4. Naturaleza de la materia

Problemas de repaso y/o recuperación

1. Al descomponer 100 g de óxido de calcio se obtienen 28'57 gramos de oxígeno y 71'43 gramos de calcio. Si hacemos otra descomposición y obtenemos al final 47'50 g de calcio, ¿con cuántos gramos de oxígeno estaba combinado? ¿De cuánto óxido de calcio habíamos partido?

2. El metano está formado por carbono e hidrógeno; por cada 32 gramos de metano, 24 son de carbono y el resto de hidrógeno. Calcula:
   - la composición centesimal del metano.
   - la masa de metano que se puede producir con 6'7 gramos de carbono y 12'4 gramos de hidrógeno.

3. El oxígeno (O) y el hierro (Fe), forman dos compuestos diferentes. Uno de ellos tiene un 30 % de O y un 70 % de Fe, y el otro un 22'22 % de O y 77'78 % de Fe. Comprueba que se cumple la *Ley de las Proporciones Múltiples*.

4. El dióxido de azufre se forma al quemar sulfuro de hidrógeno según la ecuación química:
$$2H_2S_{(g)} + 3O_{2\ (g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)} + 2SO_{2\ (g)}$$
Se parte de una mezcla generosa formada por 4 litros de sulfuro de hidrógeno y 17 litros de oxígeno, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. Calcula cuál será la composición de la mezcla gaseosa después de la reacción suponiendo las mismas condiciones de presión y temperatura.

5. La composición centesimal del cloruro de plata es 24'76 % de cloro y 75'24 % de plata. Hacemos reaccionar la plata de una moneda de 5'326 gramos de masa y obtenemos 2'574 gramos de cloruro de plata. Calcula el porcentaje de plata de la moneda.

6. El magnesio reacciona con el oxígeno para formar óxido de magnesio en la proporción de 2 gramos de oxígeno por cada 3 gramos de mgnesio. Calcula la masa de oxígeno y magnesio necesaria para preparar 180 gramos de óxido de magnesio.

7. Se hacen reaccionar azufre y hierro obteniéndose los siguientes resultados:

Masas iniciales		Masas finales	
Hierro (g)	Azufre (g)	Hierro (g)	Azufre (g)
5'6	4	0	0'8
16'2	9'6	5	0

   - Calcula la cantidad de compuesto obtenida en cada caso.
   - Justifica si se trata del mismo compuesto en ambas experiencias.

8. Siempre que se forma vapor de agua, por cada dos volúmenes de hidrógeno reacciona un volumen de oxígeno y se forman dos volúmenes de agua, medidos todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura. Calcula los litros de oxígeno y de hidrógeno que tenemos que utilizar para obtener 50 L de agua.

9. Completa la tabla que sigue, que corresponde a la reacción química entre el aluminio y el cloro para dar cloruro de aluminio:

Al (g)	27	57
Cl (g)	115	73
Cloruro de alumnio (g)	133'5	
Aluminio sobrante (g)	0	
Cloro sobrante (g)		

10. Si hacemos reaccionar 1 gramo de oxígeno con cobre vemos que se consumen 3'971 gramos de cobre; pero si cambiamos las condiciones de la reacción, 1 gramo de oxígeno reacciona con 7'942 gramos de cobre. ¿Se cumple la Ley de las Proporciones Múltiples?

5. Mol. Ecuación general de los gases

Problemas de repaso y/o recuperación

1. Se introducen masas iguales de sulfuro de hidrógeno y de nitrógeno en sendos recipientes, ambos del mismo volumen y a la misma temperatura.

   a) ¿Cuál de los dos recipientes contiene mayor número de moléculas?

   b) Si la presión en el recipiente del sulfuro de hidrógeno es 1 atm., ¿cuál será la presión en el otro recipiente?

   Datos: Ar(H) = 1; Ar(S) = 32; Ar(N) = 14

2. Responde razonadamente cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:

   a) Un mol de moléculas de SO_3 pesa más que un mol de moléculas de C_4H_{10}.

   b) Si calentamos un gas, necesariamente ha de aumentar su presión.

   c) Hay la misma cantidad de átomos en 56 gramos de hierro que en 98 gramos de ácido sulfúrico (H_2SO_4).

   d) En condiciones normales, 1 mol de oro ocupa 22'4 L.

3. Calcula la masa molecular y la masa molar de las siguientes sustancias:

   a) Sulfato de cinc heptahidratado ($ZnSO_4 \cdot 7H_2O$).

   b) Dicromato de amonio ($(NH_4)_2Cr_2O_7$).

   c) Ácido clorhídrico (HCl).

   d) Dióxido de carbono (CO_2)

4. En un recipiente A ponemos ácido nítrico puro (HNO_3), en otro B, benceno (C_6H_6) y en otro C, glucosa ($C_6H_{12}O_6$). ¿Qué pesos de estas sustancias habría que poner para que en los tres recipientes hubiera el mismo número de moléculas?

5. Un determinado vidrio *pyrex* contiene un 15 % en masa de B_2O_3. Calcula cuántos gramos de boro contiene un recipiente de 475 gramos fabricado con dicho vidrio.

6. Calcula la masa de sodio que contienen 5 toneladas de sal común (NaCl).

   Indicar qué masa de sal necesitaremos para extraer 275 gramos de cloro molecular (Cl_2) en el laboratorio.

7. Un laboratorio analiza 17 gramos de un compuesto y obtiene los siguientes resultados: 7'15 gramos de sodio (Na), 5 gramos de fósforo (P) y 6'6 gramos de oxígeno (O).

   El jefe del laboratorio recibe los resultados y ordena repetir los análisis. Justifica por qué.

   Si el resultado incorrecto es la masa de fósforo, calcula la composición centesimal del compuesto y su fórmula empírica.

8. El ácido cítrico está presente en limones y naranjas, así como en otras frutas. Se analiza 1 gramo de esta sustancia y se obtienen los siguientes resultados: 0'583 gramos de oxígeno, 0'03125 moles de carbono y $2'508 \cdot 10^{22}$ átomos de hidrógeno. Sabiendo que $6'02 \cdot 10^{22}$ moléculas tienen una masa de 19'2 gramos, calcula la fórmula molecular.

   Datos: Ar(C) = 12; Ar(O) = 16; Ar(H) = 1

9. Se dispone de tres sustancias para su uso como fertilizante por su aporte de nitrógeno a la tierra. Las sustancias de las que disponemos son nitrato de sodio ($NaNO_3$), urea ($(NH_2)_2CO$) y nitrato de amonio (NH_4NO_3). Calcula cuál será el mejor.

10. Responde razonadamente:

    a) Dónde hay más átomos de aluminio (calcula su número):
    En 350 gramos del sulfato de aluminio, $Al_2(SO_4)_3$, o en 0'75 moles de nitrato de aluminio, $Al(NO_3)_3$.

    b) Si disponemos de 5 g de aspirina ($C_8H_9O_4$) y quitamos $1'2 \cdot 10^{22}$ moléculas, cúantos moles de aspirina nos quedan.

4. Naturaleza de la materia

4.1. Solución:

$$m_{oxigeno} = 47'5\ g\ de\ calcio \cdot \frac{28'75\ g\ de\ oxigeno}{71'43\ g\ de\ calcio} \approx 19'00\ g\ de\ oxigeno$$

$$m_{oxido\ de\ calcio} = 47'50\ g\ de\ calcio + 19'00\ g\ de\ oxigeno = 66'5\ g\ de\ oxido\ de\ calcio$$

4.2. Solución:

Composición centesimal: Masa de cada elemento referido a cien unidades iguales de masa del compuesto.

$$32\ g\ de\ metano = 24\ g\ de\ carbono\ + m_{hidrogeno}$$

$$m_{hidrogeno} = 32 - 24 = 8\ g\ de\ hidrogeno$$

$$\%C = \frac{24\ g\ de\ carbono}{32\ g\ de\ metano} \cdot 100 = 75\,\%\ de\ carbono$$

$$\%H = \frac{8\ g\ de\ hidrogeno}{32\ g\ de\ metano} \cdot 100 = 25\,\%\ de\ hidrogeno$$

La relación exacta de combinación es:

$$\frac{24\ g\ de\ carbono}{8\ g\ de\ hidrogeno} = \frac{3\ g\ de\ carbono}{1\ g\ de\ hidrogeno}$$

Las cantidades no están dadas en esa relación:

$$\frac{6'7\ g\ de\ carbono}{12'4\ g\ de\ hidrogeno} = \frac{0'54\ g\ de\ carbono}{1\ g\ de\ hidrogeno}$$

Como sólo existen 0'54 g de carbono por cada gramo de hidrógeno, el reactivo limitante es el carbono, luego:

$$m_H = 6'7\ g\ de\ carbono \cdot \frac{8\ g\ de\ H}{24\ g\ de\ C} = 2'2\ g\ de\ H$$

La cantidad de compuesto formado será:

$$m_{metano} = 6'7\ g\ de\ carbono + = 2'2\ g\ de\ hidrogeno = 8'9\ g$$

Quedan 10'2 gramos de hidrógeno sin reaccionar: $12'4\ g\ iniciales - 2'2\ g\ que\ reaccionan = 10'2\ g$

4.3. Solución:

Para 1 gramo de hierro:

$$\frac{30\ g\ de\ O}{70\ g\ de\ Fe} = \frac{0'429\ g\ deO}{1\ g\ de\ Fe}$$

$$\frac{22'22\ g\ de\ O}{77'78\ g\ de\ Fe} = \frac{0'286\ g\ deO}{1\ g\ de\ Fe}$$

$$\frac{0'429\ g\ deO}{0'286\ g\ de\ O} = 1'5 = \frac{3}{2}$$

La Ley del las Proporciones Múltiples se cumple, ya que las masas de oxígeno en los dos compuestos están en una relación de números enteros sencillos.

4.4. Solución:

Relación de combinación: $\frac{2\ volumenes\ de\ H_2S}{3\ volumenes\ de\ O_2}$

$$V_{O_2\ que\ reacciona} = 4\ L\ de\ H_2S \cdot \frac{3\ L\ de\ O_2}{2\ L\ de\ H_2S} = 6\ L\ de\ O_2$$

Por lo tanto, sobran: $17\ L\ de\ O_2\ iniciales - 6\ L\ de\ O_2\ consumidos = 11\ L\ de\ O_2\ sin\ reaccionar$
Se forman:

$$V_{H_2O} = 4\ L\ de\ H_2S \cdot \frac{2\ L\ de\ H_2O}{2\ L\ de\ H_2S} = 4\ L\ de\ H_2O$$

$$V_{SO_2} = 4\ L\ de\ H_2S \cdot \frac{2\ L\ de\ SO_2}{2\ L\ de\ H_2S} = 4\ L\ de\ H_2O$$

La composición final de la mezcla: 11 L de O_2, 4 L de H_2O y 4 L de H_2S

4.5. Solución :

$$m_{Ag\ (moneda)} = 2'574\ g\ de\ cloruro\ de\ plata \cdot \frac{75'24\ g\ Ag}{100\ g\ cloruro\ de\ plata} = 1'937\ g\ de\ plata$$

$$\%Ag\ en\ la\ moneda\ = \frac{1'937\ g\ Ag}{5'326\ g\ moneda} \cdot 100 = 36'36\,\%\ Ag$$

4.6. Solución:

Sabemos que $m_O = x$ y por tanto, $m_{Mg} = 180 - x$.
Según la ley de Proust, la proporción en masa de los elementos en ese compuesto es siempre fija, luego:

$$\frac{x}{180 - x} = \frac{2\ g\ O}{3\ g\ Mg}$$

$$3x = 360 - 2x$$

$$x = \frac{360}{5} = 72$$

Por tanto, $m_O = 72\ g; m_{Mg} = 108g$

4.7. Solución:

$$m_{compuesto\ A} = m_{Fe} + m_S = 5'6g + 3'2g = 8'8g$$
$$m_{S\ compuesto} = m_{S\ inicial} + m_{S\ final} = 4g - 0'8g = 3'2g$$

$$m_{compuesto\ B} = m_{Fe} + m_S = 11'2g + 9'6g = 20'8g$$
$$m_{Fe\ compuesto} = 16'2g - 5g = 11'2g$$

- Compuesto A: $\frac{m_{Fe}}{m_S} = \frac{5'6}{3'2} = 1'75\ g\ de\ Fe/1\ g\ de\ S$
- Compuesto B: $\frac{m_{Fe}}{m_S} = \frac{11'2}{9'6} = 1'17\ g\ de\ Fe/1\ g\ de\ S$

Como la reacción entre las masas no coinciden, se trata por tanto de compuestos diferentes.

4.8. Solución:

$$1\ volumen\ de\ oxigeno + 2\ volumenes\ de\ hidrogeno \longrightarrow 2\ volumenes\ de\ agua$$

luego:

$$V_{oxigeno} = 50\ L\ de\ agua \cdot \frac{1\ L\ de\ oxigeno}{2\ L\ de\ agua} = 25\ L\ de\ oxigeno$$

$$V_{hidrogeno} = 50\ L\ de\ agua \cdot \frac{2\ L\ de\ hidrogeno}{2\ L\ de\ agua} = 25\ L\ de\ hidrogeno$$

4.9. Solución:

$$m_{Al(inicial)} + m_{Cl(inicial)} = 27 + 115 = 142g$$
$$m_{cloruro\ de\ aluminio} = 133'5g$$
$$m_{Cloruro\ Sobrante} = 142 - 133'5 = 8'5g$$
$$\frac{m_{Al}}{m_{Cl}} = \frac{27}{115 - 8'5} = \frac{27}{106'5} = \frac{0'25g\ Al}{1g\ Cl}$$
$$\frac{57g\ Al}{73g\ Cl} = \frac{0'78g\ Al}{1g\ Cl}$$

El reactivo limitante en el segundo caso es el cloro, luego:

$$m_{Al} = 73g\ Cl \cdot \frac{27g\ Al}{106'5g\ Cl} = 18'5g\ Al$$

$$m_{cloruro\ de\ alumniol} = 73 + 18'5 = 91'5g$$

La tabla queda por tanto, de la siguiente manera:

Al (g)	27	57
Cl (g)	115	73
Cloruro de alumnio (g)	133'5	91'5
Aluminio sobrante (g)	0	18'5
Cloro sobrante (g)	8'5	0

4.10. Solución:

No se cumple la ley de las proporciones definidas, porque la relación en masa entre los elementos no es constante. La ley de las proporciones múltiples sí se cumple, ya que para 1 g de oxígeno, la relación en masa del otro elemento en ambos compuestos es de números sencillos: $\frac{7'942}{3'971} = 2$

5. Mol. Ecuación general de los gases

5.1. Solución:

a) Tendrá mayor número de moléculas el recipiente que contiene N_2, ya que éstas son más ligeras:

$$Mr(N_2) = 2Ar(N) = 2 \cdot 14 = 28\ u/molecula \Rightarrow 28\ g/mol$$

$$Mr(H_2S) = 2Ar(H) + Ar(S) = 2 \cdot 1 + 32 = 34\ u/molecula \Rightarrow 28\ g/mol$$

b) Aplicando la ecuación general de los gases ideales: PV = nRT

$$P_{H_2S} = \frac{\frac{m}{Mm} \cdot RT}{V}$$

$$m = \frac{V \cdot 1 \cdot Mm(H_2S)}{RT}$$

$$P_{N_2} = \frac{\frac{V \cdot Mm(H_2S)}{RT} \cdot RT}{V \cdot Mm(N_2)} = \frac{Mm(H_2S)}{Mm(N_2)} = \frac{34}{28} = 1'21atm$$

5.2. Solución:

a) $Mm(SO_3) = Mm(S) + 3Mm(O) = 32\ g + 3 \cdot 16\ g = 80g/mol$
$Mm(C_4H_{10}) = 4Mm(C) + 10Mm(H) = 48\ g + 10\ g = 58g/mol$

Según se deduce de las masas molares, es decir, las masas de 1 mol de SO_3 y C_4H_{10}, tiene mayor masa y por tanto mayor peso, 1 mol de SO_3, luego la afirmación es *verdadera*.

b) Según la ecuación general de los gases $\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$, el producto de la presión y el volumen se incrementan con la temperatura, esto es, son magnitudes directamente proporcionales a la temperatura; no obstante, podemos aumentar la temperatura y que sólo aumente el volumen, manteniendo constante la presión. Por tanto, la afirmación es *falsa*.

c) $Mm(Fe) = 56g/mol$

$Mm(H_2SO_4) = 2Mm(H) + Mm(S) + 4Mm(O) = 2 + 32 + 48 = 98g/mol$

En el hierro hay un mol de átomos, luego $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos, mientras que el ácido sulfúrico $7 \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$ átomos de H, S y O $= 4'22 \cdot 10^{24}$ átomos.

Por tanto, la afirmación es *falsa*.

d) *Falso*, ya que el oro a 0º C y 1 atm no es un gas ideal y la relación planteada sólo se cumple para 1 mol de un gas en condiciones normales.

5.3. Solución:

La masa molecular (Mr) representa la masa de una molécula o en general de un compuesto referida a la unidad de masa atómica.

La masa molar (Mm) representa la masa de un mol de moléculas, se expresa en gramos y coincide numéricamente con la Mr.

a) $Mm(ZnSO_4 \cdot 7H_2O) = Mm(ZnSO_4) + 7Mm(H_2O) = Mm(Z) + Mm(S) + 4Mm(O) + 7[2Mm(H) + Mm(O)] = Mm(Z) + Mm(S) + 11Mm(O) + 14Mm(H) = 65'4 + 32 + 11 \cdot 16 + 14 \cdot 1 = 65'4 + 32 + 176 + 14 = 287'4 g/mol$

b) $Mm[(NH_4)_2Cr_2O_7] = 2Mm(N) + 8Mm(H) + 2Mm(Cr) + 7Mm(O) = 2 \cdot 14 + 8 \cdot 1 + 2 \cdot 52 + 7 \cdot 16 = 252 g/mol$

c) $Mm(HCl) = Mm(H) + Mm(Cl) = 1 + 35'5 = 36'5 g/mol$

d) $Mm(CO_2) = Mm(C) + 2Mm(O) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 g/mol$

5.4. Solución:

Si ponemos las masas de las sustancias que contengan un mol habrá el mismo número de moléculas, aunque también podemos poner:

$A = (n \cdot Mm(HNO_3)) gramos$

$B = (n \cdot Mm(C_6H_6)) gramos$

$C = (n \cdot Mm(C_6H_{12}O_6)) gramos$

siendo n el mismo número en todos los casos, por lo que hay infinitas soluciones.

5.5. Solución:

En primer lugar calcularemos los gramos de óxido de boro que contiene el recipiente:

$$475 gramos \cdot \frac{15 \ gramos \ de \ B_2O_3}{100 \ gramos \ de \ vidrio} = 71'25 \ gramos \ de \ B_2O_3$$

$$Mm(B_2O_3) = 2Mm(B) + 3Mm(O) = 2 \cdot 10'8 + 3 \cdot 16 = 69'6 g/mol$$

Según se deduce de la masa molar, por cada 69'6 gramos de óxido de boro, $2 \cdot 10'8 = 21'6$ g son de boro; como siempre se cumple la ley de Proust, esta proporción siempre es constante, por tanto:

$$71'25 \ gramos \ B_2O_3 \cdot \frac{21'6 \ g \ B}{69'6 \ g \ B_2O_3} = \frac{1539}{69'6} = 22'11 \ g \ de \ B$$

5.6. Solución:

Para calcular la masa de sodio tenemos que conocer la proporción en la que se encuentra en la sal común, para lo que calculamos su masa molar:

$$Mm(NaCl) = Mm(Na) + Mm(Cl) = 23 + 35'5 = 58'5 \ g/mol$$

Luego, por cada 58'5 g de sal, 23 gramos son de sodio y el resto es cloro, por tanto en 5 toneladas de sal:

$$m_{Na} = 500000\ g\ de\ sal \cdot \frac{23\ g\ sodio}{58'5\ g\ sal} = 1965811\ g\ sodio \approx 1'97\ toneladas\ de\ sodio$$

275 g de Cl_2 requieren:

$$m_{NaCl} = 275\ g\ cloro \cdot \frac{58'5\ g\ sal}{35'5\ g\ cloro} = 453'2\ gramos\ de\ sal$$

5.7. Solución:

Si la muestra pesa 17 gramos, la suma de las masas de cada elemento no puede superar esta cantidad y resulta que:

$$7'15\ g\ de\ Na + 5\ g\ de\ P + 6'6\ g\ de\ O = 18'75\ g$$

Si el fósforo es el resultado incorrecto, la cantidad correcta será $18'75 - 17 = 1'75\ g$, luego de fósforo sólo hay $5 - 1'75 = 3'25\ g$.

La composición centesimal se calcula determinando la masa de cada elemento para cada 100 g de compuesto:

$$\%Na = \frac{7'15\ g\ Na}{17\ g\ compuesto} \cdot 100 = 42'06\,\%$$

$$\%P = \frac{3'25\ g\ P}{17\ g\ compuesto} \cdot 100 = 19'12\,\%$$

$$\%O = \frac{6'6\ g\ O}{17\ g\ compuesto} \cdot 100 = 38'82\,\%$$

Expresemos las cantidades de cada elemento en moles, ya que se cumple que la relación en moles entre los elementos para cualquier cantidad de compuesto es la misma que la existente entre el número de átomos de esos elementos en una molécula:

$$n_{Na} = 7'15\ g \cdot \frac{1\ mol\ Na}{23\ g} = 0'31087\ moles\ Na$$

$$n_P = 3'25\ g \cdot \frac{1\ mol\ P}{31\ g} = 0'10484\ moles\ P$$

$$n_O = 6'6\ g \cdot \frac{1\ mol\ O}{16\ g} = 0'4125\ moles\ O$$

Es evidente que las moléculas están formadas por un número entero de átomos para lo cual consideramos que la cantidad más pequeña representa 1 mol y la dividimos por ella manteniendo constante la proporción:

$$\frac{0'31087\ moles\ Na}{0'10484\ moles\ P} = 2'96 \approx \frac{3\ moles\ de\ Na}{1\ mol\ de\ P}$$

$$\frac{0'4125\ moles\ O}{0'10484\ moles\ P} = 3'93 \approx \frac{4\ moles\ de\ O}{1\ mol\ de\ P}$$

Por tanto, la fórmula empírica es Na_3PO_4.

La fórmula real o fórmula molecular es siempre múltiplo de la empírica.

5.8. Solución:

Vamos a referir los datos a la masa de 1 mol de ácido, que sabemos que contiene el N_A de moléculas:

$$Mm\,(masa\,de\,un\,mol) = \frac{6'02 \cdot 10^{23}\ moleculas}{1\ mol\ acido} \cdot \frac{19'2\ gramos\ de\ acido}{6'02 \cdot 10^{22}} = 192\,gramos/mol$$

Calculamos la relación en moles entre los elementos, que coincide con la relación entre los átomos de estos elementos que forman una molécula:

$$n_O = 192\ g\ de\ acido \cdot \frac{0'538\ g\ de\ O}{1\ g\ de\ acido} \cdot \frac{1\ mol\ de\ O}{16\ gramos\ de\ O} \approx 7\ moles\ O$$

$$n_C = 192\ g\ de\ acido \cdot \frac{0'03125\ moles\ de\ C}{1\ g\ de\ acido} = 6\ moles\ C$$

$$n_H = 192\ g\ de\ acido \cdot \frac{2'508 \cdot 10^{22}\ atomos\ de\ H}{1\ g\ de\ acido} \cdot \frac{1\ mol\ de\ H}{6'023 \cdot 10^{23}\ atomos\ de\ H} \approx 8\ moles\ H$$

Por tanto: $C_6H_8O_7$.

5.9. Solución:

El mejor fertilizante es aquel que contenga mayor porcentaje de nitrógeno. Como podemos calcular la masa molar, a partir de ella podemos averiguar dicho porcentaje:

$$Mm(NaNO_3) = Mm(Na) + Mm(N) + 3Mm(O) = 23\ g + 14\ g + 3 \cdot 16\ g = 85\ g/mol$$

$$\%N = \frac{14\ g\ N}{85\ g\ NaNO_3} \cdot 100 = 16'47\,\%$$

$$Mm((NH_2)_2CO) = 2Mm(N)+4Mm(H)+Mm(C)+Mm(O) = 2{\cdot}14\,g+4{\cdot}1\,g+12\,g+16\,g = 60\,g/mol$$

$$\%N = \frac{28\ g\ N}{60\ g\ urea} \cdot 100 = 46'67\,\%$$

$$Mm(NH_4NO_3) = 2Mm(N) + 4Mm(H) + 3Mm(O) = 2 \cdot 14\ g + 4\ g + 3 \cdot 16\ g = 80\ g/mol$$

$$\%N = \frac{28\ g\ N}{80\ g\ NH_4NO_3} \cdot 100 = 35\,\%$$

A la vista de los resultados anteriores, la urea es el mejor fertilizante, pues es el que más nitrógeno aporta por cada 100 gramos.

5.10. Solución:

a) Teniendo en cuenta que por cada mol de sulfato de aluminio tenemos 2 moles de átomos de aluminio, expresaremos los 350 gramos de sulfato de aluminio en moles, para así averiguar los moles de átomos de aluminio. Por lo tanto:

$$Mm\ Al_2(SO_4)_3 = 2 \cdot 27 + 3(32 + 64) = 54 + 288 = 342\ g/mol$$

$$\begin{aligned} n_{Al_2(SO_4)_3} &= 360\ gramos \cdot \frac{1\ mol}{342\ gramos} = 1'05\ moles \\ n_{Al} &= 1'05\ moles\ Al_2(SO_4)_3 \cdot \frac{2\ moles\ Al}{1\ mol\ Al_2(SO_4)_3} = 2'1\ moles \\ N(Al) &= 2'1\ moles\ Al \cdot \frac{6'02 \cdot 10^{23}\ atomos}{1\ mol} = 1'26 \cdot 10^{24}\ atomos \end{aligned}$$

En los 2 moles de nitrato de aluminio tenemos según se aprecia en la fórmula 2 moles de Al, ya que supone $2 \cdot 6'02 \cdot 10^{23}$ átomos de aluminio, es decir, $1'20 \cdot 10^{24}$ átomos, luego hay menos átomos que en los 350 gramos de sulfato de aluminio.

b) Sabiendo que la masa de un mol de aspirina es:

$$Mm\ (C_8H_9O_4) = 8 \cdot 12 + 9 \cdot 1 + 4 \cdot 16 = 169\ g/mol$$

luego 5 grmaos de aspirina son:

$$5\ g \cdot \frac{1\ mol}{169\ g} = 0'0296\ moles$$

Por otra parte, $1'2 \cdot 10^{22}$ moléculas de aspirina suponen:

$$1'2 \cdot 10^{22}\ moleculas \cdot \frac{1\ mol}{6'02 \cdot 10^{23}} = 0'0199\ moles$$

Por lo que nos quedan:

$$0'0296\ moles - 0'0199\ moles = 9'7 \cdot 10^{-3}\ moles\ de\ aspirina$$