

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS.

1. El zinc reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de zinc e hidrógeno gas. Si hacemos reaccionar 6,0 g de ácido: ¿Cuántos gramos de zinc reaccionan? ¿Cuál sería el volumen de H_2 obtenido si se mide en c. n.?
2. El tricloruro de fósforo se obtiene al reaccionar el fósforo (P) con el gas cloro. DATOS: P= 31 Cl= 35,5
 - a) Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos
 - b) Calcula los átomos de fósforo y las moléculas cloro que se necesitan para producir 80 gramos de PCl_3
3. El gas butano, C_4H_{10} , reacciona con el oxígeno del aire para producir dióxido de carbono y agua.
 - a) Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos
 - b) Calcula los moles de CO_2 y de H_2O que se obtiene al quemar 2,5 kg de butano
DATOS: C= 12 O= 16 H=1
4. El monóxido de nitrógeno reacciona con oxígeno para producir dióxido de nitrógeno. DATOS: N= 14 O= 16
 - a) Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos
 - b) Calcula los gramos de reactivos necesarios para producir 80 gramos de NO_2 :
5. El hierro (Fe) reacciona con el oxígeno para formar Fe_2O_3 DATOS: Fe= 55,85 O= 16
 - a) Escribe la reacción ajustada.
 - b) ¿Cuántos moles de oxígeno se requieren para quemar 2 moles de hierro? ¿Cuántos gramos de oxígeno se requieren?
6. Se hace reaccionar hidrógeno con cloro para obtener cloruro de hidrógeno. DATOS: H= 1 Cl= 35,5
 - a) Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos.
 - b) Calcula los gramos de hidrógeno y de cloro que se necesitan para obtener 40 gramos de cloruro de hidrógeno.
7. El metano reacciona con el oxígeno del aire para producir dióxido de carbono y agua. DATOS: C= 12 O= 16 H=1
 - a) Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos
 - b) Calcula los gramos de oxígeno que se necesitan para quemar 250 gramos de metano. Calcula los gramos de dióxido de carbono que se obtienen.
8. El etano, C_2H_6 , reacciona con el oxígeno del aire para producir dióxido de carbono y vapor de agua.
DATOS: C= 12 O= 16 H=1
 - a) Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos
 - b) Calcula los gramos de etano que se necesitan para que reaccionen 60 gramos de O_2
 - c) Calcula los litros que se forma de dióxido de carbono, supuestas condiciones normales.
9. Escribe y ajusta la reacción de formación de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno. Si tenemos 10 gramos de hidrógeno. Calcula:
 - a) Los moles de hidrógeno que tenemos. ¿Cuántas moléculas son?
 - b) La cantidad de nitrógeno que reaccionará con esos 10 gramos de hidrógeno. Indica también cuántos moles son.
 - c) La cantidad de gramos de amoníaco que se forma. Cuántos moles son.
 - d) Indica que volumen se habrá gastado de hidrógeno y nitrógeno, así como el volumen de amoníaco formado. Todas las sustancias son gases y están en condiciones normales de presión y temperatura.
DATOS: N=14 H=1
10. El sodio metálico reacciona de forma violenta con el agua formando hidróxido de sodio e hidrógeno. Calcular qué volumen de hidrógeno medido en CN se obtendrá si reaccionaron 2,5 g de sodio y se gastaron por completo.
DATOS: Na=24 H=1 O=16
11. Si se ponen a reaccionar 3g de hidrógeno con 40 g de oxígeno en condiciones adecuadas para obtener agua ¿se gasta por completo todo el hidrógeno? ¿y el oxígeno?
DATOS: H=1 O=16
12. Escribir y ajustar la reacción de combustión del propano. ¿Qué volumen de oxígeno medido en condiciones normales hace falta para quemar 8,8g de propano? ¿Qué volumen de aire medido en condiciones normales se habrá usado, si sabemos que el 21% del aire es oxígeno ¿Cuántas moléculas de agua se obtendrán? DATOS: C=12 H=1 O=16

13. Escribe la reacción de neutralización entre el ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio y calcula la masa de sal (sulfato de sodio) que se obtendrá a partir de 19,6 g de ácido. ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio se gastarán?
DATOS: S=32 H=1 O=16 Na=23
14. Por combustión de una cierta cantidad de butano se obtuvieron 500 g de CO₂. Calcular los litros de butano en condiciones normales que se quemaron. DATOS: C= 12 O= 16 H=1
15. Calcular cuántos gramos de agua se obtienen por combustión de 32g de metano con 1 mol de oxígeno. Calcula el volumen de CO₂ obtenido si se mide en CN. DATOS: C= 12 O= 16 H=1
16. Un procedimiento para la obtención de oxígeno es la descomposición térmica del clorato de potasio en cloruro de potasio y oxígeno. ¿Qué masa de clorato potásico es necesaria utilizar si se quieren recoger 4 litros de oxígeno medidos en condiciones normales? ¿Qué cantidad de cloruro potásico se obtendrá? DATOS: Cl= 35,5 O= 16 K=39,1
17. El cloro y el oxígeno reaccionan para formar óxido de cloro (V) de forma que se hacen reaccionar 150 gramos de cloro con 180 gramos de oxígeno. DATOS: Cl= 35,5 O= 16
- a) ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿De qué reactivo sobra y cuánto?
- b) ¿Qué cantidad de óxido de cloro (V) se formará?
18. Sobre 32 g de aluminio al 95% de pureza se añaden suficiente ácido clorhídrico, formándose cloruro de aluminio e hidrógeno. Calcula el volumen de hidrógeno desprendido medido en condiciones normales.
DATOS: Al=27 H=1 Cl=35,5
19. Algunos minerales de metales, suelen encontrarse en la naturaleza en forma de sulfuros de dicho metal. Por ejemplo el cobre se presenta en algunas ocasiones como sulfuro de cobre (I), el cuál recibe el nombre de calcocita. El primer paso para la obtención del cobre metal, es el tratamiento del mineral con oxígeno (tostación), para obtener el óxido del metal correspondiente. Cuando se procede a la tostación de un mineral de calcocita, se produce óxido de cobre (I) y dióxido de azufre. Si tostamos 12 g de calcocita (sulfuro de cobre (I)) con suficiente oxígeno, se producen 1,282 litros de dióxido de azufre (medidos en c.n.) junto con el óxido de cobre (I). Calcula la pureza del cobre.
DATOS: Cu=63,55 S=32 O=16
20. El carbonato de calcio es el principal ingrediente de los antiácidos comerciales. En una disolución de ácido clorhídrico, el carbonato de calcio se disuelve, ya que reacciona con el ácido produciendo cloruro de calcio, agua y dióxido de carbono. DATOS: Ca=40 C=12 O=16 H=1 Cl=35,5
- a) ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico se requerirían para que reaccione totalmente una pastilla de 0,54 g suponiendo que esta sea de carbonato cálcico puro?
- b) Si para disolver la tableta anterior sólo se necesitaron 0,008 mol de ácido clorhídrico, ¿cuál es el porcentaje de carbonato de calcio de dicha tableta? (Se supone que ninguna de las impurezas reacciona con el clorhídrico).

SOLUCIONES

1. El zinc reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de zinc e hidrógeno gas. Si hacemos reaccionar 6,0 g de ácido: ¿Cuántos gramos de zinc reaccionan? ¿Cuál sería el volumen de H₂ obtenido si se mide en c. n.?

a) Identifica reactivos y productos. Plantea la ecuación y a continuación formula las sustancias que intervienen:
 Ácido clorhídrico + Zinc → Cloruro de zinc + Hidrógeno



b) Ajusta la ecuación: $2 \text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

c) Pasa el dato que te dan a moles: $6,0 \text{ g de HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} = 0,16 \text{ moles de HCl}$

Para realizar este factor de conversión debes calcular primero la masa molar del compuesto.

d) Transforma ahora los moles del dato en moles de la incógnita leyendo el correspondiente factor de conversión en la ecuación ajustada

$$0,16 \text{ moles de HCl} \times \frac{1 \text{ mol de Zn}}{2 \text{ mol de HCl}} = 0,08 \text{ moles de Zn}$$

Obtén el factor en la ecuación ajustada

e) Transforma moles en gramos usando la masa atómica o molecular: $0,08 \text{ moles de Zn} \times \frac{65,4 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}} = 5,2 \text{ g de Zn}$

Esto se puede hacer de forma directa "enlazando" unos factores de conversión con otros:

$$6,0 \text{ g de HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ moles HCl}} \times \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 5,2 \text{ g Zn} \rightarrow 5,2 \text{ g de Zn}$$

Convierte gramos a moles

Permite relacionar dato (HCl) con la incógnita (Zn)

Convierte moles a gramos

f) Si la sustancia es un gas y está medido en c.n. (0°C y 1 atm), se puede obtener el volumen teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa 22,4 litros (volumen molar)

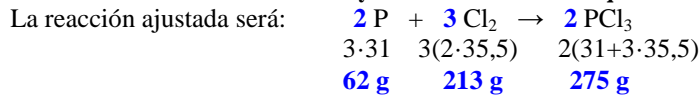
$$6,0 \text{ g de HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ moles HCl}} \times \frac{22,4 \text{ litros H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 1,84 \text{ litros H}_2 \rightarrow 1,84 \text{ litros de H}_2$$

Factor que convierte moles en litros (sólo para gases medidos en c.n.)

2. El tricloruro de fósforo se obtiene al reaccionar el fósforo (P) con el gas cloro. DATOS: P= 31 Cl= 35,5

a) Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos

b) Calcula los átomos de fósforo y las moléculas cloro que se necesitan para producir 80 gramos de PCl₃



a) Para calcular los átomos de fósforo, primero tenemos que saber cuántos moles de fósforo se necesitan. Una vez conocidos los moles, como sabemos que un mol de fósforo contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de esa sustancia, podremos calcular los átomos. De la proporción puesta podemos deducirlo:

$$80 \text{ g PCl}_3 \times \frac{2 \text{ mol P}}{275 \text{ g PCl}_3} \times \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de P}}{1 \text{ mol P}} = 3,5 \cdot 10^{23} \text{ átomos de P} \rightarrow 3,5 \cdot 10^{23} \text{ átomos de P}$$

En cuanto a las moléculas de Cl₂ procedemos de igual modo. Un mol de moléculas de cloro contendrá $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de cloro (Cl₂)

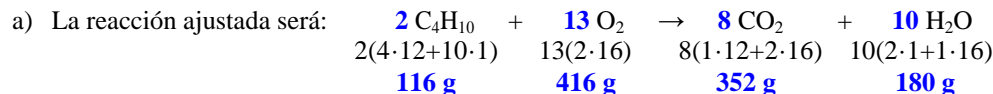
$$80 \text{ g PCl}_3 \times \frac{3 \text{ mol Cl}_2}{275 \text{ g PCl}_3} \times \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 5,26 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de Cl}_2 \rightarrow 5,26 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de Cl}_2$$

3. El gas butano, C_4H_{10} , reacciona con el oxígeno del aire para producir dióxido de carbono y agua.

a) Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos

b) Calcula los moles de CO_2 y de H_2O que se obtiene al quemar 2'5 kg de butano

DATOS: C= 12 O= 16 H=1



b) Primero pasamos los kg a g: 2,5 kg de butano = 2500 g de butano. Después, para calcular los moles de dióxido de carbono, nos fijamos en la proporción para encontrar la relación entre la cantidad de butano quemado y la de moles de dióxido formado. De la proporción deducimos:

$$2500 \text{ g } C_4H_{10} \times \frac{2 \text{ mol } C_4H_{10}}{116 \text{ g } C_4H_{10}} \times \frac{8 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } C_4H_{10}} = 172,4 \text{ mol de } CO_2 \rightarrow \mathbf{172,4 \text{ mol de } CO_2}$$

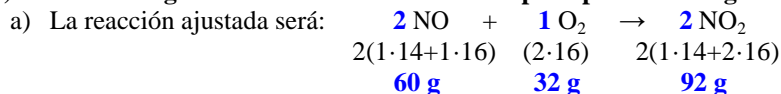
Con el agua procedemos de igual modo:

$$2500 \text{ g } C_4H_{10} \times \frac{2 \text{ mol } C_4H_{10}}{116 \text{ g } C_4H_{10}} \times \frac{10 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } C_4H_{10}} = 215,5 \text{ mol de } H_2O \rightarrow \mathbf{215,5 \text{ mol de } H_2O}$$

4. El monóxido de nitrógeno reacciona con oxígeno para producir dióxido de nitrógeno. DATOS: N= 14 O= 16

a) Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos

b) Calcula los gramos de reactivos necesarios para producir 80 gramos de NO_2 :



b) Para calcular los gramos de reactivos, nos fijamos en la proporción para encontrar la relación entre la cantidad de dióxido formado y la de reactivos usados. De la proporción deducimos:

$$80 \text{ g } NO_2 \times \frac{2 \text{ mol } NO_2}{92 \text{ g } NO_2} \times \frac{2 \text{ mol } NO}{2 \text{ mol } NO_2} \times \frac{60 \text{ g } NO}{2 \text{ mol } NO} = 52,2 \text{ g de } NO \rightarrow \mathbf{52,2 \text{ g de } NO}$$

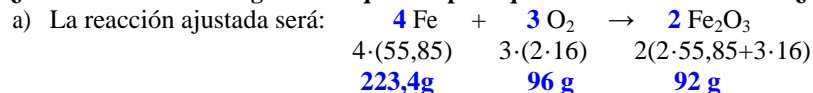
Con el oxígeno procedemos de igual modo:

$$80 \text{ g } NO_2 \times \frac{2 \text{ mol } NO_2}{92 \text{ g } NO_2} \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } NO_2} \times \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 27,8 \text{ g de } O_2 \rightarrow \mathbf{27,8 \text{ g de } O_2}$$

5. El hierro (Fe) reacciona con el oxígeno para formar Fe_2O_3 DATOS: Fe= 55,85 O= 16

a) Escribe la reacción ajustada.

b) ¿Cuántos moles de oxígeno se requieren para quemar 2 moles de hierro? ¿Cuántos gramos de oxígeno se requieren?



c) De la proporción deducimos:

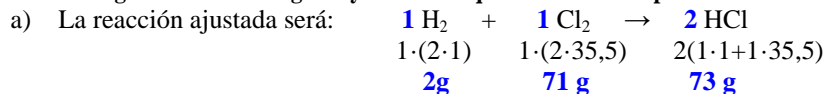
$$2 \text{ mol Fe} \times \frac{3 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol Fe}} = 1,5 \text{ mol de } O_2 \rightarrow \mathbf{1,5 \text{ mol de } O_2}$$

$$1,5 \text{ mol } O_2 \times \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 48 \text{ g de } O_2 \rightarrow \mathbf{48 \text{ g de } O_2}$$

6. Se hace reaccionar hidrógeno con cloro para obtener cloruro de hidrógeno. DATOS: H= 1 Cl= 35,5

a) Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos.

b) Calcula los gramos de hidrógeno y de cloro que se necesitan para obtener 40 gramos de cloruro de hidrógeno.



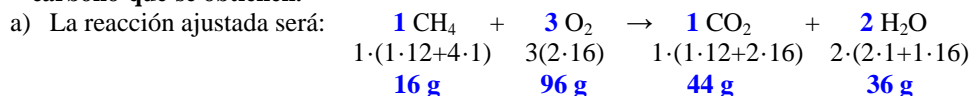
b) De la proporción deducimos:

$$40 \text{ g de } HCl \times \frac{2 \text{ mol } HCl}{73 \text{ g de } HCl} \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } HCl} \times \frac{2 \text{ g de } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 1,1 \text{ g de } H_2 \rightarrow \mathbf{1,1 \text{ g de } H_2}$$

$$40 \text{ g de } HCl \times \frac{2 \text{ mol } HCl}{73 \text{ g de } HCl} \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{2 \text{ mol } HCl} \times \frac{71 \text{ g de } Cl_2}{1 \text{ mol } Cl_2} = 38,9 \text{ g de } Cl_2 \rightarrow \mathbf{38,9 \text{ g de } Cl_2}$$

7. El metano reacciona con el oxígeno del aire para producir dióxido de carbono y agua. DATOS: C= 12 O= 16 H=1

- a) Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos
 b) Calcula los gramos de oxígeno que se necesitan para quemar 250 gramos de metano. Calcula los gramos de dióxido de carbono que se obtienen.



b) De la proporción deducimos:

$$250 \text{ g CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4} \times \frac{3 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \times \frac{96 \text{ g O}_2}{3 \text{ mol O}_2} = 1500 \text{ g de O}_2 \rightarrow \mathbf{1500 \text{ g de O}_2}$$

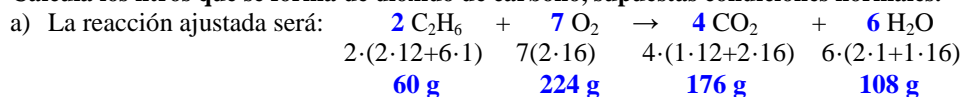
Con el dióxido de carbono procedemos de igual modo:

$$250 \text{ g CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \times \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 687,5 \text{ g de CO}_2 \rightarrow \mathbf{687,5 \text{ g de CO}_2}$$

8. El etano, C₂H₆, reacciona con el oxígeno del aire para producir dióxido de carbono y vapor de agua.

DATOS: C= 12 O= 16 H=1

- a) Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en gramos
 b) Calcula los gramos de etano que se necesitan para que reaccionen 60 gramos de O₂.
 c) Calcula los litros que se forma de dióxido de carbono, supuestas condiciones normales.



b) De la proporción deducimos:

$$60 \text{ g O}_2 \times \frac{7 \text{ mol O}_2}{224 \text{ g O}_2} \times \frac{2 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{7 \text{ mol O}_2} \times \frac{60 \text{ g C}_2\text{H}_6}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_6} = 16 \text{ g C}_2\text{H}_6 \rightarrow \mathbf{16 \text{ g de C}_2\text{H}_6}$$

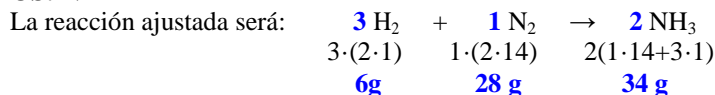
c) Con el dióxido de carbono procedemos teniendo en cuenta que un mol de cualquier gas en condiciones normales, ocupa un volumen de 22,4 litros. Por ello:

$$60 \text{ g O}_2 \times \frac{7 \text{ mol O}_2}{224 \text{ g O}_2} \times \frac{4 \text{ mol CO}_2}{7 \text{ mol O}_2} \times \frac{22,4 \text{ litros CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 24 \text{ litros CO}_2 \rightarrow \mathbf{24 \text{ litros de CO}_2}$$

9. Escribe y ajusta la reacción de formación de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno. Si tenemos 10 gramos de hidrógeno. Calcula:

- a) Los moles de hidrógeno que tenemos. ¿Cuántas moléculas son?
 b) La cantidad de nitrógeno que reaccionará con esos 10 gramos de hidrógeno. Indica también cuántos moles son.
 c) La cantidad de gramos de amoníaco que se forma. Cuántos moles son.
 d) Indica que volumen se habrá gastado de hidrógeno y nitrógeno, así como el volumen de amoníaco formado. Todas las sustancias son gases y están en condiciones normales de presión y temperatura.

DATOS: N=14 H=1



a) Calculamos el número de moles de hidrógeno, sabiendo que el Peso Molar del H₂ es 2g/mol:

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Peso Molar}} = \frac{10 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol} \rightarrow \mathbf{5 \text{ moles de H}_2}$$

Como un mol de cualquier sustancia contiene 6,023 · 10²³ moléculas, el número de moléculas de H₂ que tendremos será:
 5 · 6,023 · 10²³ = $\mathbf{3 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2}$

b) De la proporción deducimos:

$$10 \text{ g de H}_2 \times \frac{3 \text{ mol de H}_2}{6 \text{ g de H}_2} \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{3 \text{ mol de H}_2} \times \frac{28 \text{ g de N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = 46,7 \text{ g de N}_2 \rightarrow \mathbf{46,7 \text{ g de N}_2}$$

Calculamos el número de moles de nitrógeno, sabiendo que el Peso Molar del N₂ es 28g/mol:

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Peso Molar}} = \frac{46,7 \text{ g}}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,7 \text{ mol} \rightarrow \mathbf{1,7 \text{ moles de } N_2}$$

c) De la proporción deducimos:

$$10 \text{ g de } H_2 \times \frac{3 \text{ mol de } H_2}{6 \text{ g de } H_2} \times \frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \text{ mol de } H_2} \times \frac{34 \text{ g de } N_2}{2 \text{ mol } NH_3} = 56,7 \text{ g de } NH_3 \rightarrow \mathbf{56,7 \text{ g de } NH_3}$$

Calculamos el número de moles de amoniaco, sabiendo que el Peso Molar del NH_3 es 17g/mol:

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Peso Molar}} = \frac{56,7 \text{ g}}{17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3,3 \text{ mol} \rightarrow \mathbf{3,3 \text{ moles de } NH_3}$$

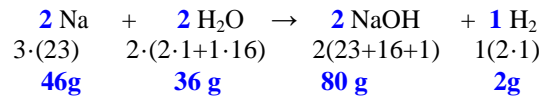
d) Un mol de cualquier sustancia gaseosa en condiciones normales, ocupa un volumen de 22,4 litros. Por tanto:

- Como teníamos 5 moles de H_2 , estos ocuparán en condiciones normales: $5 \cdot 22,5 = \mathbf{112,5 \text{ litros de } H_2}$
- Como teníamos 1,7 moles de N_2 , estos ocuparán en condiciones normales: $1,7 \cdot 22,5 = \mathbf{38,25 \text{ litros de } N_2}$
- Como teníamos 3,3 moles de NH_3 , estos ocuparán en condiciones normales: $3,3 \cdot 22,5 = \mathbf{74,25 \text{ litros de } NH_3}$

10. El sodio metálico reacciona de forma violenta con el agua formando hidróxido de sodio e hidrógeno. Calcular qué volumen de hidrógeno medido en CN se obtendrá si reaccionaron 2,5 g de sodio y se gastaron por completo.

DATOS: Na=24 H=1 O=16

La reacción ajustada será:



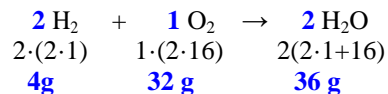
De la proporción deducimos:

$$2,5 \text{ g de Na} \times \frac{2 \text{ mol Na}}{46 \text{ g de Na}} \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol Na}} \times \frac{22,4 \text{ litros } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 1,2 \text{ litros de } H_2 \rightarrow \mathbf{1,2 \text{ litros de } H_2}$$

11. Si se ponen a reaccionar 3g de hidrógeno con 40 g de oxígeno en condiciones adecuadas para obtener agua ¿se gasta por completo todo el hidrógeno? ¿y el oxígeno?

DATOS: H=1 O=16

La reacción ajustada será:



En una reacción química, si uno de los reactivos se consume antes que el otro, al que se consume primero se le denomina reactivo limitante, pues es el que nos limita la cantidad de producto que se formará. Para conocer cuál de ellos es el reactivo limitante, procedemos del siguiente modo:

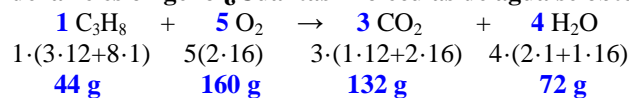
Tomamos uno de los reactivos, suponemos que se gasta todo y calculamos cuánto del otro reactivo necesitaríamos. Por ejemplo, supongamos que se gastan los 3 g de hidrógeno y calculamos cuánto oxígeno necesitaríamos:

$$3 \text{ g de } H_2 \times \frac{2 \text{ mol } H_2}{4 \text{ g de } H_2} \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } H_2} \times \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 24 \text{ g de } O_2 \rightarrow \text{Como tenemos 40 gramos de oxígeno, el reactivo limitante será el hidrógeno, y de los 40 g de } O_2 \text{ gastaremos 24 y nos sobrarán 16 gramos.}$$

Por tanto: **gastamos los 3g de H_2 y 24 g de oxígeno. Nos sobrarán 16 g de oxígeno.**

12. Escribir y ajustar la reacción de combustión del propano. ¿Qué volumen de oxígeno medido en condiciones normales hace falta para quemar 8,8g de propano? ¿Qué volumen de aire medido en condiciones normales se habrá usado, si sabemos que el 21% del aire es oxígeno? ¿Cuántas moléculas de agua se obtendrán? DATOS: C=12 H=1 O=16

La reacción ajustada será:



De la proporción deducimos:

$$8,8 \text{ g } C_3H_8 \times \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44 \text{ g } C_3H_8} \times \frac{5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} \times \frac{22,4 \text{ litros } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 22,4 \text{ litros de } O_2 \rightarrow \mathbf{22,4 \text{ litros de } O_2}$$

Como el contenido de oxígeno en el aire es del 21%, la cantidad de aire que contiene 22,4 litros de oxígeno será:

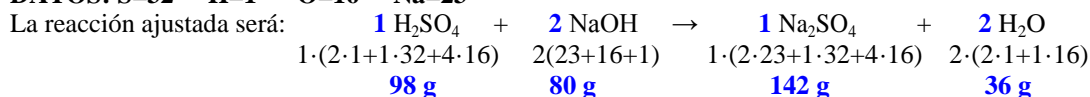
$$22,4 \text{ litros } O_2 \times \frac{100 \text{ litros aire}}{21 \text{ litros } O_2} = 106,7 \text{ litros aire} \rightarrow \mathbf{106,7 \text{ litros de aire}}$$

De la proporción deducimos:

$$8,8g \text{ } C_3H_8 \times \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44 \text{ g } C_3H_8} \times \frac{4 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_3H_8} \times \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de agua}}{1 \text{ mol } H_2O} = 4,8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \rightarrow \mathbf{4,8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O}$$

13. Escribe la reacción de neutralización entre al ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio y calcula la masa de sal (sulfato de sodio) que se obtendrá a partir de 19,6 g de ácido. ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio se gastarán?

DATOS: S=32 H=1 O=16 Na=23



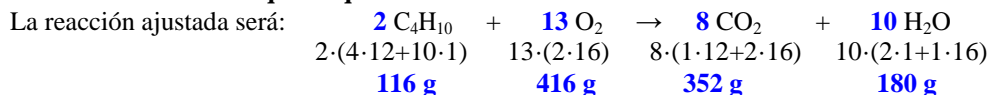
De la proporción deducimos:

$$19,6g \text{ H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98g \text{ H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{142g \text{ Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 28,4g \text{ Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \mathbf{28,4 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4}$$

De la proporción deducimos:

$$19,6g \text{ H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98g \text{ H}_2\text{SO}_4} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,4 \text{ mol NaOH} \rightarrow \mathbf{0,4 \text{ mol de NaOH}}$$

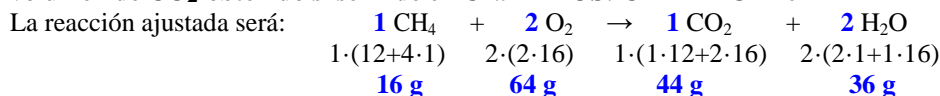
14. Por combustión de una cierta cantidad de butano se obtuvieron 500 g de CO₂. Calcular los litros de butano en condiciones normales que se quemaron. DATOS: C= 12 O= 16 H=1



De la proporción deducimos:

$$500g \text{ CO}_2 \times \frac{15.}{352g \text{ CO}_2} \times \frac{8 \text{ mol CO}_2}{8 \text{ mol CO}_2} \times \frac{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{8 \text{ mol CO}_2} \times \frac{22,4 \text{ litros C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 63,6 \text{ litros de C}_4\text{H}_{10} \rightarrow \mathbf{63,6 \text{ litros de C}_4\text{H}_{10}}$$

15. Calcular cuántos gramos de agua se obtienen por combustión de 32g de metano con 1 mol de oxígeno. Calcula el volumen de CO₂ obtenido si se mide en CN. DATOS: C= 12 O= 16 H=1



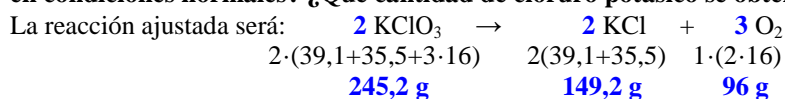
Primero tenemos que saber cuál de los dos reactivos es el limitante. De la reacción vemos que por cada dos moles de oxígeno necesitamos un mol de metano. Por ello lo primero que haremos es ver cuántos moles de metano son los 32 g del mismo.

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Peso Molar}} = \frac{32g}{16 \frac{g}{\text{mol}}} = 2 \text{ mol} \rightarrow \mathbf{2 \text{ moles de CH}_4}$$

Si gastáramos los dos moles de metano, necesitaríamos 4 moles de O₂. Como sólo tenemos 1 mol de oxígeno, el reactivo limitante será el oxígeno. De la proporción deducimos:

$$1 \text{ mol O}_2 \times \frac{16.}{2 \text{ mol O}_2} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{22,4 \text{ litros CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 11,2 \text{ litros de CO}_2 \rightarrow \mathbf{11,2 \text{ litros de CO}_2}$$

16. Un procedimiento para la obtención de oxígeno es la descomposición térmica del clorato de potasio en cloruro de potasio y oxígeno. ¿Qué masa de clorato potásico es necesaria utilizar si se quieren recoger 4 litros de oxígeno medidos en condiciones normales? ¿Qué cantidad de cloruro potásico se obtendrá? DATOS: Cl= 35,5 O= 16 K=39,1



De la proporción deducimos:

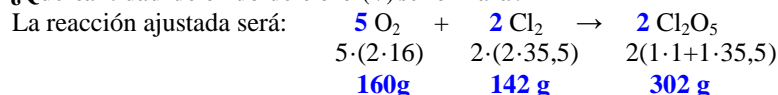
$$4 \text{ litros de O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ litros de O}_2} \times \frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} \times \frac{245,2 \text{ g KClO}_3}{2 \text{ mol KClO}_3} = 14,6 \text{ g de KClO}_3 \rightarrow \mathbf{14,6 \text{ g de KClO}_3}$$

$$4 \text{ litros de O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ litros de O}_2} \times \frac{2 \text{ mol KCl}}{3 \text{ mol O}_2} \times \frac{149,2 \text{ g KCl}}{2 \text{ mol KCl}} = 8,88 \text{ g de KCl} \rightarrow \mathbf{8,88 \text{ g de KCl}}$$

17. El cloro y el oxígeno reaccionan para formar óxido de cloro (V) de forma que se hacen reaccionar 150 gramos de cloro con 180 gramos de oxígeno. DATOS: Cl= 35,5 O= 16

a) ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿De qué reactivo sobra y cuánto?

b) ¿Qué cantidad de óxido de cloro (V) se formará?



a) En una reacción química, si uno de los reactivos se consume antes que el otro, al que se consume primero se le denomina reactivo limitante, pues es el que nos limita la cantidad de producto que se formará. Para conocer cuál de ellos es el reactivo limitante, procedemos del siguiente modo: tomamos uno de los reactivos, suponemos que se gasta todo y calculamos cuánto del otro reactivo necesitaríamos. Por ejemplo, supongamos que se gastan los 180 g de oxígeno y calculamos cuánto cloro necesitaríamos:

$$180 \text{ g de O}_2 \times \frac{5 \text{ mol O}_2}{160 \text{ g de O}_2} \times \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{5 \text{ mol O}_2} \times \frac{142 \text{ g Cl}_2}{2 \text{ mol Cl}_2} = 159,75 \text{ g de Cl}_2 \rightarrow \text{Tenemos 150 gramos de cloro, y si gastáramos todo el oxígeno necesitaríamos más cloro del que tenemos, entonces}$$

el reactivo limitante será el cloro. Usamos la cantidad que tenemos de cloro para calcular cuánto oxígeno gastaremos y cuánto óxido de cloro (V) se formará:

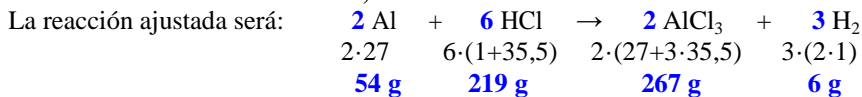
$$150 \text{ g de Cl}_2 \times \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{142 \text{ g de Cl}_2} \times \frac{5 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol Cl}_2} \times \frac{160 \text{ g O}_2}{5 \text{ mol O}_2} = 169 \text{ g de O}_2 \rightarrow \text{Tenemos 180 gramos de oxígeno, entonces gastaremos } \mathbf{169 \text{ g de oxígeno y nos sobrarán: } 180 - 169 = \mathbf{11 \text{ g de oxígeno.}}$$

b) Del apartado a) deducimos que el reactivo limitante era el cloro y por tanto gastamos los 150 g de cloro. Por tanto:

$$150 \text{ g de Cl}_2 \times \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{142 \text{ g de Cl}_2} \times \frac{302 \text{ g Cl}_2\text{O}_5}{2 \text{ mol Cl}_2\text{O}_5} = 319 \text{ g Cl}_2\text{O}_5 \rightarrow \mathbf{319 \text{ g de Cl}_2\text{O}_5}$$

18. Sobre 32 g de aluminio al 95% de pureza se añaden suficiente ácido clorhídrico, formándose cloruro de aluminio e hidrógeno. Calcula el volumen de hidrógeno desprendido medido en condiciones normales.

DATOS: Al=27 H=1 Cl=35,5

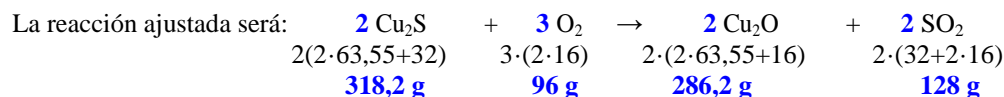


De la proporción deducimos:

$$32 \text{ g de Al impuro} \times \frac{95 \text{ g de Al puro}}{100 \text{ g de Al impuro}} \times \frac{2 \text{ mol Al}}{54 \text{ g de Al puro}} \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \times \frac{22,4 \text{ litros H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 37,83 \text{ litros de H}_2 \rightarrow \mathbf{37,83 \text{ litros de H}_2}$$

19. Algunos minerales de metales, suelen encontrarse en la naturaleza en forma de sulfuros de dicho metal. Por ejemplo el cobre se presenta en algunas ocasiones como sulfuro de cobre (I), el cuál recibe el nombre de calcocita. El primer paso para la obtención del cobre metal, es el tratamiento del mineral con oxígeno (tostación), para obtener el óxido de metal correspondiente. Cuando se procede a la tostación de un mineral de calcocita, se produce óxido de cobre (I) y dióxido de azufre. Si tostamos 12 g de calcocita (sulfuro de cobre (I)) con suficiente oxígeno, se producen 1,282 litros de dióxido de azufre (medidos en c.n.) junto con el óxido de cobre (I). Calcula la pureza del cobre.

DATOS: Cu=63,55 S=32 O=16



De la proporción deducimos:

$$1,282 \text{ litros de SO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de SO}_2}{22,4 \text{ litros de SO}_2} \times \frac{2 \text{ mol de Cu}_2\text{S}}{2 \text{ mol de SO}_2} \times \frac{318,2 \text{ g de Cu}_2\text{S}}{2 \text{ mol de Cu}_2\text{S}} = 9,1 \text{ g de Cu}_2\text{S}$$

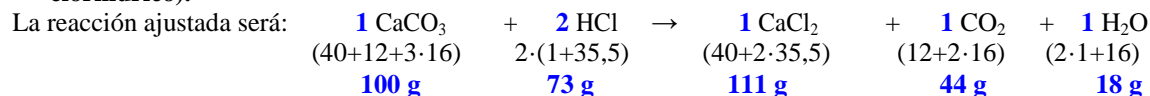
Como partimos inicialmente de 12 g de mineral de cobre (calcocita), la riqueza del mineral de partida será:

$$Riqueza = \frac{m_{\text{mineral puro}}}{m_{\text{mineral impuro}}} \times 100 = \frac{9,1 \text{ g}}{12 \text{ g}} \times 100 = 75,8\% \quad \rightarrow \quad \mathbf{\text{El mineral tiene una riqueza del 75,8\%}}$$

20. El carbonato de calcio es el principal ingrediente de los antiácidos comerciales. En una disolución de ácido clorhídrico, el carbonato de calcio se disuelve, ya que reacciona con el ácido produciendo cloruro de calcio, agua y dióxido de carbono. DATOS: Ca=40 C=12 O=16 H=1 Cl=35,5

a) ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico se requerirían para que reaccione totalmente una pastilla de 0,54 g suponiendo que esta sea de carbonato cálcico puro?

b) Si para disolver la tableta anterior sólo se necesitaron 0,008 mol de ácido clorhídrico, ¿cuál es el porcentaje de carbonato de calcio de dicha tableta? (Se supone que ninguna de las impurezas reacciona con el clorhídrico).



a) De la proporción deducimos:

$$0,54 \text{ g CaCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,011 \text{ mol de HCl} \quad \rightarrow \quad \mathbf{0,011 \text{ mol de HCl}}$$

b) Si los 0,54 g de la pastilla fueran de carbonato de calcio, necesitaríamos gastar 0,011 moles de ácido clorhídrico. Pero si realmente hemos gastado 0,008 moles, entonces la riqueza (porcentaje de carbonato de calcio en la tableta) será:

$$Riqueza = \frac{m_{\text{sustancia pura}}}{m_{\text{sustancia impura}}} \times 100 = \frac{0,008}{0,011} \times 100 = 63,6\% \quad \rightarrow \quad \mathbf{\text{La pastilla tiene un 63,6\% de carbonato de calcio.}}$$

Nota: aunque usemos las cantidades de clorhídrico, el porcentaje será el mismo que si hubiésemos calculado las cantidades de carbonato, puesto que por cada dos moles de clorhídrico gastado, tenemos 1 mol de carbonato. Por ello la proporción será la misma, usemos uno u otro reactivo.