

	<b>FÍSICA Y QUÍMICA 1º Bachillerato</b> Ejercicios: Estequiometría (II)	1(7)
	IES CASTRO ALOBRE VILAGARCÍA DE AROUSA	

### Ejercicio nº 1

El metano arde con oxígeno produciendo dióxido de carbono y agua. Si se queman 2 kg de metano calcula:

- Los gramos de oxígeno necesarios.
- Los gramos de dióxido de carbono producidos.

### Ejercicio nº 2

Se quema etano ( $C_2H_6$ ) y se obtienen 2000 litros de dióxido de carbono medidos en condiciones normales (C.N.). Calcula los gramos de etano que ardieron.

### Ejercicio nº 3

El nitrógeno reacciona con el hidrógeno para producir amoníaco. Los reactivos y los productos están en estado gaseoso. En un recipiente que contiene 100 gramos de nitrógeno y 100 gramos de hidrógeno se produce la reacción química anterior.

- Indica el reactivo limitante y calcula los gramos de reactivo en exceso.
- Calcula el volumen de amoníaco que se produce medido a 720 mm de Hg y 22 °C.

### Ejercicio nº 4

El aluminio reacciona con el ácido clorhídrico produciendo cloruro de aluminio y desprendiendo hidrógeno gaseoso.

- Calcula la cantidad de aluminio que se necesita para reaccionar completamente con 80 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0'5 M.
- Calcula el volumen que ocupa el hidrógeno desprendido en condiciones normales.

### Ejercicio nº 5

El carbonato de calcio se descompone en óxido de calcio y dióxido de carbono. Partiendo de 8 kg de carbonato de calcio con una riqueza del 60 %, calcula:

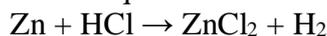
- Los gramos de óxido de calcio producidos.
- El volumen que ocupa el  $CO_2$  desprendido medido a 1'5 atm y a 18 °C.

### Ejercicio nº 6

El carbonato de calcio se descompone en óxido de calcio y dióxido de carbono. Partiendo de 10 kg de una muestra de carbonato de calcio se obtienen 4 kg de óxido de calcio. Determina la riqueza de la muestra de carbonato de calcio.

### Ejercicio nº 7

140 gramos de cinc impuro reaccionan exactamente con 800 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0'9 M. Determina la riqueza de la muestra de cinc.



### Ejercicio nº 8

Se queman 2'5 kg de butano ( $C_4H_{10}$ ). Suponiendo un rendimiento del 85 % para la reacción, determina el volumen que ocupa el dióxido de carbono producido medido a 730 mm de Hg y 20 °C.

	<b>FÍSICA Y QUÍMICA 1º Bachillerato</b> Ejercicios: Estequiometría (II)	2(7)
	IES CASTRO ALOBRE VILAGARCÍA DE AROUSA	

### Ejercicio nº 9

El hidruro de calcio ( $\text{CaH}_2$ ) reacciona con el agua líquida para producir hidróxido de calcio e hidrógeno gaseoso. En un recipiente con 60 g de agua añadimos 80 gramos de hidruro de calcio.

Determina:

- El reactivo limitante y los gramos de reactivo que sobran.
- Los moles de hidróxido de calcio que se obtienen.

### Ejercicio nº 10

Una caliza con un 62 % de riqueza en  $\text{CaCO}_3$  se trata con un exceso de  $\text{HCl}$  y se originan  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . Calcula la cantidad de caliza necesaria para obtener 100 l de  $\text{CO}_2$  medidos a 2 atm y 25 °C.

### Ejercicio nº 11

La oxidación de una lámina de hierro de 150 gramos proporciona 80 g de óxido férrico. Calcula el rendimiento de la reacción expresado en %.

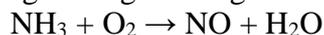
### Ejercicio nº 12

Para la obtención de  $\text{O}_2$  en el laboratorio se utiliza la descomposición del clorato de potasio según la reacción:  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$

Se descomponen 500 gramos de una muestra impura de clorato de potasio y se recogen 100 litros de  $\text{O}_2$  medidos en C.N. Determina la riqueza de la muestra.

### Ejercicio nº 13

El amoníaco reacciona con el oxígeno según la siguiente reacción:



En un recipiente cerrado introducimos 200 gramos de amoníaco y 200 gramos de oxígeno.

- Determina el reactivo limitante y los gramos de reactivo que sobran.
- Determina los gramos de monóxido de nitrógeno que se obtienen supuesto un rendimiento de la reacción del 70 %.

### Ejercicio nº 14

Se queman 4 kg de etanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ). Determina el volumen de aire en condiciones normales necesario para quemar todo el etanol.

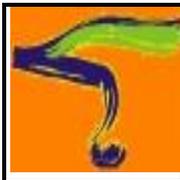
Dato: El aire contiene un 20 % en volumen de oxígeno.

### Ejercicio nº 15

El potasio reacciona con el agua para producir hidróxido de potasio e hidrógeno. Para obtener 100 litros de hidrógeno gaseoso medidos en C.N. se dispone de agua suficiente y de una muestra de 400 gramos de potasio. Determina la riqueza de la muestra.

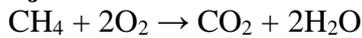
### Ejercicio nº 16

El sulfuro de cinc reacciona con el oxígeno para producir óxido de cinc y dióxido de azufre. ¿Cuántos kilogramos de blenda (mineral cuyo principal componente es el sulfuro de cinc), con una riqueza del 60 %, se necesitan para obtener 1000 gramos de productos?



## RESPUESTAS

### Ejercicio nº 1



$$16 \text{ g} + 64 \text{ g} \rightarrow 44 \text{ g} + 36 \text{ g}$$

a) 2 kg de metano = 2000 gramos

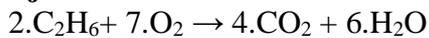
$$16 \text{ gramos de CH}_4 \rightarrow 64 \text{ gramos de O}_2$$

$$2000 \text{ gramos de CH}_4 \rightarrow x \quad \rightarrow x = 8000 \text{ gramos de O}_2$$

b) 16 gramos de CH<sub>4</sub> → 44 g de CO<sub>2</sub>

$$2000 \text{ gramos de CH}_4 \rightarrow x \quad \rightarrow x = 5500 \text{ gramos de CO}_2$$

### Ejercicio nº 2



$$60 \text{ g} + 224 \text{ g} \rightarrow 176 \text{ g} + 108 \text{ g}$$

Calculamos los gramos de CO<sub>2</sub>.

1 mol de un gas en C.N. → 22,4 litros

$$x \text{ moles} \rightarrow 2000 \text{ litros} \quad \rightarrow x = 89,3 \text{ moles de}$$

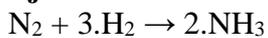
$$\text{CO}_2 \quad n = m/M ; 89,3 = m/44 \quad \textcircled{=} \quad m = 3930 \text{ gramos de CO}_2$$

Calculamos los gramos de etano:

$$60 \text{ gramos de C}_2\text{H}_6 \rightarrow 176 \text{ gramos de CO}_2$$

$$x \quad \rightarrow 3930 \text{ gramos de CO}_2 \quad \rightarrow x = 1340 \text{ gramos de etano}$$

### Ejercicio nº 3



$$28 \text{ g} + 6 \text{ g} \rightarrow 34 \text{ g}$$

a) 28 g de N<sub>2</sub> → 6 g de H<sub>2</sub>

$$100 \text{ g de N}_2 \rightarrow x \quad x = 21,43 \text{ g de hidrógeno.}$$

El reactivo limitante es el nitrógeno (reaccionan los 100 gramos de N<sub>2</sub> con 21,43 gramos de H<sub>2</sub>) y sobran 100 – 21,43 = 78,57 gramos de hidrógeno gaseoso.

b) 28 g de N<sub>2</sub> @ 34 g de NH<sub>3</sub>

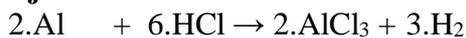
$$100 \text{ g de N}_2 \textcircled{=} \rightarrow x = 121,4 \text{ gramos de NH}_3$$

$$n = m/M = 121,4/34 = 3,57 \text{ moles de NH}_3$$

$$P = 720 \text{ mm de Hg} = 720/760 = 0,947 \text{ atm}; T = 273 + 22 = 295 \text{ K}$$

$$PV = n.R.T ; 0,947.V = 3,57 \cdot 0,082 \cdot 295 \textcircled{=} V = 112,3 \text{ litros de NH}_3$$

### Ejercicio nº 4



$$53,96 \text{ g} + 219 \text{ g} \rightarrow 266,96 \text{ g} + 6 \text{ g}$$

a) Calculamos primero los gramos de ácido clorhídrico:

$$M = n/V ; 0,5 = n/0,08 \rightarrow n = 0,04 \text{ moles de HCl}$$

$$n = m/M ; m = n.M = 0,04 \cdot 36,5 = 1,46 \text{ gramos de HCl}$$

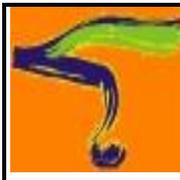
$$53,96 \text{ g de Al} \rightarrow 219 \text{ g de HCl}$$

$$x \quad \rightarrow 1,46 \text{ g de HCl} \quad x = 0,36 \text{ gramos de Al}$$

b) 219 gramos de HCl → 6 gramos de H<sub>2</sub>

$$1,46 \text{ gramos de HCl} \rightarrow x \quad x = 0,04 \text{ gramos de H}_2$$

$$0,04 \text{ g de H}_2 = 0,02 \text{ moles de H}_2$$



**FÍSICA Y QUÍMICA 1º Bachillerato**  
**Ejercicios: Estequiometría (II)**

4(7)

**IES CASTRO ALOBRE**  
**VILAGARCÍA DE AROUSA**

1 mol de un gas en C.N.  $\rightarrow$  22'4 litros  
0,02 moles  $\rightarrow$  x  $\rightarrow$  x = 0,46 litros de H<sub>2</sub>

**Ejercicio nº 5**



$$100'1 \text{ g} \rightarrow 56'1 \text{ g} + 44 \text{ g}$$

a) 8 kg al 60 % contienen:  $8 \cdot 0'60 = 4'8 \text{ kg} = 4800 \text{ gramos de carbonato de calcio.}$

$$100'1 \text{ g de CaCO}_3 \rightarrow 56'1 \text{ g de CaO}$$

$$4800 \text{ g de CaCO}_3 \rightarrow x \quad x = 2690'1 \text{ g de CaO}$$

$$\text{b) } 100'1 \text{ g de CaCO}_3 \rightarrow 44 \text{ g de CO}_2$$

$$4800 \text{ g de CaCO}_3 \rightarrow x \quad x = 2110 \text{ g de CO}_2 = 2110/44 = 47'9 \text{ moles}$$

$$PV = nRT ; 1'5 \cdot V = 47'9 \cdot 0'082 \cdot 291 \rightarrow V = 762 \text{ litros de CO}_2$$

**Ejercicio nº 6**



$$100'1 \text{ g} \rightarrow 56'1 \text{ g} + 44 \text{ g}$$

Determinamos primero los g de CaCO<sub>3</sub> necesarios para obtener 4 kg de CaO:

$$100'1 \text{ g de CaCO}_3 \rightarrow 56'1 \text{ g de CaO}$$

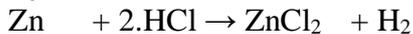
$$x \quad \rightarrow 4000 \text{ g de CaO} \quad x = 7137'2 \text{ g de CaCO}_3$$

Ahora determinamos la riqueza de la muestra. De los 10 kg de la muestra 7137'2 g son CaCO<sub>3</sub> y el resto son las impurezas.

$$100000 \text{ g de la muestra de CaCO}_3 \quad \rightarrow 100 \%$$

$$7137'2 \text{ g de la muestra (los g de CaCO}_3) \rightarrow x \quad x = 71'4 \%$$

**Ejercicio nº 7**



$$65'4 \text{ g} + 73 \text{ g} \rightarrow 136'4 \text{ g} + 2 \text{ g}$$

Calculamos primero los gramos de HCl en la disolución:

$$M = n/V ; 0'9 = n/0'8 \rightarrow n = 0'72 \text{ moles de HCl} \text{ @ } 26'28 \text{ gramos de HCl}$$

Determinamos los gramos de Zn que reaccionan con el HCl:

$$65'4 \text{ gramos de Zn} \rightarrow 73 \text{ gramos de HCl}$$

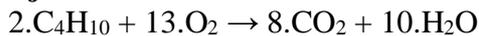
$$x \quad \rightarrow 26'28 \text{ gramos de HCl} \quad \rightarrow x = 23'54 \text{ g de Zn}$$

Por último determinamos la riqueza:

$$140 \text{ g de la muestra} \rightarrow 100 \%$$

$$23'54 \text{ g (Zn)} \rightarrow x \quad x = 16'8 \%$$

**Ejercicio nº 8**



$$116 \text{ g} + 416 \text{ g} \rightarrow 352 \text{ g} + 180 \text{ g}$$

$$116 \text{ g de butano} \rightarrow 352 \text{ g de dióxido de carbono}$$

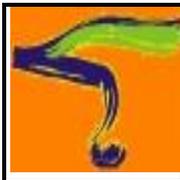
$$2500 \text{ g de butano} \rightarrow x \quad x = 7586'2 \text{ g de CO}_2$$

$$\text{Con un rendimiento del } 85 \% : 7586'2 \cdot 0'85 = 6448'3 \text{ g de CO}_2 \rightarrow 146'5 \text{ mol de CO}_2$$

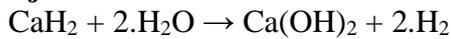
Ahora determinamos el volumen:

$$P = 730 \text{ mm de Hg} = 730/760 = 0'96 \text{ atm} ; T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T : 0'96 \cdot V = 146'5 \cdot 0'082 \cdot 293 \rightarrow V = 3665'7 \text{ l de CO}_2$$



### Ejercicio nº 9



$$42'1 \text{ g} + 36 \text{ g} \rightarrow 74'1 \text{ g} + 4 \text{ g}$$

$$\text{a) } 42'1 \text{ g de CaH}_2 \rightarrow 36 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$80 \text{ g de CaH}_2 \rightarrow x \quad x = 68'41 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$42'1 \text{ g de CaH}_2 \rightarrow 36 \text{ g de H}_2\text{O}$$

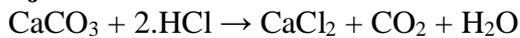
$$x \rightarrow 60 \text{ g de H}_2\text{O} \quad x = 70'16 \text{ g de CaH}_2$$

El reactivo limitante es el agua (se gastan los 60 gramos) y sobran:  $80 - 70'16 = 9'84 \text{ g}$  de  $\text{CaH}_2$

$$\text{b) } 36 \text{ g de H}_2\text{O} \rightarrow 74'1 \text{ g de Ca}(\text{OH})_2$$

$$60 \text{ g de H}_2\text{O} \rightarrow x \quad x = 123'5 \text{ g} = 1'7 \text{ moles de Ca}(\text{OH})_2$$

### Ejercicio nº 10



$$100'1 \text{ g} + 73 \text{ g} \rightarrow 111'1 \text{ g} + 44 \text{ g} + 18 \text{ g}$$

Primero calculamos los gramos de  $\text{CO}_2$

$$P.V = n.R.T ; 2.100 = n.0'082.298 @ n = 0'12 \text{ moles de CO}_2 = 5'28 \text{ g de CO}_2$$

Ahora calculamos los gramos de carbonato de calcio que se necesitan para obtener dicho  $\text{CO}_2$ :

$$100'1 \text{ g de CaCO}_3 \rightarrow 44 \text{ g de CO}_2$$

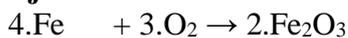
$$x \rightarrow 5'28 \text{ g de CO}_2 \quad x = 12'01 \text{ g de CaCO}_3$$

Por último calculamos la caliza que contiene  $12'01 \text{ g}$  de  $\text{CaCO}_3$ :

$$100 \text{ gramos de caliza} \rightarrow 62 \text{ gramos de CaCO}_3$$

$$x \rightarrow 12'01 \text{ g de CaCO}_3 \quad x = 19'4 \text{ g de caliza}$$

### Ejercicio nº 11



$$223'4 \text{ g} + 96 \text{ g} \rightarrow 319'4 \text{ gramos}$$

Calculamos los gramos de óxido férrico que se obtienen con  $150 \text{ g}$  de hierro:

$$223'4 \text{ g de Fe} \rightarrow 319'4 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

$$150 \text{ g de Fe} \rightarrow x \quad x = 214'46 \text{ g de óxido férrico}$$

En la práctica se obtienen  $80 \text{ gramos}$  de óxido férrico. Con los dos datos determinamos el rendimiento de la reacción.

$$214'46 \text{ g de óxido férrico} \rightarrow 100 \%$$

$$80 \text{ g de óxido férrico} \rightarrow x \quad x = 37'7 \%$$
 (rendimiento de la reacción)

### Ejercicio nº 12



$$245'2 \text{ g} \rightarrow 149'2 \text{ g} + 96 \text{ g}$$

Primero determinamos los gramos de  $\text{O}_2$

$$22'4 \text{ l de O}_2 \text{ en C.N.} \rightarrow 1 \text{ mol de O}_2$$

$$100 \text{ litros de O}_2 \text{ en C.N.} \rightarrow x \quad x = 4'46 \text{ moles} = 142'72 \text{ gramos de O}_2$$

Ahora determinamos la cantidad de clorato de potasio que se necesita para obtener dicha cantidad de oxígeno:

$$245'2 \text{ g de KClO}_3 \rightarrow 96 \text{ gramos de O}_2$$

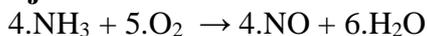
$$x \rightarrow 142'72 \text{ gramos de O}_2 \quad x = 364'5 \text{ g de KClO}_3$$

Por último determinamos la riqueza de la muestra:

	<b>FÍSICA Y QUÍMICA 1º Bachillerato</b> Ejercicios: Estequiometría (II)	6(7)
	IES CASTRO ALOBRE VILAGARCÍA DE AROUSA	

500 gramos de la muestra  $\rightarrow$  100 %  
 364'5 g (KClO<sub>3</sub>)  $\rightarrow$  x  $\quad x = 72'9$  % (riqueza de la muestra)

### Ejercicio nº 13



68 g + 160 g  $\rightarrow$  120 g + 108 g

a) 68 gramos de amoníaco  $\rightarrow$  160 gramos de oxígeno

x  $\rightarrow$  200 gramos de oxígeno  $x = 85$  gramos de amoníaco

El reactivo limitante es el oxígeno (se gastan los 200 gramos) y sobran  $200 - 85 = 115$  gramos de amoníaco.

b) 160 gramos de oxígeno  $\rightarrow$  120 gramos de NO

200 gramos de oxígeno  $\rightarrow$  x  $\quad x = 150$  gramos de NO

Supuesto un rendimiento del 70 %  $\odot 150 \cdot 0'70 = 105$  g de NO

### Ejercicio nº 14



46 g + 96 g  $\rightarrow$  88 g + 54 g

46 g de etanol  $\rightarrow$  96 gramos de oxígeno

4000 g de etanol  $\rightarrow$  x  $\quad x = 8347'83$  g de O<sub>2</sub> = 260'87 moles de O<sub>2</sub>

Determinamos el volumen de oxígeno necesario:

1 mol de oxígeno en C.N.  $\rightarrow$  22'4 litros

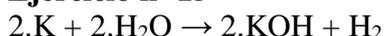
260'87 moles de oxígeno  $\rightarrow$  x  $\quad x = 5843'49$  litros de oxígeno

Por último determinamos el volumen de aire:

100 litros de aire  $\rightarrow$  20 litros de oxígeno

X  $\rightarrow$  5843'49 l de oxígeno  $\quad x = 29217'4$  litros de aire

### Ejercicio nº 15



78'2 g + 36 g  $\rightarrow$  112'2 g + 2 g

Primero determinamos los gramos de hidrógeno:

1 mol de hidrógeno en C.N.  $\rightarrow$  22'4 litros

X  $\rightarrow$  100 litros  $\quad x = 4'46$  moles = 8'92 g de H<sub>2</sub>

Ahora determinamos los gramos de potasio necesarios para obtener dicho hidrógeno:

78'2 g de potasio  $\rightarrow$  2 gramos de hidrógeno

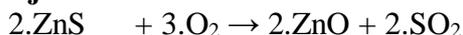
X  $\rightarrow$  8'92 gramos de hidrógeno  $\quad x = 348'8$  g de potasio

Por último determinamos la riqueza de la muestra:

400 gramos de la muestra  $\rightarrow$  100 %

348'8 g (potasio)  $\rightarrow$  x  $\quad x = 87'2$  % (riqueza de la muestra)

### Ejercicio nº 16



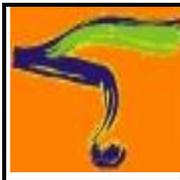
194'74 g + 96 g  $\rightarrow$  162'74 g + 128 g

Primero determinamos la cantidad de óxido de cinc y de dióxido de azufre que hay en 1000 gramos de productos:

162'74 g de ZnO + 128 g de SO<sub>2</sub> = 290'74 g de productos.

290'74 g de productos  $\rightarrow$  162'74 g de ZnO

1000 g de productos  $\rightarrow$  x  $\quad x = 559'74$  g de ZnO



**FÍSICA Y QUÍMICA 1º Bachillerato**  
**Ejercicios: Estequiometría (II)**

**IES CASTRO ALOBRE**  
**VILAGARCÍA DE AROUSA**

7(7)

$$1000 - 559,74 = 440,26 \text{ g de SO}_2$$

Ahora determinamos la cantidad de sulfuro de cinc necesaria para producir dichos productos:

$$194,74 \text{ g de ZnS} \rightarrow 128 \text{ g de SO}_2$$

$$X \quad \rightarrow 440,26 \text{ g de SO}_2$$

$$x = 669,8 \text{ gramos de ZnS}$$

Por último determinamos los gramos de blenda:

$$100 \text{ gramos de blenda} \rightarrow 60 \text{ gramos de ZnS}$$

$$X \quad \rightarrow 669,8 \text{ g de ZnS}$$

$$x = 1116,3 \text{ gramos de blenda}$$