	FÍSICA Y QUÍMICA 1º Bachillerato Ejercicios: Estequiometría (II)	1(7)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	

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:

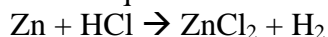
- Los gramos de óxido de calcio producidos.
- El volumen que ocupa el CO_2 desprendido medido a 1'5 atm y a 18 °C.

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.

	FÍSICA Y QUÍMICA 1º Bachillerato Ejercicios: Estequiometría (II)	2(7)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	

Ejercicio nº 9

El hidruro de calcio (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 CaCO_3 se trata con un exceso de HCl y se originan CaCl_2 , CO_2 y H_2O . Calcula la cantidad de caliza necesaria para obtener 100 l de 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 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 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.

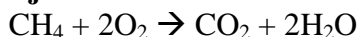
Ejercicio nº 16

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?

	FÍSICA Y QUÍMICA 1º Bachillerato Ejercicios: Estequiometría (II)	3(7)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	

RESPUESTAS

Ejercicio nº 1



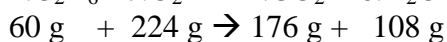
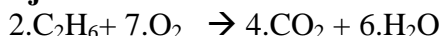
a) 2 kg de metano = 2000 gramos



b) 16 gramos de CH₄ → 44 g de CO₂



Ejercicio nº 2



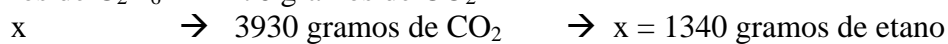
Calculamos los gramos de CO₂.

1 mol de un gas en C.N. → 22,4 litros

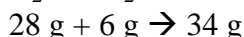
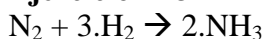


$n = m/M$; $89,3 = m/44 \rightarrow m = 3930$ gramos de CO₂

Calculamos los gramos de etano:



Ejercicio nº 3



a) 28 g de N₂ → 6 g de H₂



El reactivo limitante es el nitrógeno (reaccionan los 100 gramos de N₂ con 21,43 gramos de H₂) y sobran $100 - 21,43 = 78,57$ gramos de hidrógeno gaseoso.

b) 28 g de N₂ → 34 g de NH₃

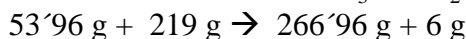
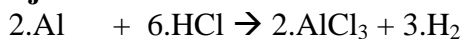


$n = m/M = 121,4/34 = 3,57$ moles de NH₃

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

$PV = n.R.T$; $0,947.V = 3,57 \cdot 0,082 \cdot 295 \rightarrow V = 182,3$ litros de NH₃

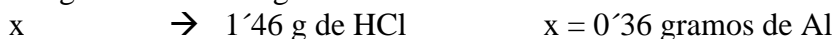
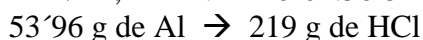
Ejercicio nº 4



a) Calculamos primero los gramos de ácido clorhídrico:

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


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



b) 219 gramos de HCl → 6 gramos de H₂



0,04 g de H₂ = 0,02 moles de H₂

	FÍSICA Y QUÍMICA 1º Bachillerato Ejercicios: Estequiometría (II)	4(7)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	

1 mol de un gas en C.N. \rightarrow 22,4 litros
 0,02 moles \rightarrow x \rightarrow x = 0,46 litros de H₂

Ejercicio nº 5



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

a) 8 kg al 60 % contienen: $8,0 \cdot 60 = 4,8 \text{ kg} = 4800 \text{ gramos}$ 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 CaCO₃ necesarios para obtener 4 kg de CaO:

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

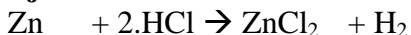
$$x \rightarrow 4000 \text{ g de CaO} \quad x = 7137,2 \text{ g de CaCO}_3$$

Ahora determinamos la riqueza de la muestra. De los 10 kg de la muestra 7137,2 g son CaCO₃ y el resto son las impurezas.

$$10000 \text{ g de la muestra de CaCO}_3 \rightarrow 100 \%$$

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

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:

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

Determinamos los gramos de Zn que reaccionan con el HCl:

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

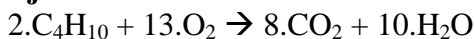
$$x \rightarrow 26,28 \text{ gramos de HCl} \rightarrow x = 23,54 \text{ g de Zn}$$

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:

$$P = 730 \text{ mm de Hg} = 730/760 = 0,96 \text{ atm} ; T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T : 0,96 \cdot V = 146,5 \cdot 0,082 \cdot 293 \rightarrow V = 3665,7 \text{ l de CO}_2$$



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

5(7)

Autor: Manuel Díaz Escalera (<http://www.fgdiazescalera.com>)
Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)

Ejercicio nº 9



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

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 CaH_2

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

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

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 CO_2

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

Ahora calculamos los gramos de carbonato de calcio que se necesitan para obtener dicho CO_2 :

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

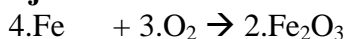
$$x \rightarrow 5'28 \text{ g de CO}_2 \quad x = 12'01 \text{ g de CaCO}_3$$

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

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

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

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 g de hierro:

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

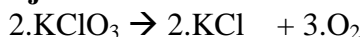
$$150 \text{ g de Fe} \rightarrow x \quad x = 214'46 \text{ g de óxido férrico}$$

En la práctica se obtienen 80 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 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:

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

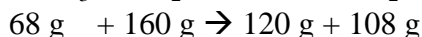
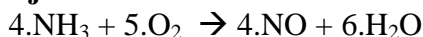
$$x \rightarrow 142'72 \text{ gramos de O}_2 \quad x = 364'5 \text{ g de KClO}_3$$

Por último determinamos la riqueza de la muestra:

	FÍSICA Y QUÍMICA 1º Bachillerato Ejercicios: Estequiometría (II)	6(7)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	

500 gramos de la muestra \rightarrow 100 %
 364'5 g (KClO₃) \rightarrow x \quad x = 72'9 % (riqueza de la muestra)

Ejercicio nº 13



a) 68 gramos de amoníaco \rightarrow 160 gramos de oxígeno
 \quad x \quad \rightarrow 200 gramos de oxígeno \quad x = 85 gramos de amoníaco

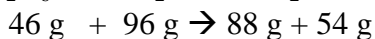
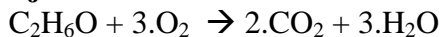
El reactivo limitante es el oxígeno (se gastan los 200 gramos) y sobran 200 – 85 = 115 gramos de amoníaco.

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 % \rightarrow 150.0'70 = 105 g de NO

Ejercicio nº 14



46 g de etanol \rightarrow 96 gramos de oxígeno

4000 g de etanol \rightarrow x \quad x = 8347'83 g de O₂ = 260'87 moles de O₂

Determinamos el volumen de oxígeno necesario:

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

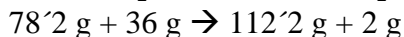
260'87 moles de oxígeno \rightarrow x \quad x = 5843'49 litros de oxígeno

Por último determinamos el volumen de aire:

100 litros de aire \rightarrow 20 litros de oxígeno

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

Ejercicio nº 15



Primero determinamos los gramos de hidrógeno:

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

X \quad \rightarrow 100 litros \quad x = 4'46 moles = 8'92 g de H₂

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

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

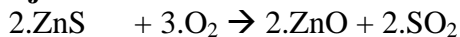
X \quad \rightarrow 8'92 gramos de hidrógeno \quad x = 348'8 g de potasio

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




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 SO₂ = 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)	7(7)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	

$1000 - 559,74 = 440,26$ g de SO_2

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

$194,74$ g de $\text{ZnS} \rightarrow 128$ g de SO_2

X $\rightarrow 440,26$ g de SO_2

x = $669,8$ gramos de ZnS

Por último determinamos los gramos de blenda:

100 gramos de blenda $\rightarrow 60$ gramos de ZnS

X $\rightarrow 669,8$ g de ZnS

x = $1116,3$ gramos de blenda