



DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA

Tema 1

1. Calcula los moles de latidos que ha efectuado el corazón de una persona que haya vivido 80 años, suponiendo que su corazón late a razón de 30 veces por minuto. $2,10 \cdot 10^{-15}$
2. La distancia entre la Tierra y el Sol es de $1,50 \times 10^8$ km. Calcula los moles de mm que existen entre el Sol y la Tierra $2,49 \cdot 10^{-8}$
3. Supón que tienes un vaso con 100 gramos de agua destilada y que logras que todas las moléculas de agua existentes en él formen en fila ante tí, tras lo cual colocas a cada molécula en una de sus patitas una anilla rosa, dejándola marcada. A continuación, las sueltas en una playa y esperas el tiempo suficiente como para que se hayan repartido uniformemente por el agua de todos los océanos y mares del planeta. Seguidamente metes tu vaso en el agua de la playa y vuelves a sacar 100 gramos de agua. Calcula las moléculas marcadas con la anilla rosa que habrás logrado capturar. La masa del agua de todos los mares terrestres se evalúa en unas 10^{16} toneladas. 10^{-20}
4. Teniendo en cuenta lo indicado en el problema número tres anterior, si te dedicaras a contar tus moléculas con anilla rosa y tu rapidez fuera de 100 moléculas por segundo, y empezaras ahora mismo a contar, indica sin efectuar ningún cálculo cuál crees que sería la fecha en la que acabarías. A continuación efectúa el cálculo y compáralo con tu predicción. Dentro de $3,34 \cdot 10^{22}$ s
5. Podemos suponer que cuando César murió apuñalado por Bruto, exhaló unos 6 litros de aire medidos en condiciones normales, (amable que era César). Desde ese momento ha pasado suficiente tiempo como para que las moléculas de aire chupadas por tan egregio personaje se hayan repartido uniformemente por toda la atmósfera terrestre. Si admitimos que también nosotros inhalamos seis litros de aire cada vez que respiramos, calcula cuántas moléculas chupadas por César nos tragamos a cada suspiro. Diámetro de la Tierra: 13.000 km.; altura media del aire en la atmósfera suponiendo densidad uniforme desde la superficie hasta el final 10 km.
6. Veamos ahora algunas fechas históricas: Ejecución de las pinturas de la cueva de Altamira: unos 50.000 años. Formación de la Tierra: unos 4.500 millones de años. Calcula en cada caso cuantos moles de segundo han pasado desde entonces. $2,61 \cdot 10^{-12}$, $2,35 \cdot 10^{-13}$
7. Calcula los gramos de agua que se necesitarían para tener las mismas moléculas que segundos han pasado desde que Cristo nació. $1,90 \cdot 10^{-12}$
8. La sensibilidad de una balanza utópica es de 0,0001 mg. Calcula las moléculas que se miden de más si un alumno se equivoca en dicha cantidad al medir la masa de una muestra de glucosa, $C_6H_{12}O_6$. $3,34 \cdot 10^{14}$
9. Una mota de polvo, que podemos considerar, para simplificar, que está constituida en su totalidad por silicato de aluminio, tiene una masa de 10^{-6} gramos. Calcula la cantidad de moléculas que contendría si existieran moléculas de dicha sustancia. $2,13 \cdot 10^{15}$
10. Calcula los gramos que tiene un sólo átomo de plata. $179 \cdot 10^{-22}$
11. Calcula las moléculas existentes en 50 litros de gas ideal medidos a 127 C y $3,00 \times 10^6$ pascales. $1,33 \cdot 10^{22}$



DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA

12. Calcula los átomos de sodio existentes en 40 gramos de tetraoxosulfato (VI) de sodio (sulfato e sodio). $3,4 \cdot 10^{23}$
13. Calcula los átomos de nitrógeno necesarios para obtener 56 gramos de ácido nítrico. $5,35 \cdot 10^{23}$
14. Calcula los gramos de amoníaco que se podrían obtener con 5 moles de moléculas .85
15. Calcula dónde existe más hierro, en un kg de hidróxido de hierro (III) o en un kg de carbonato de hierro (II). En e hidróxido.
16. Si te ofrecieran comprar oro puro a 50.000 € el kilogramo u óxido de oro (III) a 30.000 € el kg, ¿que sustancia comprarías? oro
17. Demuestra, a partir de los datos de la tabla obtenidos en un laboratorio escolar, la ley de las proporciones definida: razonando tu respuesta.
- | | | | | |
|----------------|-----|-----|-----|-----|
| gramos oxígeno | 0,6 | 0,2 | 0,4 | 0,5 |
| metal | Fe | Zn | Cu | Al |
| gramos metal | 2 | 2 | 2 | 0,5 |
18. Se forman tres compuestos puros cuando se combina un gramo del elemento X con 0,472 gramos, 0,630 gramos y 0,789 gramos del elemento Z, para dar respectivamente tres compuestos diferentes, de los cuales sólo conocemos la fórmula del primero de ellos, $X_2 Z_3$. Determina las fórmulas de los otros dos compuestos. ¿cómo se relaciona la masa atómica de X con la de Z? . . $X_2 Z_3, XZ_2, X_2 Z_5,$
19. Al formarse un compuesto binario A, la relación entre la masa de los elementos constituyentes es igual a 17/14. Si la masa atómica del primero es doble que la del segundo, halla la relación entre el número de átomos integrantes. 17/7
20. Tres recipientes que contenían carbonato de cobre (II), carbonato de calcio y carbonato de hierro (II) han perdido sus etiquetas y deseamos identificar el contenido de cada uno de ellos. Para ello se toman sendos gramos (1,000) de cada uno de los productos de los recipientes y se colocan en crisoles numerados I, II y III respectivamente. A continuación se calcinan hasta masa constante, obteniéndose respectivamente 0,640 g, 0,560 g y 0,619 g de los óxidos correspondientes de los metales de las sales que contenían los frascos a los que se les habían caído las etiquetas. Identificar los contenidos de cada uno de los crisoles numerados I, II y III. 0,640 g Cu, 0,560 g Ca y 0,619 g Fe
21. Al calentar 100 g de caliza se produce una reacción química en la que se obtienen 56 gramos de cal y dióxido de carbono gas, Calcula la masa de gas desprendida. 44
22. Al arder 30 g de carbono se combinan con 80 g de oxígeno. Calcula la masa de oxígeno que se combinará con 450 g de carbono. 1200
23. Calcula la composición centesimal del compuesto trioxosulfato(IV) de mercurio (II). 71,5; 11,4 y 17,1



DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA

24. Un litro de HCl al 35% cuya densidad es igual a 1180 kg m^{-3} , debe diluirse de tal manera que se obtenga otra disolución al 20%. Halla los gramos de agua que se han de añadir. 1652 g
25. Disponemos de 0,187 gramos de una mezcla de etano y propano y sabemos que contiene 0,00480 moles. Halla los gramos de carbono existentes en la misma. 0,111
26. En 3,63 g de un compuesto de oxígeno y calcio, hay 2,00 g de calcio. Halla la fórmula empírica de este óxido. CaO_2
27. Un litro de un compuesto medido a 10^5 pascales y 110°C , tiene una masa de 3,085 g. Su composición centesimal es: 24,25% en C, y 4,05% en H y 71,8% en Cl. Halla su fórmula empírica y su fórmula molecular. $\text{Cl}_2\text{C}_2\text{H}_4$
28. Halla la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal es 40,50% en azufre, 30,40% en oxígeno y el resto sodio. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
29. Se hace reaccionar un compuesto de plomo y oxígeno con cloruro de hidrógeno, obteniéndose una cantidad de cloruro de plomo (II) 7,7 mayor que la de agua. Halla la fórmula empírica del compuesto inicial. PbO
30. Un compuesto gaseoso Y contiene un 85,7% de carbono y un 14,3% de hidrógeno. En una mezcla a base de igual número de gramos de Y y de gas metano, la presión total es de $1,91 \cdot 10^5$ pascales y la parcial del metano es igual a $1,38 \cdot 10^5$ pascales. Halla la fórmula empírica y molecular del compuesto Y. C_3H_6
31. Una muestra de fluoruro de xenón contiene moléculas solamente del tipo XeF_n donde n es algún número entero. Dado que $9,03 \cdot 10^{20}$ moléculas tienen una masa de 0,311 gramos, halla el valor de n. $n=0$
32. Sabemos que un enchufe macho tiene una masa de 50 gramos y que otro hembra tiene 40 gramos de masa. En una bolsa hay 3 kg de enchufes macho y en otra bolsa dos kg de enchufes hembra. Halla los enchufes que se quedarán sin pareja y señala de qué tipo serán. 50, hembras
33. Disponemos de 25 gramos de mercurio y de 5 gramos de oxígeno. Si se combinan para dar óxido de mercurio II, ¿cuál será la masa del óxido formado? 27 g
34. Se queman 12,7 gramos de butano. Calcula las moléculas de oxígeno necesarias para la combustión completa de todo el butano y los gramos de agua producidos. $8,56 \cdot 10^{23}$, 19,7
35. Calcula las moléculas de dióxido de nitrógeno que se formarán a partir de 40 gramos de tetraóxido de dinitrógeno de 70% de pureza. La reacción tiene un rendimiento del 87%. $\text{N}_2\text{O}_4(\text{gas}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{gas})$, $3,18 \cdot 10^{23}$
36. En un recipiente se introducen 19 gramos de metano y 36 gramos de oxígeno tras lo cual se les hace reaccionar produciendo dióxido de carbono y agua. Calcula la cantidad obtenida de cada sustancia. 24,75; 20,25
37. Un recipiente de un volumen V a una temperatura T contiene una mezcla gaseosa de butano y propano que ejerce una presión P. Al quemar la mezcla con la cantidad justa y necesaria de oxígeno, se recoge sólo el dióxido de carbono producido, en las mismas condiciones iniciales de volumen y temperatura, siendo la presión 3,3 veces mayor. Calcula la composición de la mezcla inicial. 30% y 70%



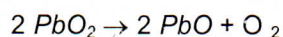
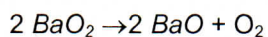
DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA

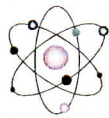
38. Al quemar con oxígeno una mezcla de sodio y potasio se obtiene una mezcla de sus óxidos cuya composición es de 50% en cada uno de ellos. Calcula la composición de la mezcla inicial. 37,1 y 41,5
39. Se han obtenido dos nuevas sustancias de fórmula desconocida y de las cuales conocemos los siguientes datos:
 A) Están formadas por C, H y O. B) Son compuestos orgánicos. C) Son ácidos monopróticos. D) Al quemar por separado 1,644 gramos del primero y 1,370 gramos del segundo, se obtienen en el primer caso 2,412 g de CO_2 y 0,985 g de agua en el segundo caso 2,010 g de CO_2 y 0,821 g de agua. E) Al calcinar 3,237 g de la sal de plata del primero y de 2,158 g de la sal de plata del segundo, obtenemos respectivamente un residuo de 2,093 g de plata para el primero y 1,395 g de plata para el segundo. Determina las fórmulas moleculares de ambas sustancias. $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
40. Introducimos en un recipiente de 10 litros 10 g de hidrógeno y 64 g de oxígeno a 200°C , haciéndolos reaccionar en continuación mediante una chispa eléctrica, obteniéndose vapor de agua. Calcula la presión final en el interior del recipiente. 19,39 atm
41. Un recipiente contiene hidrógeno y etino gaseosos, de modo que su presión total es $1,1 \times 10^5$ pascales. Al hacerlo reaccionar, la presión baja a $7,5 \times 10^5$ pascales. Calcula la fracción molar del etino en la mezcla inicial sabiendo que en ella el número de moles de hidrógeno era mayor que el doble del de etino.
42. Un alumno sostiene la siguiente afirmación: «un mol de oxígeno contiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de oxígeno». Debido a ello, su profesora de química (que no era Lola) le suspende. ¿Es justa esta decisión del profesor? ¿Por qué?
43. Supongamos la existencia de unas hormigas muy pequeñas cuya masa individual es de 0,001 gramos. Calcula los camiones de 50 toneladas que serían necesarios para trasladar un mol de dichas hormigas. $1,2 \cdot 10^{16}$
44. Disponemos de una mezcla de 3-buten-1-ol y butanol. Al analizarla obtenemos un 22% de oxígeno. ¿En qué proporción se han mezclado ambos alcoholes?
45. Un industrial fabrica una sopa de sobre cuya composición es 10% de fécula, 20% dextrina, 6% sal, 25% verduras, 30% proteína animal, siendo el resto solubilizantes varios. En el almacén dispone de 120 kg de sal, 496 kg de fécula, 963 kg de dextrina, 354 kg de verduras, 789 kg de proteína animal y 150 kg de solubilizantes varios. Calcula la cantidad máxima de sopa que podrá preparar con las existencias de que dispone.
46. Un panadero debe preparar la masa para la hornada del día. La proporción que emplea es: 40% harina, 55% agua, 2% levadura y 3% de aditivos varios. En el almacén dispone de 500 kg de harina, 15 kg de levadura y 30 kg de aditivos varios. El grifo le proporciona toda el agua que necesite. Calcula los kg de pan que se podrá preparar, sabiendo que se pierde un 20% en la cocción.
47. Hacemos reaccionar 600 g de HCl del 15% con 400 g de cinc de una pureza del 90%. Si el rendimiento de la reacción es del 70%, calcula los gramos de sal que se obtendrán.
48. Un recipiente provisto de un émbolo tiene 0,1 litros de capacidad contiene CO gas y oxígeno en exceso. Tras la combustión, el volumen se ha reducido a 0,085 litros. Halla la composición de la mezcla inicial.



DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA

49. Un profesor pretende explicar la ley de las proporciones equivalentes de Richter de modo que sus alumnos la entiendan mejor. Para ello les indica que la composición centesimal de un óxido de cloro es de 14,18% en oxígeno, que en el óxido de cinc alcanza un 19,66%, mientras que el cloruro de cinc tiene un 52,03% de cloro. Indica cómo le demostrará que estos datos cumplen con dicha ley.
50. Al quemar 10,2 gramos de una mezcla de propano y butano gaseosos se producen 30,8 gramos de CO_2 . Halla los gramos de propano existentes en la mezcla inicial.
51. Halla la composición centesimal de los siguientes compuestos: KBr , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, KMnO_4 , $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
52. Una sustancia desconocida presenta la siguiente composición centesimal: 47,91% de cloro, 1,82% de hidrógeno y platino 43,96% y el resto nitrógeno. Halla su fórmula empírica.
53. Un óxido contiene un 63,19 de manganeso y el resto oxígeno. Halla su fórmula empírica.
54. Dudamos si un compuesto de níquel es un cloruro, un sulfato o un cianuro. Para decidirnos, efectuamos un pequeño análisis y obtenemos que hay 1,507 g de metal en 2,841 g del óxido. ¿De qué compuesto se trata?
55. Una empresa minera que explota un yacimiento de cobre, ha de realizar una inversión para construir una unidad de tratamiento, que situará a la salida de la mina, para convertir la masa que obtiene del yacimiento en un compuesto cuyo transporte hasta el horno le resulte lo más económico posible. Por razones técnicas ha de escoger entre cloruro de cobre (I); óxido de cobre (II) o sulfuro de cobre (II). ¿Cuál será el elegido?
56. Se hacen reaccionar masas iguales de hierro y azufre para obtener FeS . Halla qué sobraré y cuánto.
57. Calentamos 10 g de plata y 1 g de azufre con lo que se obtiene sulfuro plata. Calcula los gramos obtenidos si el proceso tiene un rendimiento del 80% .
58. Si hacemos reaccionar 3,245 g de cloruro de titanio con sodio, obtenemos 0,819 g de titanio metálico. Halla la fórmula empírica del cloruro de este metal.
59. Sabemos que al quemar 2 volúmenes de un compuesto constituido por carbono, hidrógeno y oxígeno con 14 volúmenes de oxígeno se producen 14 volúmenes de CO_2 y 14 volúmenes de vapor de agua. Halla su fórmula molecular.
60. Se calcinan 1,021 gramos de un mineral hidratado, obteniéndose 0,7469 gramos de una mezcla de sulfato de potasio y de sulfato de magnesio. Tras disolver dicha cantidad se precipita el sulfato con cloruro de bario, obteniéndose 1,1836 gramos de sulfato de bario. Halla la fórmula del mineral y su contenido en agua.
61. Disponemos de una muestra de 14,65 gramos de una mezcla de peróxido de bario y de dióxido de plomo. Si calentamos la muestra se obtienen 13,53 gramos de óxido de bario y de óxido de plomo (II), ya que se descomponen los compuestos iniciales según



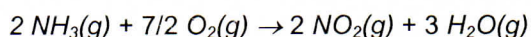
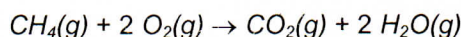


DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA

Halla la composición de la mezcla inicial.

63. 50 ml de una mezcla de hidrógeno, CO y CH₄ gaseosos se hacen estallar después de agregar 58 ml de oxígeno recogiendo 50 ml de una mezcla cuyo 70% en masa es CO₂ y el 30% restante oxígeno. Halla la composición de la mezcla inicial.

64. Al quemar 6,0 gramos de una mezcla de metano y amoníaco se producen 11,0 gramos de agua. Los procesos que tienen lugar son los representados por las ecuaciones siguientes:



Halla los gramos de metano existentes en la mezcla inicial.

65. Un recipiente de un cierto volumen contiene una mezcla de propano y etano a una presión de $1,58 \times 10^4$ pascales. Tras su total combustión, se recogió sólo el CO₂ producido en el mismo recipiente inicial, siendo ahora la presión igual a $3,95 \times 10^4$ pascales. Si la temperatura se mantiene constante, calcula el porcentaje del propano en la mezcla inicial.

66. Para quemar 4,41 gramos de una mezcla de carbono y azufre se necesitan 6,4 gramos de oxígeno. Halla el porcentaje de carbono en la mezcla inicial.

67. ¿Qué peso de CaCz supuesto puro, se gastará en producir el acetileno (CzHz) necesario para obtener, por combustión, 10 litros de COz medidos a 702 mm Hg y 300 K? *Sol.: 12,3 g de CaCz*

68. Disponemos de ácido clorhídrico comercial (densidad = 1,2 g/cm³ y riqueza 36 % en peso) y deseamos preparar 500 cm³ de una disolución de ácido clorhídrico 0,1 M. Explica detalladamente cómo lo harías, indicando los cálculos correspondientes.

69. Se desea preparar 1 litro de una disolución de ácido nítrico 0,2 M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1,50 g/cm³ y 33,6 % de riqueza en peso. ¿Qué volumen deberemos tomar de la disolución comercial? Explica el procedimiento que seguiremos para su preparación
Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16

70. Se toman 200 mL de una disolución de MgCl₂ de concentración 1 M y se mezclan con 400 cm³ de otra, también de MgCl₂, 2,5 M. Finalmente se añade al conjunto 400 mL de agua. Suponiendo que los volúmenes son aditivos y la densidad final es 1,02 g/mL. **a)** ¿Cuál será la molaridad resultante? **b)** ¿Cuál será la molalidad final?

71. Calcula la molaridad resultante de una disolución que se prepara mezclando 50 mL de H₂SO₄ 0,136 M con: **a)** 70 mL de H₂O. **b)** 90 mL de H₂SO₄ de concentración 0,068 M.

72. Se prepara una disolución acuosa de cloruro de sodio del 20,5 % en peso, siendo la densidad de la disolución 1,11 g/mL. Calcula: **a)** Su molaridad. **b)** Su molalidad. **c)** La fracción molar de cloruro de sodio. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; Cl = 35,5.

73. Se dispone de un ácido nítrico de riqueza del 25 % en peso y densidad 1,40 g/mL. **a)** ¿Cuál es la molaridad de este ácido? **b)** ¿Cuántos mL deben tomarse de esta disolución para preparar 5 litros de disolución 0,01 M? Datos: masas atómicas H = 1; O = 16; N = 14.

74. El ácido fluorhídrico concentrado, HF, tiene habitualmente una concentración del 49 % en masa y su densidad relativa es 1,17 g/mL **a)** ¿Cuál es la molaridad de la disolución? **b)** ¿Cuál es la molaridad de la disolución que resulta de mezcla 500 mL de este ácido con 1 L de ácido fluorhídrico 2 M?



DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA

75. A 400°C el nitrato amónico se descompone en monóxido de dinitrógeno y vapor de agua. Escribir la ecuación ajustada correspondiente al proceso. Calcular los gramos de agua que se formarán en la descomposición de 8,00 g de nitrato amónico. Sol: a) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2 \text{H}_2\text{O}$; b) 3,60 g de H_2O
76. El carbonato cálcico reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Escribir la ecuación ajustada correspondiente al proceso. ¿Qué volumen de dióxido de carbono medido a 20°C y 700 mm de Hg se desprenderá en la reacción de 10 mg de carbonato? Sol: a) $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; b) 2,6 mL de CO_2
77. Se trata un exceso de hidróxido de sodio en disolución con 1,12 L de cloruro de hidrógeno gaseoso medidos a 30°C ; 820 mm de Hg. Escribir la ecuación ajustada correspondiente al proceso ¿Qué peso de NaCl se obtendrá supuesta completa la reacción? Sol: a) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$; b) 2,85 g de NaCl
78. Se queman 5 litros de metano (gas). Calcular los litros de oxígeno necesarios y el volumen de dióxido de carbono obtenido si todos los gases se miden en las mismas condiciones de P y T. Sol: a) 10 litros de O_2 ; 5 litros de CO_2
79. En el proceso Mond para purificar el níquel se produce el níquel tetracarbonilo, $\text{Ni}(\text{CO})_4$, mediante la reacción $\text{Ni} + 4 \text{CO} \rightarrow \text{Ni}(\text{CO})_4$. Calcular el volumen de monóxido de carbono necesario para combinarse con 1 kg de níquel si se supone medido a 300°C y 2 atm de presión. Una vez terminada la reacción se determina la cantidad de $\text{Ni}(\text{CO})_4$ obtenida obteniéndose 2 326,2 g ¿Cuál es el rendimiento del proceso? Sol: a) 1600 litros de CO; b) 80%
80. En la síntesis del amoníaco: Nitrógeno + Hidrógeno \rightarrow Amoníaco, reaccionan 10 g de nitrógeno. Calcular el volumen de amoníaco obtenido (medido en c.n.) si el rendimiento del proceso es del 40 %. Sol: 6,4 litros de NH_3
81. El ácido nítrico se puede preparar por reacción entre el nitrato de sodio y el ácido sulfúrico según la siguiente reacción Nitrato de sodio + Ácido sulfúrico \rightarrow Sulfato de sodio + Ácido nítrico. Si se quieren preparar 100 g de ácido nítrico ¿qué cantidad de ácido sulfúrico se debe emplear suponiendo un rendimiento del 70 % para el proceso? Sol : 111,1 g de H_2SO_4
82. En un recipiente se introducen 1,5 litros de propano (C_3H_8) y 10 litros de oxígeno y se inicia la combustión de la mezcla. ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuál será la composición de la mezcla final? Sol: a) Reactivo limitante: C_3H_8 b) 4,1 L CO_2 (34,6 % vol) 6,0 L H_2O (g) (46,2 % vol), 2,5 L O_2 19,2% vol)
83. Se mezclan 2 L de cloro gas medidos a 97°C y 3 atm con 3,45 g de sodio metal y se dejan reaccionar hasta completa la reacción. Calcular: Los gramos de cloruro de sodio obtenidos. Los gramos de los reactivos no consumidos. Sol: a) 8,9 g de NaCl b) 8,3 g de Cl_2
84. Con el fin de obtener cloruro de hidrógeno se hacen reaccionar 0,92 moles de ácido sulfúrico y 1,49 moles de cloruro de sodio. Indicar cuál es el reactivo limitante y la cantidad del otro que hay en exceso. Calcular la masa de sulfato de sodio obtenida. Sol: a) Reactivo limitante: NaCl. Exceso: 16,9 g de H_2SO_4 b) 105, 8 g
85. Cuando se calienta una mezcla de clorato potásico y azufre se produce una reacción muy exotérmica que conduce a la formación de cloruro potásico y dióxido de azufre. Si la mezcla contiene 10 g de clorato potásico y 5 g de azufre ¿cuál reactivo estará en exceso? ¿qué cantidad de dióxido de azufre se formará? Sol: Reactivo en exceso: S ; 7,8 g de SO_2
86. Calcular la pureza, en % en peso, de una muestra de sulfuro de hierro(II), sabiendo que al tratar 0,5 g de la muestra con ácido clorhídrico se desprenden 100 mL de sulfuro de hidrógeno gas, medidos a 27°C y 760 mm de Hg. El otro producto de la reacción es cloruro de hierro(II). Sol: 74 %
87. Calcular la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato cálcico es del 85,3 % , que se necesita para obtener, por reacción con un exceso de ácido clorhídrico, 10 litros de dióxido de carbono medidos a 18°C y 752 mm Hg. Sol : 48,6 g
88. En el análisis de una blenda, en la que todo el azufre se encuentra combinado como ZnS , se tratan 0,94 g de mineral con ácido nítrico concentrado. Todo el azufre pasa al estado de ácido sulfúrico y éste se precipita como sulfato de bario. Una vez filtrado y secado el precipitado pesa 1,9 g. Calcular el % de ZnS en la muestra analizada. Sol : 84,0%
89. Si el estaño forma parte de una aleación, y de 1 kg de la misma se obtienen 38,2 g de dióxido de estaño, hallar el % de estaño de la aleación. Sol: 3,0%
90. Una disolución que contiene 0,5 g de hidróxido de calcio se neutraliza con ácido clorhídrico 0,1 M. Calcular el volumen de ácido necesario . Sol: 135 mL de ácido 0,1 M



DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA

- 91 El ácido sulfúrico reacciona con el peróxido de bario para dar sulfato de bario y agua oxigenada. Calcular el volumen de ácido sulfúrico 4 M necesario para obtener 5,0 g de peróxido de hidrógeno. Sol: 36,8 mL
- 92 ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 1,5 M es necesario para reaccionar con 2,5 g de magnesio? Sol: 137,1 mL
- 93 El hidróxido de sodio reacciona con el tricloruro de hierro para dar cloruro de sodio y un precipitado pardo de hidróxido de hierro(III) . Si a una disolución de tricloruro de hierro se le añaden 20 mL de disolución 0,75 M de hidróxido de sodio ¿qué masa de hidróxido de hierro(III) se obtendrá? Sol: 0,53 g
- 94 50L de una disolución 0,5 M de dicloruro de cobalto se mezclan con idéntico volumen de otra disolución 1,3 M de carbonato de sodio formándose un precipitado de carbonato de cobalto(II)¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuánto sobra del que está en exceso? ¿Qué cantidad de precipitado debería de obtenerse?¿Qué volumen tendría que tomarse de la disolución del reactivo en exceso para que contuviera la cantidad justa para la reacción? Sol: a) Reactivo limitante: CoCl_2 b) 0,04 moles ; c) 3,0 g de CoCO_3 ; d) 19, 3 mL
- 95 Se hacen reaccionar 6,54 g de zinc con ácido clorhídrico del 35 % y 1,18 g/mL de densidad. Calcular el volumen de ácido necesario para reacción total. Sol : 17,7 mL de ácido del 35%
- 96 Se desea neutralizar una disolución que contiene 4,8 g de hidróxido de magnesio. Para ello se dispone de ácido sulfúrico comercial del 98 % y 1,83 g/mL de densidad. Calcular el volumen de ácido que se gastará en la reacción de neutralización.Sol: 4,5 mL
- 97 ¿Qué volumen de ácido clorhídrico del 20 % y 1,10 g/mL de densidad deben reaccionar con cinc para liberar 10,92 g de hidrógeno. Sol: 1811,7 mL
- 98 10 gramos de un mineral que tiene un 60% de cinc reaccionan con una disolución de ácido sulfúrico del 96 % y densidad 1823 kg/m^3 .La cantidad de sulfato de cinc producido.El volumen de hidrógeno obtenido si se mide a 25°C y 740 mm.El volumen de ácido sulfúrico necesario para la reacción.Sol: 14,8 g de ZnSO_4 ; 2,3 litros de H_2 ; $5,14 \text{ cm}^3$ de ácido de 96%