g NH₃ hay 6'023 · 10²³ moléculas. c) En 32 g de O₂ hay 6'023 · 10²³ átomos de oxígeno.

P3. En 0'5 moles de CO₂, calcule: (Selectividad 2002)

- a) El número de moléculas de CO₂. b) La masa de CO₂. c) El número total de átomos.

P4. Un vaso contiene 100 mL de agua. Calcule: (Selectividad 2002)

- a) Cuántos moles de agua hay en el vaso. b) Cuántas moléculas de agua hay en el vaso.
c) Cuántos átomos de hidrógeno y oxígeno hay en el vaso.

P5. La estricnina es un potente veneno que se ha usado como raticida, cuya fórmula es C₂₁H₂₂N₂O₂. Para 1 mg de estricnina, calcule: **(Selectividad 2003)**

- a) El número de moles de carbono. b) El número de moléculas de estricnina. c) El número de átomos de nitrógeno.

P6. Calcule el número de átomos que hay en: (Selectividad 2003)

- a) 44 g de CO₂ b) 50 L de gas He, medidos en condiciones normales. c) 0'5 moles de O₂

P7. Las masas atómicas del hidrógeno y del helio son 1 y 4, respectivamente. Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: **(Selectividad 2003)**

- a) Un mol de He contiene el mismo número de átomos que un mol de H₂.
b) La masa de un átomo de helio es 4 gramos. c) En un gramo de hidrógeno hay 6'023 · 10²³ átomos.

P8. Calcule: (Selectividad 2004)

- a) La masa de un átomo de bromo. b) Los moles de átomos de oxígeno contenidos en 3'25 moles de oxígeno molecular.
c) Los átomos de hierro contenidos en 5 g de este metal.

P9. Una bombona de butano (C₄H₁₀) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad calcule: **(Selectividad 2004)**

- a) El número de moles de butano. b) El número de átomos de carbono y de hidrógeno.

P10. En 1'5 moles de CO₂, calcule: (Selectividad 2004)

- a) ¿Cuántos gramos hay de CO₂? b) ¿Cuántas moléculas hay de CO₂? c) ¿Cuántos átomos hay en total?

P11. En 10 g de Fe₂(SO₄)₃: (Selectividad 2004)

- a) ¿Cuántos moles hay de dicha sal? b) ¿Cuántos moles hay de iones sulfato? c) ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?

P12. Calcule: (Selectividad 2004)

- a) La masa de un átomo de potasio. b) El número de átomos de fósforo que hay en 2 g de este elemento.
c) El número de moléculas que hay en 2 g de BCl₃.

P13. (Selectividad 2005)

- a) ¿Cuál es la masa de un átomo de calcio? b) ¿Cuántos átomos de boro hay en 0'5 g de este elemento?
c) ¿Cuántas moléculas hay en 0'5 g de BCl₃?

P14. Calcule el número de átomos contenidos en: (Selectividad 2005)

- a) 10 g de agua. b) 0'2 moles de C₄H₁₀ c) 10 L de oxígeno en condiciones normales.

P15. En 5 moles de CaCl₂, calcule: (Selectividad 2005)

- a) El número de moles de átomos de cloro. b) El número de moles de átomos de calcio. c) El número total de átomos.

P16. Para 2 moles de SO₂, calcule: (Selectividad 2005)

- a) El número de moléculas. b) El volumen que ocupan, en condiciones normales. c) El número total de átomos.

P17. Para 10 g de dióxido de carbono, calcule: (Selectividad 2006)

- a) El número de moles de ese gas. b) El volumen que ocupará en condiciones normales. c) El número total de átomos.

P18. En una bombona de gas propano que contiene 10 kg de este gas: (Selectividad 2006)

a) ¿Cuántos moles de ese compuesto hay? b) ¿Cuántos átomos de carbono hay? c) ¿Cuál es la masa de una molécula de propano?

P19. En 20 g de Ni₂(CO₃)₃: (Selectividad 2006)

- a) ¿Cuántos moles hay de dicha sal? b) ¿Cuántos átomos hay de oxígeno? c) ¿Cuántos moles hay de iones carbonato?

P20. Razone: (Selectividad 2007)

- a) ¿Qué volumen es mayor el de un mol de nitrógeno o el de un mol de oxígeno, ambos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura?
b) ¿Qué masa es mayor la de un mol de nitrógeno o la de uno de oxígeno?
c) ¿Dónde hay más moléculas, en un mol de nitrógeno o en uno de oxígeno?

P21. Un recipiente cerrado contiene oxígeno, después de vaciarlo lo llenamos con amoníaco a la misma presión y temperatura. Razone cada una de las siguientes afirmaciones: **(Selectividad 2007)**

- El recipiente contenía el mismo número de moléculas de oxígeno que de amoníaco.
- La masa del recipiente lleno es la misma en ambos casos.
- En ambos casos el recipiente contiene el mismo número de átomos.

P22. En tres recipientes de la misma capacidad, indeformables y a la misma temperatura, se introducen respectivamente 10 g de hidrógeno, 10 g de oxígeno y 10 g de nitrógeno, los tres en forma molecular y en estado gaseoso. Justifique en cuál de los tres: **(Selectividad 2007)**

- Hay mayor número de moléculas.
- Es menor la presión.
- Hay mayor número de átomos.

P23. Se tienen 8,5 g de amoníaco y se eliminan $1,5 \cdot 10^{23}$ moléculas: **(Selectividad 2008)**

- ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?
- ¿Cuántos gramos de amoníaco quedan?
- ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno quedan?

P24. Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27 °C y 0,1 atmósferas. Calcule: **(Selectividad 2008)**

- La masa de amoníaco presente.
- El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
- El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

P25. La fórmula del tetraetilplomo, conocido antidetonante para gasolinás, es $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$. Calcule: **(Selectividad 2008)**

- El número de moléculas que hay en 12,94 g.
- El número de moles de $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ que pueden obtenerse con 1 g de plomo.
- La masa, en gramos, de un átomo de plomo.

P26. En 0,6 moles de clorobenceno ($\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$): **(Selectividad 2008)**

- ¿Cuántas moléculas hay?
- ¿Cuántos átomos de hidrógeno?
- ¿Cuántos moles de átomos de carbono?

3. Determinación de fórmulas empíricas y moleculares.

P1. Tenemos 13,524 g de cobre al hacerlo reaccionar con oxígeno se obtienen 16,93 g de un óxido de cobre. ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido? **[R: CuO]**

P2. 2,32 g de un óxido de plata contienen 2,16 g de plata. Determinar la fórmula empírica de ese óxido. **[R: Ag₂O]**

P3. 0,4356 g de un compuesto orgánico, de masa molecular 60, originan por combustión 0,958 g de dióxido de carbono y 0,5218 g de agua. Hallar la fórmula molecular del compuesto. **[R: C₃H₈O]**

P4. Un compuesto orgánico está formado por C e H. 5 gramos de una muestra se vaporizó, ocupando un volumen de 1575 mL a 760 mmHg y 27°C. El análisis cuantitativo de una muestra similar indicó que contenía 4,616 g de C y 0,384 g de H. ¿de qué compuesto se trata? **[R: C₆H₆ (benceno)]**

P5. Un compuesto contiene 24,255 % de C, 4,05% de H y 71,8% de Cl. Sabiendo que un litro de dicho compuesto gaseoso a 710 mmHg y 110 °C pesa 3,085 g. A partir de dichos datos deduce su fórmula molecular. **[R: C₂H₄Cl₂]**

P6. La combustión de 2,573g de un compuesto orgánico dio 5,143 g de CO₂ y 0,9015 g de H₂O. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto si este sólo contenía C, H y O? **[R: C₇H₆O₄]**

P7. Tenemos 2,354 g de un compuesto que contenía C, H, N y O dio por combustión 4,059 g de CO₂ y 0,968 g de H₂O. Sabiendo que el porcentaje en nitrógeno es del 27,44%, ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto? **[R: C₆H₇N₃O₂]**

P8. La fórmula empírica de un compuesto orgánico es C₂H₄O. Si su masa molecular es 88: **(Selectividad 2003)**

- Determine su fórmula molecular.
- Calcule el número de átomos de hidrógeno que hay en 5 g de dicho compuesto.

4. Leyes de los gases: Boyle, Charles y ley de los gases perfectos.

P1. Un gas ideal a 30°C y 0,5 atm de presión ocupa un volumen de 50,5L. ¿Qué volumen ocupará a 1 atm de presión y 0°C de temperatura? **[R: V = 22,75L]**

P2. En un recipiente de 4L de capacidad, hay un gas a la presión de 6 atm. Calcula el volumen que ocuparía si el valor de la presión se duplicase, sin variar la temperatura. **[R: V = 2L]**

P3. Un gas ocupa un volumen de 2L en condiciones normales de presión y temperatura; ¿qué volumen ocupará la misma masa de gas a 2 atm de presión y 50°C de temperatura? **[R: V = 1,181 L]**

P4. Un gas ocupa un volumen de 80cm³ a 10°C y 715 mmHg de presión, ¿qué volumen ocupará en condiciones normales? **[R: V = 72,6 cm³]**

P5. Tenemos 400 cm³ de oxígeno en condiciones normales. ¿Qué presión ocupará un volumen de 500 cm³ si la temperatura aumenta en 25°C? **[R: p = 0,87 atm]**

P6. En 10 litros de hidrógeno y en 10 litros oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:

- El mismo número de moles.
- Idéntica masa de ambos.
- El mismo número de átomos.

Indique si son correctas o no estas afirmaciones, razonando las respuestas. **(Selectividad 2002)**

P7. Calcule: **(selectividad 2003)**

- La masa, en gramos, de una molécula de agua.
- El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua.
- El número de moléculas que hay en 11,2 L de H₂, que están en condiciones normales de presión y temperatura.

P8. Razone si en 5 litros de hidrógeno y en 5 litros de oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay: **(Selectividad 2005)**

- El mismo número de moles.
- Igual número de átomos.
- Idéntica cantidad de gramos.

P9. Para un mol de agua, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: **(Selectividad 2006)**

- a) En condiciones normales de presión y temperatura, ocupa un volumen de 22'4 litros.
b) Contiene 6'02·10²³ moléculas de agua. c) El número de átomos de oxígeno es doble que de hidrógeno.
- P10.** En tres recipientes de 15 litros de capacidad cada uno, se introducen, en condiciones normales de presión y temperatura, hidrógeno en el primero, cloro en el segundo y metano en el tercero. Para el contenido de cada recipiente, calcule:
(Selectividad 2006) a) El número de moléculas. b) El número total de átomos.
- P11. (Selectividad 2007)**
a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 L de oxígeno molecular en condiciones normales de presión y temperatura?
b) Una persona bebe al día 2 L de agua. Si suponemos que la densidad del agua es 1 g/mL ¿Cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su organismo mediante esta vía?
Masas atómicas: H = 1; O = 16
- P12.** Se tienen dos recipientes de vidrio cerrados de la misma capacidad, uno de ellos contiene hidrógeno y el otro dióxido de carbono, ambos a la misma presión y temperatura. Justifique: (Selectividad 2008)
a) ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moles? b) ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moléculas?
c) ¿Cuál de los recipientes contiene mayor masa de gas?

5. Disoluciones

5.1. Cálculos numéricos con disoluciones (molaridad, g/L, %(p/p), %(v/v))

P1. Se disuelven 50 g de amoníaco en agua hasta obtener 650 mL de disolución. Sabiendo que la densidad de la disolución resultante es 950 kg/m³. Indicar la concentración de la misma en: g/L, molaridad y porcentaje másico (%).

[R: 76,9 g NH₃/L(disolución); 4,52 M (mol/L) NH₃; 8,1% NH₃]

P2. Se disuelven en agua 10 g de nitrato de plata hasta obtener 600 mL de disolución. ¿Cuál es la concentración en g/L y la molaridad de la disolución obtenida? [R: 16,6 g AgNO₃/L(disolución); 0,1 M (mol/L) AgNO₃]

P3. Calcula la concentración en g/L, la molaridad y el porcentaje másico, de una disolución de KClO₃, sabiendo que al evaporar 20 mL de la misma, que pesaban 21 g, se ha obtenido un residuo de 1,45 g de KClO₃.

[R: 0,6 M(mol/L)KClO₃; 72,5 g KClO₃/L(disolución); 7% KClO₃]

P4. Tenemos una disolución 0,693 M de ácido clorhídrico y necesitamos para una reacción 0,0525 moles de ácido. ¿Qué volumen debemos tomar? [R: 75 ml]

P5. 9,013 g de propanol se disuelven en una cantidad suficiente de agua para obtener 0,750 L. de disolución; 50 mL de esta se diluyen a 500 mL. ¿Qué molaridad tienen las dos disoluciones? [R: 0,2 M y 0,02 M]

P6. ¿Qué volumen de disolución de ácido nítrico al 36% y densidad 1,22 g/mL, es necesario para preparar 0,25 L. de disolución 0,25 M? [R: 9 mL]

P7. ¿Qué concentración molar tendrá una disolución de ácido perclórico, si tomamos 50 mL de la misma y le añadimos agua hasta alcanzar un volumen final de 1 L y una concentración 0,5 M. [R: 10M]

P8. Si 25 mL de una disolución 2'5 M de CuSO₄ se diluyen con agua hasta un volumen de 450 mL (Selectividad 2002)

a) ¿Cuántos gramos de cobre hay en la disolución original? b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?

P9. (Selectividad 2002)

a) Calcule la molaridad de una disolución de HNO₃ del 36% de riqueza en peso y densidad 1'22 g/mL.

b) ¿Qué volumen de ese ácido debemos tomar para preparar 0'5 L de disolución 0'25M?

P10. Una disolución de HNO₃ 15 M tiene una densidad de 1'40 g/mL. Calcule: (Selectividad 2003)

a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de HNO₃.

b) El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 10 L de disolución de HNO₃ 0'05 M.

P11. Se toman 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 92 % de riqueza en peso y de densidad 1'80 g/mL y se diluye con agua hasta 100 mL. Calcule: (Selectividad 2004)

a) La molaridad de la disolución concentrada. b) La molaridad de la disolución diluida.

P12. Calcule: (Selectividad 2005)

a) La molaridad de una disolución acuosa de ácido clorhídrico del 25 % en peso y densidad 0'91 g/mL.

b) El volumen de la disolución del apartado anterior que es necesario tomar para preparar 1'5 L de disolución 0'1 M.

P13. Una disolución acuosa de CH₃COOH, del 10 % en peso, tiene 1'055 g/mL de densidad. Calcule: (Selectividad 2005)

a) La molaridad. b) Si se añade un litro de agua a 500 mL de la disolución anterior, ¿cuál es el porcentaje en peso de CH₃COOH de la disolución resultante? Suponga que, en las condiciones de trabajo, la densidad del agua es 1 g/mL.

P13. Una disolución acuosa de H₃PO₄, a 20 °C, contiene 200 g/L del citado ácido. Su densidad a esa temperatura es 1'15 g/mL. Calcule: (Selectividad 2006) a) La concentración en tanto por ciento en peso. b) La molaridad.

P14. Una disolución de ácido acético tiene un 10 % en peso de riqueza y una densidad de 1'05 g/mL. Calcule: (Selectividad 2006) a) La molaridad de la disolución. b) La molaridad de la disolución preparada llevando 25 mL de la disolución anterior a un volumen final de 250 mL mediante la adición de agua destilada.

P15. Se disuelven 30 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua necesaria para preparar 250 mL de disolución.

(Selectividad 2007) a) Calcule su molaridad.

b) Se diluyen 250 mL de esa disolución hasta un volumen doble. Calcule el número de iones potasio que habrá en 50 mL de la disolución resultante.

P16. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1'05 g/mL, a 20 °C, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcule: (Selectividad 2007)

a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.

- b) ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución 0,5 M del citado ácido?
P17. Una disolución acuosa de alcohol etílico (C₂H₅OH), tiene una riqueza del 95 % y una densidad de 0,90 g/mL. Calcule:
(Selectividad 2008) a) La molaridad de esa disolución. b) Las fracciones molares de cada componente.

5.2. Propiedades coligativas.

- P1.** Suponiendo un comportamiento ideal, calcula la presión de vapor de la disolución obtenida al mezclar 500cm³ de agua y 100g de azúcar (C₁₂H₂₂O₁₁, sacarosa). Datos: Presión de vapor del agua a la temperatura de la mezcla 55,3 mmHg. **[R: p' = 54,73 mmHg]**
P2. Calcula la masa molar de un azúcar sabiendo que si se disuelven 87,3g de este azúcar en 500g de agua, la disolución congela a -1,8°C. Datos: K_c = 1,86°C·kg/mol. **[R: P_{molecular} = 180 g/mol]**
P3. Calcula el punto de ebullición de una disolución formada por 24g de un compuesto orgánico disueltos en 600g de agua, cuando la presión atmosférica es tal que hace hervir el agua pura a 99,73°C. **[R: T' = 100,09°C]**
 Datos: masa molar del compuesto orgánico = 58g/mol; K_c del agua = 0,52°C·kg/mol
P4. Calcula la presión osmótica, a 20°C, de una disolución acuosa formada por 1,75g de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁) disueltos en 150 cm³ de disolución. Datos: R = 0,082 atm·L/K·mol; **[Π = 0,82 atm]**

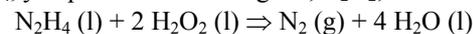
6. Estequiometría.

6.1. Sin factores limitantes.

- P1.** La aluminotermia es un proceso en el que se obtiene un metal a partir de su óxido al hacerlo reaccionar con aluminio. Calcula la masa de aluminio necesaria para transformar, totalmente, en hierro 150g de óxido de hierro(III). **[R = 50,69 g de Al]**



- P2.** La hidrazina, N₂H₄, y el peróxido de hidrógeno, H₂O₂, mezclados se emplean como combustibles para cohetes. La reacción que tiene lugar es:



Calcula la masa de peróxido de hidrógeno necesaria para que reaccionen completamente 640g de hidracina. **[R = 1360 g de H₂O₂]**

- P3.** El cloro empleado en los sistemas de purificación del agua se obtiene industrialmente por descomposición electrolítica del agua del mar. La ecuación química del proceso puede representarse así:



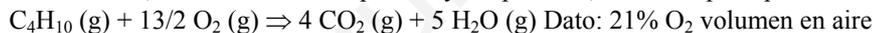
Calcula la masa necesaria de NaCl para obtener 250 litros de Cl₂, medidos en condiciones normales. **[R = 1305,8 g NaCl]**

- P4.** En el laboratorio se prepara Cl₂ (g) haciendo reaccionar ácido clorhídrico con dióxido de manganeso de acuerdo con la siguiente ecuación química:

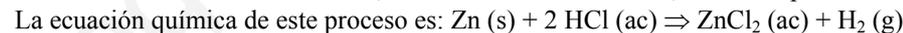


Halla el volumen de cloro, medido a 25°C y 1 atm, que se obtendrá a partir de 25g de dióxido de manganeso y suficiente ácido clorhídrico. **[R = 7,08 L de Cl₂]**

- P5.** El butano (C₄H₁₀) reacciona, en un ambiente rico en oxígeno, con producción de dióxido de carbono y vapor de agua. Determina el volumen de aire, medido a la misma presión y temperatura, necesario para que reaccionen 6 L de butano. **[R = 185,7 L de aire]**



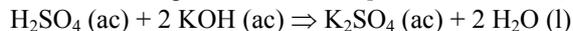
- Dato: 21% O₂ volumen en aire
P6. Determina el volumen de una disolución 3M de ácido clorhídrico, de concentración conocida, necesario para reaccionar con 100g de cinc. **[R = 1,02 Litros]**



- P7.** El agua oxigenada que se vende en las farmacias es una disolución aproximadamente 0,89M. Calcula el volumen de una disolución de permanganato 0,15M necesario para que reaccione con 10mL de disolución de agua oxigenada, teniendo para la reacción suficiente ácido clorhídrico. **[R = 23,7 mL de disolución KMnO₄]**

La ecuación química del proceso es: $5 \text{ H}_2\text{O}_2 \text{ (ac) + 2 KMnO}_4 \text{ (ac) + 6 HCl (ac)} \Rightarrow 2 \text{ MnCl}_2 \text{ (ac) + 5 O}_2 \text{ (g) + 2 KCl (ac) + 8 H}_2\text{O (l)}$

- P8.** Determina el volumen de ácido sulfúrico 0,5M necesario para neutralizar 20 mL de una disolución básica de hidróxido de potasio 1M, que se puede representar mediante la siguiente ecuación: **[R = 20 mL de H₂SO₄]**



- P9.** Dada la siguiente reacción química: $2 \text{ AgNO}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + 2 \text{ AgCl} + \frac{1}{2} \text{ O}_2$

Calcule: **(Selectividad 2002)** a) Los moles de N₂O₅ que se obtienen a partir de 20 g de AgNO₃.

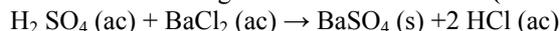
b) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20°C y 620 mm de mercurio.

- P10.** El cinc reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ Calcule: **(Selectividad 2005)**

a) La cantidad de ZnSO₄ obtenido a partir de 10 g de Zn y 100 mL de H₂SO₄ 2 molar.

b) El volumen de H₂ desprendido, medido a 25 °C y a 1 atm, cuando reaccionan 20 g de Zn con H₂SO₄ en exceso.

- P11.** El ácido sulfúrico reacciona con cloruro de bario según la reacción: Calcule: **(Selectividad 2006)**



a) El volumen de una disolución de ácido sulfúrico, de densidad 1,84 g/mL y 96 % en peso de riqueza, necesario para que reaccionen totalmente 21,6 g de cloruro de bario. b) La masa de sulfato de bario que se obtendrá.

- P12.** Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de disolución de HCl 6 M. Cuando finalice la reacción y cese el desprendimiento de hidrógeno: **(Selectividad 2007)**

a) Calcule la cantidad del reactivo que queda en exceso.

b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y 760 mm Hg se habrá desprendido?

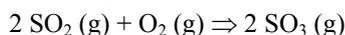
6.2. Con factores limitantes.

a) Reactivo limitante.

P1. Algunos tipos de cerillas de madera emplean un sulfuro de fósforo, como material inflamable, para la cabeza de la cerilla. El sulfuro se prepara calentando una mezcla de azufre y fósforo rojo de acuerdo con el siguiente proceso: $4\text{P}(\text{s}) + 3\text{S}(\text{s}) \Rightarrow \text{P}_4\text{S}_3(\text{s})$. En un experimento se mezclaron 25g de fósforo y 15 g de azufre. Calcula la masa de sulfuro de fósforo que podrá obtenerse.

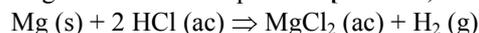
[R = 34,36 g P_4S_3]

P2. El dióxido de azufre se oxida dando trióxido de azufre, de acuerdo con el proceso representado por la siguiente ecuación:

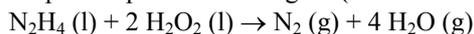


Determina el máximo volumen de trióxido de azufre que podría obtenerse al mezclar 150cc de dióxido de azufre y 70cc de oxígeno, medidos todos los volúmenes a la misma presión y temperatura. [R = 140 mL de SO_3]

P3. Calcula el volumen de hidrógeno, medido a 750 mmHg y 27°C, obtenido al hacer reaccionar 0,6 g de magnesio con 50 mL de ácido clorhídrico 1,5M, de acuerdo con la siguiente ecuación química: [R = 623,2 mL de H_2]



P4. En el lanzamiento de naves espaciales se emplea como combustible hidracina, N_2H_4 , y como comburente peróxido de hidrógeno, H_2O_2 . Estos dos reactivos arden por simple contacto según: (**Selectividad 2007**)



Los tanques de una nave llevan 15000 kg de hidracina y 20000 kg de peróxido de hidrógeno.

a) ¿Sobrarán algún reactivo? En caso de respuesta afirmativa, ¿en qué cantidad?

b) ¿Qué volumen de nitrógeno se obtendrá en condiciones normales de presión y temperatura?

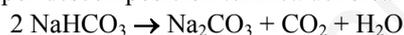
b) Riqueza de una muestra.

P1. El níquel reacciona con ácido sulfúrico según: (**Selectividad 2002**) $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4 + \text{H}_2$

a) Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M. Calcule el porcentaje de níquel en la muestra.

b) Calcule el volumen de hidrógeno desprendido, a 25°C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de H_2SO_4

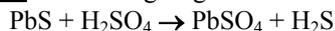
P2. El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del bicarbonato de sodio, según la reacción:



Se descomponen 50 g de bicarbonato de sodio de un 98 % de riqueza en peso. Calcule: (**selectividad 2003**)

a) El volumen de CO_2 desprendido, medido a 25°C y 1'2 atm. b) La masa, en gramos, de carbonato de sodio que se obtiene.

P3. Al tratar 5 g de galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 cm³ de H_2S , medidos en condiciones normales, según la ecuación:



Calcule: (**Selectividad 2003**)

a) La riqueza de la galena en PbS.

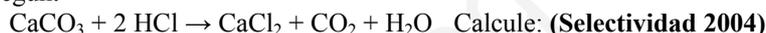
b) El volumen de ácido sulfúrico 0'5 M gastado en esa reacción.

P4. Dada la reacción de descomposición del clorato de potasio: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ Calcule: (**Selectividad 2004**)

a) La cantidad de clorato de potasio, del 98'5 % de pureza, necesario para obtener 12 L de oxígeno, en condiciones normales.

b) La cantidad de cloruro de potasio que se obtiene en el apartado anterior.

P5. Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza que contiene un 60 % de carbonato de calcio con exceso de ácido clorhídrico, según:



Calcule: (**Selectividad 2004**)

a) Los gramos de cloruro de calcio obtenidos.

b) El volumen de CO_2 medido a 17 °C y a 740 mm de Hg.

P6. La tostación de la pirita se produce según la reacción: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ Calcule: (**Selectividad 2005**)

a) La cantidad de Fe_2O_3 que se obtiene al tratar 500 kg de pirita de un 92 % de riqueza en FeS_2 , con exceso de oxígeno.

b) El volumen de oxígeno, medido a 20 °C y 720 mm de Hg, necesario para tostar los 500 kg de pirita del 92 % de riqueza.

P7. El carbonato de calcio reacciona con ácido sulfúrico según: $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (**Selectividad 2008**)

a) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado de densidad 1'84 g/mL y 96 % de riqueza en peso será necesario para que reaccionen por completo 10 g de CaCO_3 ?

b) ¿Qué cantidad de CaCO_3 del 80 % de riqueza en peso será necesaria para obtener 20 L de CO_2 , medidos en condiciones normales?

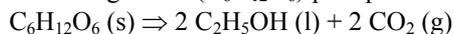
P8. El clorato de potasio se descompone a alta temperatura para dar cloruro de potasio y oxígeno molecular:

(**Selectividad 2008**) a) Escriba y ajuste la reacción. ¿Qué cantidad de clorato de potasio puro debe descomponerse para obtener 5 L de oxígeno medidos a 20°C y 2 atmósferas?

b) ¿Qué cantidad de cloruro de potasio se obtendrá al descomponer 60 g de clorato de potasio del 83 % de riqueza?

c) Rendimiento de una reacción.

P1. La fermentación de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) para producir etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) tiene lugar de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Suponiendo para la reacción un rendimiento del 30%, halla:

a) La masa de etanol que se producirá a partir de 210g de glucosa. [R = 32,2g de etanol]

b) La masa de glucosa necesaria para obtener 150g de etanol. [R = 978,26g de glucosa]

P2.- Reaccionan 230 g de carbonato de calcio del 87 % en peso de riqueza con 178 g de cloro según: (**Selectividad 2006**)



Los gases formados se recogen en un recipiente de 20 L a 10 °C. En estas condiciones, la presión parcial del Cl_2O es 1'16 atmósferas. Calcule: **a)** El rendimiento de la reacción. **b)** La molaridad de la disolución de CaCl_2 que se obtiene cuando a todo el cloruro de calcio producido se añade agua hasta un volumen de 800 mL.

www.yoquieroaprobar.es