EJERCICIOS RESUELTOS DE REACCIONES QUÍMICAS PARA 1º BACHILLERATO. CON APLICACIÓN DE GASES, DISOLUCIONES, PUREZA DE REACTIVOS, RENDIMIENTO Y REACTIVOS EN EXCESO Y DEFECTO.

(NO ESTÁN POR ORDEN DE DIFICULTAD)

SOLUCIONES COMENTADAS AL FINAL DEL TOTAL DE LOS ENUNCIADOS

1) Completa y ajusta:

1) Ni + ... → $Ni_3(PO_4)_2$ + ...
2) Fe_2O_3 + H_2S → ……. + ...
3) ..... + ... → $Ca(NO_3)_2 + H_2O$
4) …….. + 11/2 O_2 → $4CO_2 + 4\ H_2O$
5) ……. + ... → $Al_2(SO_4)_3 + H_2$
6) Fe_2O_3 + HCl →
7) ..... + ... → $Ni(NO_3)_2 + 2H_2O$
8) ..... + 11/2 O_2 → 4 CO_2 + 4 H_2O + NO_2
9) $C_6H_{11}O + O_2$ → ……..
10) $Mg(OH)_2$ + …….. → $MgCl_2$ + ……..
11) Al + ... → $Al_2(SO_4)_3$ + ...
12) Fe_2O_3 + HCl → …… + ……..
13) …….. + …….. → $Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$
14) ..... +15/2 O_2 → $5CO_2$ + $4H_2O$ + $2NO_2$
15) $Mg(OH)_2$ + …….. → MgS + ……..

2) En la reacción 2HCl + Ca → $CaCl_2 + H_2$ Calcular:
a) Gramos de HCl que se necesitan para reaccionar completamente con 20 g de calcio de pureza 90% (resto materia inerte)
b) Gramos de HCl que se necesitan para obtener 2L de H_2 medidos a 27 ºC y 715 mmHg
c) Si se hacen reaccionar 5,5 g de HCl con 3,3 g de Ca, ¿Cuántos gramos y de quién sobran?
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u Ca = 40u H = 1u

3) Una muestra de 15 g que contiene un 95 % en masa de cloruro de calcio reacciona con 100 mL de una disolución 2 M de ácido sulfúrico según la reacción $CaCl_2 + H_2SO_4$ → $CaSO_4$ + 2 HCl ¿Qué cantidad de sal se forma?
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u Ca = 40u H = 1u S = 32u O = 16u

4) Para la reacción $2H_2SO_4$ + Cu → $CuSO_4$ + SO_2 + 2 H_2O Calcular:
a) Volumen de una disolución 0,2 M de ácido sulfúrico que debe reaccionar con cobre en exceso para obtener 0,25 litros de SO_2 medido en C.N.?
b)¿Gramos de cobre de pureza 90% necesarios para reaccionar con 300 cc de ácido sulfúrico 0,5 M?
Datos de masas atómicas: Cu =63,5u S = 32u H = 1u O = 16u

5) Teniendo en cuenta la reacción $CaCl_2 + 2AgNO_3$→ 2 AgCl + Ca $(NO_3)_2$ averigua los gramos de cloruro cálcico necesarios para obtener 14,4 g de cloruro de plata, si el rendimiento del proceso es del 75 %.
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u Ca = 40u Ag = 108u O = 16u N = 14u

6) Se hacen reaccionar 100 g de Fe con 60 g de S según la reacción Fe + S → FeS. ¿Qué masa de sulfuro de hierro (II) se obtendrá?¿Qué masa y de que reactivo sobra?
Datos de masas atómicas: S = 32u Fe = 55,8u

7) En un generador portátil de hidrógeno se hacen reaccionar 33 g de hidruro de calcio con 15 g de agua, según la reacción $CaH_2 + 2H_2O$ → $Ca(OH)_2 + 2H_2$. Calcula:
a) ¿qué reactivo sobra y en qué cantidad?
b) el volumen de hidrógeno que se produce a 20°C y 745 mm de Hg;
c) el rendimiento de la reacción si el volumen real producido fue de 18.5 litros.

8) a)¿Cuántos litros de oxígeno medidos a 20 ºC y 725 mm Hg se necesitan para la combustión de 15 g de etanol (CH_3CH_2OH) de pureza 96%?. b) ¿Cuántos litros de aire del 21% en volumen de O_2 se necesita? c)¿Cuantos gramos de etanol del 96% de pureza se utilizaron si se obtuvieron 15g de H_2O en la reacción anterior con un rendimiento de 90%

9) Sea la siguiente reacción:

$$AlN + 3\ H_2O \rightarrow NH_3 + Al(OH)_3$$

Si hacemos reaccionar 50 g de AlN de pureza era de 75%, y con 45 g. de agua ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedaron sin reaccionar? ¿Qué volumen de NH_3 medido a 745 mmHg y 18ºC se obtuvieron si el rendimiento fue de 85%?

10) Sea la reacción $2\ Al + 3\ H_2SO_4 \rightarrow Al_2\ (SO_4)_3 + 3\ H_2$. Si reaccionan 25 g de Al con 55 cm^3 de una disolución de ácido sulfúrico 1,5 M calcula los gramos de sal obtenidos, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 80 %. ¿Cuántos gramos y de que reactivo sobran?
Datos de masas atómicas: Al = 27u H = 1u S = 32u O = 16u

11) Cuántos gramos de aluminio necesito para obtener 10 litros de H_2 a 20ºC y 0,97 atm a partir de la reacción:
$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$ si la reacción tiene un rendimiento del 90%.
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u H = 1u Al = 27u

12) Se han tratado 25 g de cloruro de hidrógeno con 50 g de dióxido de manganeso según la reacción:
$MnO_2 + 4\ HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$ ¿Qué volumen de cloro se obtiene medido a 10ºC y 700 mm de Hg?
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u H = 1u Mn = 55u O = 16u

13) ¿Qué masa de hierro reaccionará con 300 cm^3 de una disolución de $CuSO_4$ al 45 % en masa, sabiendo que la densidad de la disolución empleada es 1,05 g/cm^3 y la reacción es $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$?
Datos de masas atómicas: S = 32u O = 16u Cu = 63,5u Fe = 56u

14) Al calentar clorato de potasio se produce oxígeno según la reacción: $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$. Calcula el rendimiento de la reacción cuando a partir de 50 g de $KClO_3$ se han obtenido 14 litros de O_2 medidos a 20 ºC y 0,92 atm.
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u K = 39u O = 16u

15) La blenda (sulfuro de cinc) es uno de los principales minerales del cinc. Mediante su tostación se produce la reacción: $2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$
Calcula el volumen del gas obtenido, medido en c.n. si se produce la tostación de 200 g de sulfuro de cinc de pureza 91% y rendimiento de la reacción 95%
Datos de masas atómicas: Zn = 65,4 S = 32u O = 16u

16) Se han tratado 50 g de cloruro de hidrógeno con 40 g de dióxido de manganeso según la reacción:
$MnO_2 + 4\ HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$ a) ¿Qué cantidad y de qué reactivo sobra? b) ¿Cuántos gramos de HCl se necesitan para obtener 10 litros de Cl_2 en c.n. si el rendimiento de la reacción es del 95%?
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u Mn = 55u H = 1u O = 16u

17) a) Cuántos gramos de aluminio necesito para reaccionar con 200 ml de disolución 2 M de HCl según la reacción: $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$.
b) ¿Cuántos gramos de Al de pureza 95 % necesito para obtener 10 litros de H_2 medidos a 1,1 atm y 27 Cº?
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u Al = 27 H = 1u

18) Para la reacción $Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2\ FeO + CO_2$ se emplea un mineral que contiene Fe_2O_3 de pureza 85%.
a) Calcula la cantidad de muestra de mineral usada si se han formado 25 g de óxido de hierro (II).
b) ¿Qué volumen de CO_2 se obtiene en ese caso medido 745 mmHg y 200 ºC?
Datos de masas atómicas: C=12u Fe = 56u O = 16u

19) Sea la reacción: $Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$
Masas atómicas: Cu=63,5u N= 14u O = 16u H = 1u

a) ¿Cuántos gramos de $Cu(NO_3)_2$ se pueden obtener con 200 ml de disolución 0,5 M de HNO_3?
b) ¿Qué volumen de NO_2 medido a 0,95 atm y 20ºC se obtiene con 15g de HNO_3?
c) ¿Cuántos litros de NO_2 en c.n. se obtienen a partir de 15g de Cu del 95% de pureza?
d) ¿Qué volumen de HNO_3 2,5M es necesario para obtener 10g de $Cu(NO_3)_2$ si el rendimiento es del 90%
e) ¿Cuántos gramos y de que reactivo sobran si hago reaccionar 8g de Cu con 30 g de HNO_3?
f) ¿Cuántos gramos de HNO_3 necesito para obtener 50 g de NO_2 si el rendimiento es del 85%?
g) Se emplearon 20 g de cobre de pureza 98% y se obtuvieron 27g de NO_2, ¿cuál fue el rendimiento de la reacción?

SOLUCIONES

1) Completa y ajusta:

1) Ni + ... → $Ni_3(PO_4)_2$ + ...
2) Fe_2O_3 + H_2S → ……. + ...
3) ..... + ... → $Ca(NO_3)_2$ + H_2O
4) …….. + 11/2 O_2 → $4CO_2$ + 4 H_2O
5) ……. + ... → $Al_2(SO_4)_3$ + H_2
6) Fe_2O_3 + HCl →
7) ..... + ... → $Ni(NO_3)_2$ + $2H_2O$
8) ..... + 11/2 O_2 → 4 CO_2 + 4 H_2O + NO_2
9) $C_6H_{11}O$ + O_2 → ……..
10) $Mg(OH)_2$ + …….. → $MgCl_2$ + ……..
11) Al + ... → $Al_2(SO_4)_3$ + ...
12) Fe_2O_3 + HCl → …… + ……..
13) …….. + …….. → $Ca_3(PO_4)_2$ + H_2O
14) ..... +15/2 O_2 → $5CO_2$ + $4H_2O$ + $2NO_2$
15) $Mg(OH)_2$ + …….. → MgS + ……..

Soluciones:

1) **3**Ni + **2**H_3PO_4 → $Ni_3(PO_4)_2$ + **3**H_2
2) Fe_2O_3 + **3**H_2S → Fe_2S_3 + **3**H_2O
3) CaO + **2**HNO_3→ $Ca(NO_3)_2$ + H_2O **(1)**
4) C_4H_8O + 11/2 O_2 → $4CO_2$ + 4 H_2O
5) **2**Al + **3**H_2SO_4 → $Al_2(SO_4)_3$ + **3**H_2
6) Fe_2O_3 + **6**HCl → **2**$FeCl_3$ + **3**H_2O
7) $Ni(OH)_2$ + **2**HNO_3→ $Ni(NO_3)_2$ + $2H_2O$ **(2)**
8) $C_4H_8O_3N$ + 11/2 O_2 → 4 CO_2 + 4 H_2O +NO_2
9) **2**$C_6H_{11}O$ + **33/2**O_2 → **12**CO_2 + **11**H_2O **(3)**
10) $Mg(OH)_2$ + **2**HCl → $MgCl_2$ + **2**H_2O
11) **2**Al + **3**H_2SO_4 → $Al_2(SO_4)_3$ + **3**H_2
12) Fe_2O_3 + **6**HCl → $FeCl_3$ + H_2O
13) **2**H_3PO_4 + **3**CaO → $Ca_3(PO_4)_2$ + **3**H_2O **(4)**
14) $C_5H_8O_3$ +15/2 O_2 → $5CO_2$ + $4H_2O$ + $2NO_2$
15) $Mg(OH)_2$ + H_2S → MgS + **2**H_2O

(1) También puede ser: $Ca(OH)_2$ + **2**HNO_3→ $Ca(NO_3)_2$ + $2H_2O$
(2) Aquí no puede ser NiO + **2**HNO_3→ $Ni(NO_3)_2$ + H_2O puesto que en la reacción dada figura $2H_2O$ y con el óxido de níquel(II) se obtiene sólo un H_2O
(3) Cuando la sustancia a quemar contiene un número impar de hidrógenos es conveniente multiplicarla por dos para obtener un número par de hidrógenos y por tanto un número entero de moléculas de agua.
(4) También puede ser: **2**H_3PO_4 + **3**$Ca(OH)_2$ → $Ca_3(PO_4)_2$ + **6**H_2O

2) En la reacción 2HCl + Ca → $CaCl_2$ + H_2 Calcular:
a) Gramos de HCl que se necesitan para reaccionar completamente con 20 g de calcio de pureza 90% (resto materia inerte)
b) Gramos de HCl que se necesitan para obtener 2L de H_2 medidos a 27 ºC y 715 mmHg
c) Si se hacen reaccionar 5,5 g de HCl con 3,3 g de Ca, ¿Cuántos gramos y de quién sobran?
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u Ca = 40u H = 1u

En primer lugar, hay que poner la reacción ajustada y su estequiometría, es decir, masas moleculares de cada reactivo y producto (Mm), moles que intervienen de cada molécula o elemento de la reacción y su equivalente en gramos, como figura a continuación. Y fundamental, comprobar que la suma de la masa de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos, si el resultado no es igual debemos repasar los cálculos para averiguar dónde está el error.

Mm	36,5	40	111	2	
	2HCl	+ Ca →	$CaCl_2$	+ H_2	
Moles	2	1	1	1	
Gramos	73	40	111	2	**suma reactivos = 113 = suma productos**

a) Veamos los g de Ca que realmente hay aplicando la pureza: 20 x 90/100 = 18 g de Ca

$$\frac{73 \text{ g HCl}}{40\text{g Ca}} = \frac{x}{18} \qquad x = \mathbf{32.85\ g\ HCl}$$

b) Para ver los g de HCl que se necesitan veamos cuantos moles representa esos 2L de H_2 medidos a 27 ºC y 715 mmHg

PV= nRT n= PV/RT = (715/760)x 2/0,082 x 300 = 0,076 moles de H_2

Y la cantidad de HCl necesaria será:

$$\frac{73 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol } H_2} = \frac{x}{0{,}076} \qquad x = \mathbf{5{,}55 \text{ g de HCl}}$$

c) Veamos:

$$\frac{73 \text{ g HCl}}{40\text{g Ca}} = \frac{x}{3{,}3}$$ x = 6,02 g HCl necesito y tengo sólo 5,5g por tanto HCl es el limitante.

Par ver lo que sobra de Ca tenemos que realizar la otra proporción

$$\frac{73 \text{ g HCl}}{40\text{g Ca}} = \frac{5{,}5}{x}$$ x = 3,01 g Ca necesito y tengo 3,3 por tanto **sobran** 3,3 - 3,01= **0,29 g Ca** .

3) Una muestra de 15 g que contiene un 95 % en masa de cloruro de calcio reacciona con 100 mL de una disolución 2 M de ácido sulfúrico según la reacción $CaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2\ HCl$ ¿Qué cantidad de sal se forma?
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u Ca = 40u H = 1u S = 32u O = 16u

Mm	111	98	136	36,5	
	$CaCl_2$ +	H_2SO_4 →	$CaSO_4$ +	2 HCl	
Moles	1	1	1	2	
Gramos	111	98	136	73	**suma reactivos = 209 = suma productos**

Veamos los g reales de $CaCl_2$ 15 (g) · 95/100 = 14,25 g de $CaCl_2$ que equivalen a 14,25 g/ 111 (g/mol) = 0,13 moles

Y los moles de H_2SO_4 son n = MV = 2 x 0,1 = 0,2 moles de H_2SO_4 y que estará por tanto en exceso (la reacción es un mol de $CaCl_2$ con un mol de H_2SO_4 , por tanto luego está en exceso al haber más moles de H_2SO_4)

Usaremos por tanto el reactivo limitante que es el $CaCl_2$.

$$\frac{1\text{mol } CaCl_2}{136\text{g } CaSO_4} = \frac{0{,}13}{x} \qquad x = \mathbf{17{,}68 \text{ g de } CaSO_4}$$

4) Para la reacción $2H_2SO_4 + Cu \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2\ H_2O$ Calcular:
a) Volumen de una disolución 0,2 M de ácido sulfúrico que debe reaccionar con cobre en exceso para obtener 0,25 litros de SO_2 medido en C.N.?
b)¿Gramos de cobre de pureza 90% necesarios para reaccionar con 300 cc de ácido sulfúrico 0,5 M?
Datos de masas atómicas: Cu =63,5u S = 32u H = 1u O = 16u

Mm	98	63,5	159,5	64	18	
	$2H_2SO_4$ +	Cu →	$CuSO_4$ +	SO_2 +	2 H_2O	
moles	2	1	1	1	2	
gramos	196	63,5	159,5	64	36	**suma reactivos = 259,5 = suma productos**

a) Tenemos que relacionar moles de SO_2 con moles de H_2SO_4. Los moles de SO_2 son los correspondientes 0,25 litros en c.n., puedo aplicar PV=nRT (para 1 atm y 0ºC) o el volumen molar de un gas→ 1mol en c.n. ocupa 22,4 l por tanto 0,25 litros corresponden a 0,25/22,4 = 0,011moles de SO_2. El siguiente paso es ver cuántos moles de H_2SO_4 reaccionan con esos moles de SO_2:

$$\frac{1\text{mol } SO_2}{2\text{moles } H_2SO_4} = \frac{0{,}011}{x} \qquad x = 0{,}022 \text{ moles de } H_2SO_4$$

Pero como lo que se pide no son los moles sino el volumen de disolución 0,2 M de H_2SO_4 tendremos que:

M = n/V → V = n/M = 0,022/0,2 = **0,11 litros** de H_2SO_4 0,2M

b) Veamos primero la cantidad de H_2SO_4 que reacciona: n=MV = 0,5x0,3 = 0,15 moles de H_2SO_4

Veamos ahora la cantidad de gramos cobre necesaria:

63,5 g Cu x
---------- = ------- x= 4,76 g de Cu
2moles H_2SO_4 0,15

Pero los 4,76 g son de Cu puro y nosotros usamos cobre impuro (pureza 90%) por tanto necesitamos más

4,76 x 100/90 = **5,29 g de Cu del 90%**

5) Teniendo en cuenta la reacción $CaCl_2 + 2AgNO_3 \rightarrow 2\ AgCl + Ca\ (NO_3)_2$ averigua los gramos de cloruro cálcico necesarios para obtener 14,4 g de cloruro de plata, si el rendimiento del proceso es del 75 %.
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u Ca = 40u Ag = 108u O = 16u N = 14u

Mm	111		143,5			
	$CaCl_2$	+ 2 $AgNO_3$	→ 2 AgCl	+ Ca	$(NO_3)_2$	
Moles	1		2			
Gramos	111		287			

287 g AgCl 14,4
---------- = -------- x= 5,6 g $CaCl_2$ (con r =100%)
111 g $CaCl_2$ x

Teniendo en cuenta el rendimiento, los gramos obtenidos son:

$$\frac{5{,}6(g)\cdot 100}{75} = 7{,}46\ \text{g}\ \ CaCl_2$$

6) Se hacen reaccionar 100 g de Fe con 60 g de S según la reacción Fe + S → FeS. ¿Qué masa de sulfuro de hierro (II) se obtendrá?¿Qué masa y de que reactivo sobra?
Datos de masas atómicas: S = 32u Fe = 55,8u

Mm	55,8	32	87,8
	Fe +	S →	FeS
Moles	1	1	1
Gramos	55,8	32	87,8

$$\frac{55{,}8\ gFe}{32\ g\ S} = \frac{100\ g\ \text{Fe}}{x} \Rightarrow x = 57{,}3\ \text{g S}$$

Sobra S = 60-57,3 = **2,7 g de S sobran**

Por tanto, para averiguar la masa de sulfuro de hierro (II) que se obtiene usamos el Fe que es el limitante

$$\frac{55{,}8\ g\ Fe}{87{,}8\ g\ FeS} = \frac{100\ g\ \text{Fe}}{x} \Rightarrow x = 157{,}3\ \text{g FeS}$$ se obtienen

7) En un generador portátil de hidrógeno se hacen reaccionar 33 g de hidruro de calcio con 15 g de agua, según la reacción $CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$. Calcula:
a) ¿qué reactivo sobra y en qué cantidad?
b) el volumen de hidrógeno que se produce a 20°C y 745 mm de Hg;
c) el rendimiento de la reacción si el volumen real producido fue de 18.5 litros.

Estequiometría de la reacción:

Masas moleculares:	42		18		74		2	
	CaH_2	+	$2H_2O$	→	$Ca(OH)_2$	+	$2H_2$	
Moles:	1		2		1		2	

Proporción de gramos que intervienen	42	36	74	4

Comprobamos 42 + 36 = 74 + 4 = 78

a) Par ver que reactivo sobra o falta debemos ver las proporciones en que reaccionan y las proporciones de las cantidades que nos dan para reaccionar.
La reacción debe ser en la proporción: 42g CaH_2/36g H_2O = 2,17 y tenemos 33g CaH_2/15 H_2O = 2,20 es decir algo superior a 2,17 por tanto sobra numerador, es decir CaH_2 o que falta H_2O (aumentar el denominador para que llegue el resultado a 2,17) pero como la pregunta es cuanto sobra (en nuestro caso CaH_2) veamos cuanto es esa cantidad:

42g CaH_2/36g H_2O = Xg CaH_2/ **15**g H_2O despejamos X =17,5 g de CaH_2 son necesarios (para 15g de H_2O) y por tanto sobran 33g – 17,5 = **15,5 g de CaH_2 sobran (y el reactivo limitante es el agua).**

Otra forma sería probar con las proporciones estequiométricas tomando uno de los datos, por ejemplo el H_2O:

42g CaH_2/36g H_2O = 33g CaH_2/ **X**g H_2O despejamos X=28,3g de H_2O necesitamos y sólo tenemos 15g por tanto nos falta, pero la pregunta es cuanto sobra del reactivo en exceso, por tanto no hemos tenido suerte al escoger como incógnita al agua. Por ello repetimos como dato el agua y la incógnita el CaH_2:

42g CaH_2/36g H_2O = Xg CaH_2/ **15**g H_2O despejamos X =17,5 g de CaH_2 son necesarios (para 15g de H_2O) y por tanto sobran 33g – 17,5 = **15,5 g de CaH_2 sobran (y el reactivo limitante es el agua).**

<u>Es muy importante fijarte en lo que haces, ya que muchas veces se confunde lo que sobra de uno con lo que falta del otro, y la pregunta puede ser cuanto sobra o cuanto falta ¡piensa y fíjate!</u>

b) Ahora el dato para trabajar es el reactivo en defecto ya que es el que finaliza la reacción al agotarse, en nuestro caso los 15 g de agua.

Primero veamos los moles de H_2 que se producen. Observando la estequiometria de la reacción tenemos que:

36g H_2O /2 moles H_2 = 15gH_2O/ x moles H_2 x = 0,83 moles de H_2

Y el volumen correspondiente aplicando PV=nRT será (745/760)V = 0,83*0,082*293 → **<u>V = 20,3 l</u>**

c) rendimiento en % r(%) = cantidad realmente obtenida*100/cantidad teórica o calculada

r = (18,5/20.3)*100 = **91%**

8) a)¿Cuántos litros de oxígeno medidos a 20 ºC y 725 mm Hg se necesitan para la combustión de 15 g de etanol (CH_3CH_2OH) de pureza 96%?. b) ¿Cuántos litros de aire del 21% en volumen de O_2 se necesita? c)¿Cuantos gramos de etanol del 96% de pureza se utilizaron si se obtuvieron 15g de H_2O en la reacción anterior con un rendimiento de 90%

a) Veamos primero la estequiometria de la reacción:

Masas moleculares:	46		32		44		18		
	CH_3CH_2OH	+	$3O_2$ =		$2CO_2$	+	$3H_2O$		
Moles	1		3		2		3		
<u>Proporción de gramos que intervienen</u>	46		96		88		54		
Comprobamos	46	+	96	=	88	+	54		

Como los 15 g son de etanol no puro, tenemos que en realidad hay 15 * (96/100) = 14,4 g etanol puro.
La cantidad de O_2 necesaria será (podemos calcular gramos o moles, pero será mejor moles para calcular el volumen que nos piden):

46g etanol/3 moles O_2 =14,4g etanol/X moles O_2 x = 0,94 moles O_2

Y el volumen a 20 ºC y 725 mm Hg será: (725/760)V = 0,94 * 0,082* 293 → **V = 23,7 litros**

b) La cantidad de aire necesaria será (teniendo en cuenta que el aire contiene un 21% de O_2 en volumen o moles): 23,7 * (100/21) = **112,9 litros**

Observar que la proporción de la pureza en oxígeno del aire está puesta a la inversa, ya que es una proporción inversa (a <u>menor</u> pureza <u>más</u> necesito).

c) Según la estequiometria para obtener 15 g de H_2O se necesita:

54 g H_2O/46 g etanol = 15 g H_2O/ X g etanol → X = 12,8 g de etanol, pero esto es si el rendimiento fuera del 100%, pero como el rendimiento de la reacción es malo necesitaré más:

12,8 * (100/90) = 14,2 g de etanol puro necesito, en el caso de que usara etanol puro, sin embargo como sólo dispongo de etanol impuro, necesitaré más cantidad del etanol impuro:

14,2 * (100/96) = **14,8 g de etanol del 96% de pureza**

9) Sea la siguiente reacción:

$$AlN + 3\ H_2O \rightarrow NH_3 + Al(OH)_3$$

Si hacemos reaccionar 50 g de AlN de pureza era de 75%, y con 45 g. de agua ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedaron sin reaccionar? ¿Qué volumen de NH_3 medido a 745 mmHg y 18ºC se obtuvieron si el rendimiento fue de 85%?

Masa molecular	**41**		**18**		**17**		**78**
	AlN	+	**3 H_2O**	=	**NH_3**	+	**$Al(OH)_3$**
moles	1		3		1		1
gramos	41		54		17		78

Veamos primero cuantos gramos de AlN tenemos en realidad: 50 x 75/100 = 37,5 g de AlN tenemos.

Veamos ahora con cuántos gramos de agua reaccionarían:

41 g AlN 37,5 g AlN
--------- = ---------- → X = 54 x 37,5/ 41 = 49,4 g de H_2O se necesitan pero sólo tenemos 45 g, es decir el
54 g H_2O X g AlN H_2O está en defecto (no hay cantidad suficiente) Sobra AlN. Por lo tanto debemos recalcular la cantidad de AlN que sobran al reaccionar con los 45 g de H_2O que tenemos:

41 g AlN X g AlN
--------- = ---------- → X = 41 x 45/54 = 34,2 g de AlN reaccionan y como tenemos 37,5 significa que sobran
54 g H_2O 45 g AlN 37,5– 34,2 = **3,3 g de AlN sobran**

Veamos ahora la cantidad de NH_3 producida. ¡Pero tenemos que utilizar el reactivo limitante!, es decir el H_2O

54 g H_2O 17 g NH_3
---------- = ---------- → X = 45 x 17/54 = 14,2 g de NH_3 si el proceso fuera 100% efectivo, pero como su
45 g H_2O X g NH_3 rendimiento es del 85% se obtendrá menor cantidad:

14,2 x 85/100 = <u>12,1 g de NH_3</u>

Y al ser un gas aplicamos PV = nRT → (745/760) V = (12,1/17) x 0,082 x 291 → **V = 17,3 litros de NH_3**

10) Sea la reacción $2\ Al + 3\ H_2SO_4 \rightarrow Al_2\ (SO_4)_3 + 3\ H_2$. Si reaccionan 25 g de Al con 55 cm^3 de una disolución de ácido sulfúrico 1,5 M calcula los gramos de sal obtenidos, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 80 %. ¿Cuántos gramos y de que reactivo sobran?
Datos de masas atómicas: Al = 27u H = 1u S = 32u O = 16u

Mm	27	98	342	2	
	$2\ Al + 3\ H_2SO_4 \rightarrow$		$Al_2\ (SO_4)_3$	$+\ 3\ H_2$	
Moles	2	3	1	3	
Gramos	54	294	342	6	**suma reactivos = 348= suma productos**

Primero hemos de averiguar quién es el reactivo limitante para saber los gramos de sal obtenidos

Hagámoslo por moles: moles de aluminio: n = m/Mm = 25/27 = 0,92 moles Al
moles de ácido sulfúrico, teniendo en cuenta los datos de la disolución:
M = n/V → n= MV = 1,5 · 0,055 = 0,082 moles H_2SO_4

Veamos quién es el reactivo limitante: Considerando la estequiometría de la reacción:

$$\frac{2\ (mol\ \ Al)}{3\ (mol\ \ H_2SO_4)} = \frac{0{,}92\ \ mol\ \ Al}{x} \Rightarrow x = 1{,}38 \text{ mol } H_2SO_4$$

y sólo hay 0,082 moles, por tanto es el limitante

Y de acuerdo con la estequimetría obtendremos:

$$\frac{3\ mol\ \ H_2SO_4}{1\ mol\ \ Al_2(SO_4)_3} = \frac{0{,}082\ \ mol}{x} \Rightarrow x = 0{,}027\ \text{mol} = 0{,}027(\text{mol})\ \cdot 342\ (\text{g/mol})\ = 9{,}23\ \text{g}\ Al_2(SO_4)_3$$

Pero teniendo en cuenta el rendimiento del proceso: 9,23 (g)· 80/100 = **7,4 g de Al_2 $(SO_4)_3$ gramos se obtienen**

Para ver los gramos de reactivo sobrante ya sabemos que es el Al el que está en exceso. Veamos cuanto:

3 moles H_2SO_4 0,082
---------- = --------- x = 0,055 moles Al reaccionan y como habían 0,92 → 0,92 – 0,055 = **0,865 moles Al sobran**
2 moles Al x

11) Cuántos gramos de aluminio necesito para obtener 10 litros de H_2 a 20ºC y 0,97 atm a partir de la reacción:
2Al + 6HCl → $2AlCl_3$ + $3H_2$ si la reacción tiene un rendimiento del 90%.
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u H = 1u Al = 27u

Mm	27	36,5	133.5	2
	2Al +	6HCl →	$2AlCl_3$ +	$3H_2$
Moles	2	6	2	3
Gramos	54	219	267	6

suma reactivos = 273 = suma productos

Veamos primero cuantos moles de H_2 son los 10 litros a 20ºC y 0,97 atm
PV = nRT → n = PV/RT = 0,97x10/0,082x293 = 0,404 moles de H_2. Veamos ahora los g de Al necesarios:

3 moles H_2 0,404
---------- = --------- x = 7,27 gAl necesito si el rendimiento es 100%, pero como el rendimiento es menor (90%)
54 g Al x

necesitaré más cantidad de Al: 7,27 x100/90 = **8,08 g de Al necesito**

12) Se han tratado 25 g de cloruro de hidrógeno con 50 g de dióxido de manganeso según la reacción:
MnO_2 + 4 HCl → $MnCl_2$ + Cl_2 + 2 H_2O ¿Qué volumen de cloro se obtiene medido a 10ºC y 700 mm de Hg?
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u H = 1u Mn = 55u O = 16u

Mm	87	36,5	126	71	18
	MnO_2 +	4 HCl →	$MnCl_2$ +	Cl_2 +	2 H_2O
Moles	1	4	1	1	2
Gramos	87	146 →	126	71	36

suma reactivos = 233 = suma productos

Veamos quien es el reactivo en exceso

$$\frac{87\ g\ MnO_2}{146\ g\ HCl} = \frac{50\ g\ MnO_2}{x} \Rightarrow x = 84\ \text{g HCl}$$

como sólo tengo 25g de HCl significa que es el reactivo en defecto

Y por tanto el Cl_2 obtenido será

$$\frac{146\ g\ HCl}{71\ g\ Cl_2} = \frac{25\ g}{x} \Rightarrow x = 12{,}15\ \text{g}\ Cl_2$$

que expresado en moles es 12,15 g Cl_2/71 mol/g = 0,17moles, y por tanto el volumen es:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0{,}17(mol)\ \cdot 0{,}082\ (atm\ L/K\ mol) \cdot 283\ (K)}{0{,}92\ atm} = 4{,}3\ \text{L}$$

13) ¿Qué masa de hierro reaccionará con 300 cm^3 de una disolución de $CuSO_4$ al 45 % en masa, sabiendo que la densidad de la disolución empleada es 1,05 g/cm^3 y la reacción es $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$?
Datos de masas atómicas: S = 32u O = 16u Cu = 63,5u Fe = 56u

Mm	56	159,5		
	Fe +	$CuSO_4$ →	$FeSO_4$ +	Cu
Moles	1	1		
Gramos	56	159,5		

Teniendo en cuenta los datos de la disolución: m= d · V = 1,05 (g/cm^3) · 300 (cm^3) = 315 g disolución.

Por tanto, la cantidad de $CuSO_4$ será 315 x (45/100) = 141,8 $CuSO_4$

Y teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, la masa de hierro es:

$$\frac{56 \text{ g Fe}}{159{,}5 \text{ g } CuSO_4} = \frac{x \text{ g Fe}}{141{,}8 \text{ g } CuSO_4} \rightarrow x = \mathbf{49{,}8g\ Fe}$$

14) Al calentar clorato de potasio se produce oxígeno según la reacción: $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$. Calcula el rendimiento de la reacción cuando a partir de 50 g de $KClO_3$ se han obtenido 14 litros de O_2 medidos a 20 ºC y 0,92 atm.
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u K = 39u O = 16u

Mm	122,5	74,5	32
	$2KClO_3$ →	$2KCl$ +	$3O_2$
Moles	2	2	3
Gramos	245	149	96

Veamos primero los moles de O_2 obtenidos aplicando PV = nRT → n = PV/RT = 0,92x14/(0,082x293) = 0,54 moles de O_2
Veamos ahora cuántos moles se tenían que haber obtenido:

$$\frac{3 \text{ moles } O_2}{245 \text{ g } KClO_3} = \frac{x}{50}$$

x = 0,61 moles de O_2 se tenían que haber obtenido, por tanto el rendimiento fue:

$$r\ \% = \frac{\text{Masa real de producto obtenido}}{\text{Masa teórica (calculada)de producto}} \times 100 = \frac{0{,}54}{0{,}61} \times 100 = \mathbf{88{,}5\%}$$

15) La blenda (sulfuro de cinc) es uno de los principales minerales del cinc. Mediante su tostación se produce la reacción: $2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$
Calcula el volumen del gas obtenido, medido en c.n. si se produce la tostación de 200 g de sulfuro de cinc de pureza 91% y rendimiento de la reacción 95%
Datos de masas atómicas: Zn = 65,4 S = 32u O = 16u

Mm	97,4	32	81,4	64	
	$2ZnS$ +	$3O_2$ →	$2ZnO$ +	$2SO_2$	
Moles	2	3	2	2	
Gramos	194,8	96	162,8	128	**suma reactivos = 290,8 = suma productos**

Primero veamos los gramos de ZnS puros que tenemos aplicando su pureza: 200 x 91/100 = 182 g de ZnS puros.

Aplicamos la estequiometria para ver el SO_2 producido:

$$\frac{2 \text{ moles } SO_2}{194{,}8\text{g ZnS}} = \frac{x}{182}$$

x = 1,87 moles de SO_2 se obtienen si r= 100%. Pero al ser r menor obtendremos:

1,87 x 95/100 = 1,78 moles de SO_2. Y como cada mol en c.n. ocupa un volumen de 22,4 l tendremos 1,78x22,4= **39,9 *l***

16) Se han tratado 50 g de cloruro de hidrógeno con 40 g de dióxido de manganeso según la reacción: $MnO_2 + 4\ HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$ a) ¿Qué cantidad y de qué reactivo sobra? b) ¿Cuántos gramos de HCl se necesitan para obtener 10 litros de Cl_2 en c.n. si el rendimiento de la reacción es del 95%?
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u Mn = 55u H = 1u O = 16u

Mm	87	36,5	126	71	18
	MnO_2 +	4 HCl →	$MnCl_2$ +	Cl_2 +	2 H_2O
Moles	1	4	1	1	2
Gramos	87	146 →	126	71	36

suma reactivos = 233 = suma productos

a) Probemos con el HCl como incógnita:

$$\frac{87\text{ g } MnO_2}{146\text{g HCl}} = \frac{40\text{ g } MnO_2}{X\text{ g HCl}}$$

x = 67,1 g MnO_2 necesito y como solo tengo 40g significa que es el limitante.

Veamos entonces con el MnO_2 como incógnita:

$$\frac{87\text{ g } MnO_2}{146\text{g HCl}} = \frac{x}{50\text{g HCl}}$$

x = 29,8 g MnO_2 necesito y como tenemos 40 → sobran 40 – 29,8 = **10,2g MnO_2 sobran**

b) 10 litros de Cl_2 en c.n. serán: 1mol/22,4 l = x/10 l x=0,45 moles de SO_2

$$\frac{1\text{ mol } Cl_2}{146\text{g HCl}} = \frac{0,45}{x\text{ g HCl}}$$

x = 65,7 g de HCl se necesita si r = 100%, pero como el rendimiento es solo del 95% se necesitará más cantidad: 65,7·100/95 = **69,2 g de HCl se necesitan**

17) a) Cuántos gramos de aluminio necesito para reaccionar con 200 ml de disolución 2 M de HCl según la reacción: $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$.
b) ¿Cuántos gramos de Al de pureza 95 % necesito para obtener 10 litros de H_2 medidos a 1,1 atm y 27 Cº?
Datos de masas atómicas: Cl =35,5u Al = 27 H = 1u

Mm	27	36,5	133.5	2
	2Al +	6HCl →	$2AlCl_3$ +	$3H_2$
Moles	2	6	2	3
Gramos	54	219	267	6

a) Veamos primero cuantos moles de HCl son los 200 ml de HCl 2M:

M= n/V → n = MxV → n = 2x0,2 = 0,4 moles de HCL

$$\frac{6\text{ moles HCl}}{54\text{ g Al}} = \frac{0,4}{x}$$

x = **3,6 g de Al necesito**

b) Veamos cuantos moles son 10 litros de H_2 a 1,1 atm y 27ºC:

PV = nRT → n = PV/RT = 1,1x10/(0,082x300) = 0,45 moles de H_2

$$\frac{3\text{moles } H_2}{54\text{ g Al}} = \frac{0,45}{x}$$

x = 8,1 g Al puro necesito, pero como es impuro necesitaré más → 8,1x100/95 = **8,5 g Al necesito de pureza 95%**

18) Para la reacción $Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2\ FeO + CO_2$ se emplea un mineral que contiene Fe_2O_3 de pureza 85%.
a) Calcula la cantidad de muestra de mineral usada si se han formado 25 g de óxido de hierro (II).
b) ¿Qué volumen de CO_2 se obtiene en ese caso medido 745 mmHg y 200 ºC?
Datos de masas atómicas: C=12u Fe = 56u O = 16u

Mm	160	28	72	44
	Fe_2O_3 +	CO →	2 FeO +	CO_2
Moles	1	1	2	1
Gramos	160	28	144	44

a) Veamos los gramos de Fe_2O_3 necesarios para obtener los 25g fe FeO:

160g Fe_2O_3 x
---------- = --------- x = 27,8 g Fe_2O_3 puro necesito.
144 g FeO 25

Pero como es impuro necesitaré más → 27,8x100/85 = **32,7 g del mineral necesito**

b) Veamos el CO_2 obtenido (en moles) al obtenerse esos 25 g de FeO

1 mol CO_2 x
---------- = --------- x = 0,174 moles de CO_2 se obtienen.
144 g FeO 25

Como el CO_2 es un gas aplicamos PV = nRT para ver su volumen: (745/760) V = 0,174x0,082x473 → V = **6,9 litros**

19) Sea la reacción: **$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$**
Masas atómicas: Cu=63,5u N= 14u O = 16u H = 1u

a) ¿Cuántos gramos de $Cu(NO_3)_2$ se pueden obtener con 200 ml de disolución 0,5 M de HNO_3?
b) ¿Qué volumen de NO_2 medido a 0,95 atm y 20ºC se obtiene con 15g de HNO_3?
c) ¿Cuántos litros de NO_2 en c.n. se obtienen a partir de 15g de Cu del 95% de pureza?
d) ¿Qué volumen de HNO_3 2,5M es necesario para obtener 10g de $Cu(NO_3)_2$ si el rendimiento es del 90%
e) ¿Cuántos gramos y de que reactivo sobran si hago reaccionar 8g de Cu con 30 g de HNO_3?
f) ¿Cuántos gramos de HNO_3 necesito para obtener 50 g de NO_2 si el rendimiento es del 85%?
g) Se emplearon 20 g de cobre de pureza 98% y se obtuvieron 27g de NO_2, ¿cuál fue el rendimiento de la reacción?

Mm	63,5	63	187,5	46	18	
	Cu +	**$4HNO_3$ →**	**$Cu(NO_3)_2$ +**	**$2NO_2$ +**	**$2H_2O$**	
Moles	1	4	1	2	2	
gramos	63,5	252	187,5	92	36	*63,5 + 252 = 187,5 + 92 + 36*

a) Veamos los gramos de HNO_3 que hay en 200 ml de disolución 0,5 M

M = (g/Mm)/l → 0,5 = (g/63)/0,2 → g = 6,3 g de HNO_3

Aplicamos la proporción estequiométrica: $252_{g\ HNO_3}/187{,}5_{g\ Cu(NO_3)_2}$ = 6,3/x → x = **4,7 g de $Cu(NO_3)_2$**

b) Veamos los moles de NO_2 que se obtienen:

252g HNO_3/2 moles NO_2 = 15g/x $_{moles}$ → x = 0,12 moles de NO_2 se obtienen.

Aplicamos ahora PV = nRT → 0,95·V = 0,12·0,082·293 → V = **3,03 litros**

c) 15 g de pureza 95% ➔ 15·(95/100) = 14,25 g de Cu puros

Aplicamos la proporción estequiométrica: $63{,}5_{g\ Cu}/2_{\ moles\ NO_2}$ = 14,25 g/x moles → x = 0,45 moles de NO_2

En lugar de aplicar PV = nRT ahora podemos usar 1mol en c.n. ocupa 22,4 litros, por tanto → 0,45·22,4 = **10,1 litro**

d) Veamos en primer lugar los moles de HNO_3 que necesitamos para obtener 10 g de $Cu(NO_3)_2$ para una vez obtenidos ver el volumen de disolución 2,5 molar que los contiene.

4 moles HNO_3/187,5g $Cu(NO_3)_2$ = x moles/10 g → x = 0,213 moles de HNO_3

se necesitan 0,213 moles SI EL RENDIMIENTO FUERA DEL 100%, PERO EL RENDIMIENTO ES INFERIOR (90%), POR TANTO, NECESITAREMOS MÁS CANTIDAD:

0,123·**100/90** = 0,137 moles

Por tanto, el volumen de HNO_3 2,5 M necesario será: M = n/l → 2,5 = 0,137/l → l = **0,055 litros → 55 ml**

e) Veamos los g de HNO_3 que son necesarios para reaccionar con los 8 g de Cu:

63,5/252 = 8/x → x = 31,5 g de HNO_3 se necesitan, pero solo hay 30g por tanto el HNO_3 es reactivo limitante.

Por tanto, calculemos los g de Cu que reaccionan con 30 g de HNO_3:

63,5/252 = x/30 → x = 7,56 g de Cu se necesitan y como hay 8 g sobran 8 - 7,56 = **0,44 de Cu sobran**

Si por azar hubiéramos empezado por este cálculo no hubiéramos ahorrado el primer cálculo.

Existe la opción de calcular previamente quien está en menor proporción (reactivo limitante) comparando las cantidades presentes con las cantidades que intervienen en la estequiometría:

En nuestro caso Cu = 8/63,5 = 0,126 HNO_3 = 30/252 = 0,119 que es menor que 0,126 y por tanto es el reactivo limitante y debemos emplear los 30 g de HNO_3.
Digamos que esta forma es más técnica o científica pero no nos ahorra cálculos y si no se tiene claro puede dar lugar a errores.

f) Veamos los gramos de HNO_3 que necesitamos en condiciones normales (rendimiento 100%):

252g HNO_3/92g NO_2 = x/50 → x = 137 g de HNO_3 necesito si el rendimiento es del 100%, pero al ser un rendimiento menor (85%) necesitaré más cantidad de HNO_3

137·**100/85** = **161,2 g de HNO_3 son necesarios**

g) Veamos la cantidad real de Cu empleada: 20·**98/100** = 19,6 g de Cu puro.

Veamos ahora la cantidad de NO_2 que se debería obtener:

63,5 g Cu/92g NO_2 = 19,6/x → x = 28,4 g de NO_2 se obtiene si el rendimiento es del 100%

Pero como solo se obtuvo 27g, el rendimiento habrá sido: $r\,(\%) = \dfrac{\text{Masa real obtenida}}{\text{Masa teórica calculada}} \cdot 100 = \dfrac{27}{28{,}4} \cdot 100 =$ **95,1%**