

## EJERCICIOS RESUELTOS SELECTIVIDAD TEMA 1. ESTEQUIOMETRÍA

1.- Se disuelven 7,46 g de cloruro potásico, 1,4625 g de cloruro sódico y 3,4840 g de sulfato potásico en agua hasta obtener un volumen total de disolución de 500 ml. Suponiendo que todas las sales se disocian totalmente, ¿cuál será la concentración de cada uno de los iones en la disolución final?

DATOS: Masas atómicas : Cl: 35,5; K: 39,1; Na:23; S: 32; O: 16.

2.-¿Cuál es la concentración de  $K^+$ ,  $Al^{+3}$  y  $SO_4^{2-}$  en una disolución 0,01 M?. Considerar la disociación completa.

3.- Reacciona completamente 1 g de un determinado metal con ácido sulfúrico diluido. En la reacción se desprende hidrógeno recogido sobre agua y ocupa un volumen de 390 cc a 25°C y 745 mm de Hg.

El ácido sulfúrico diluido, se preparó a partir de uno comercial de densidad 1,84 g/cc y riqueza en peso del 91%. Calcular :

a) La molaridad del ácido sulfúrico comercial.

b) El volumen de ácido comercial que será necesario para preparar 1 litro de ácido sulfúrico 0,5 N.

c) El peso equivalente del metal:

DATOS: Presión de vapor del agua a 25°C= 23,8 mm de Hg. Masas atómicas S:32; O:16; H:1

4.-Se tiene una disolución de ácido sulfúrico del 98% de riqueza y de densidad 1,84 g/cc. Calcular :

a) La molaridad

b) la molalidad

c) El volumen de ácido concentrado que se necesita para preparar 100 ml de disolución al 20% en peso y densidad 1,14 g/cc.

5.-En el análisis de una blenda, en la que todo el azufre se encuentra combinado como ZnS, se tratan 0,9364 g de mineral con ácido nítrico concentrado. Todo el azufre pasa a estado de ácido sulfúrico y éste se precipita como sulfato de bario. El precipitado se filtra y se lava, se seca y se pesa. Se han obtenido 1,878 g de sulfato de bario. Calcular el % de ZnS en la muestra de blenda analizada.

DATOS: pesos atómicos: S:32; O:16 ; Zn: 65,4 ; Ba: 137,3

6.- Al añadir agua al carburo cálcico,  $CaC_2$ , se produce hidróxido cálcico y acetileno (etino).

a) Ajuste la reacción química que tiene lugar.

b) Calcule cuántos gramos de agua son necesarios para obtener dos litros de acetileno a 27°C y 760 mm de Hg.

7.- Un ácido clorhídrico comercial contiene un 37% en peso de ácido, con una densidad de 1,19 g/ml. ¿Qué cantidad de agua debe añadirse a 20 ml de este ácido para que la disolución resultante sea 1 M?

8.- Se dispone de una mezcla de 3,5 g de NaCl y 4,2 g de CaCl<sub>2</sub> a la que se añade disolución 0,5 N de nitrato de plata hasta precipitación total. Calcular:

a) Peso de precipitado, lavado y seco, que se obtendrá.

b) Cantidad mínima de disolución precipitante que habrá que añadir.

9.- Se trata un exceso de NaOH en disolución con 1,12 l de cloruro de hidrógeno gaseoso medidos a 30°C y 820 mm de Hg. Calcular:

a) Peso de NaCl obtenido, supuesta la reacción completa.

b) A la disolución anterior se le añade nitrato de plata de concentración 0,5 N. Discuta qué puede pasar y cuantifíquelo si ello es posible.

10.- ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 50°C y 1,2 atm de presión se obtiene al añadir 75 ml de HCl 0,5 M a 10 g de Al?

11.- Se toman 200 ml de una disolución de MgCl<sub>2</sub> de concentración 2 N y se mezclan con 400 ml de otra de la misma sustancia de concentración 2,5 M. Se añade al conjunto finalmente 100 ml de agua. ¿Cuál es la normalidad resultante si se supone por esta vez que los volúmenes son aditivos?.

12.- Un recipiente de 20 ml contiene nitrógeno a 25°C y 0,8 atm y otro de 50 ml helio a 25°C y 0,4 atm. Calcular:

a) El nº de moles, moléculas y átomos de cada recipiente.

b) Si se conectan los dos recipientes a través de un tubo capilar, ¿cuáles serán las presiones parciales de cada gas y cuál la presión total?

c) Concentración de cada gas en la mezcla y expresarla en fracción molar y en porcentaje en peso.

13.- El cloro se obtiene en el laboratorio según la reacción: dióxido de manganeso + ácido clorhídrico = cloruro de manganeso(II) + agua + cloro molecular. Calcular:

a) La cantidad de dióxido de manganeso necesaria para obtener 100 litros de cloro medidos a 15°C y 720 mm de Hg.

b) El volumen de ácido clorhídrico 0,2 M que habrá que usar.

14.- Se tienen dos depósitos de vidrio cerrados y con el mismo volumen, uno de ellos contiene hidrógeno y el otro dióxido de carbono, ambos a la misma presión y temperatura. Discuta cuál tiene el mayor nº de moléculas, nº de moles y masa en gramos de cada gas.

15.- Indicar las características de un gas real y otro ideal. ¿Qué ocurre si duplicamos el volumen de un gas ideal si mantenemos constantes la presión y la temperatura?.

16.- Una mezcla de AgBr y AgCl contiene un 21,28% de Br. Calcular:

a) El % de AgBr. b) El % de Ag

17.- ¿Cuántos litros de hidrógeno medidos a 750 mm de Hg y 30°C se pueden obtener atacando 75 g de Zn metálico del 90% de riqueza (impurezas inertes) con ácido sulfúrico?.

18.- Calcular la fórmula molecular de una sustancia formada por C, H y N sabiendo que 0,067 g de ella ocupan 63 ml a 37°C y 1 atm. Por otra parte se sabe que al quemar 0,216 g de la misma se obtienen 0,072 g de agua y 0,351 g de CO<sub>2</sub>. Así mismo 0,136 g de la sustancia producen 56,2 ml de nitrógeno medidos en condiciones normales.

19.- La fórmula empírica de un compuesto es CH<sub>2</sub>. En estado gaseoso su densidad en condiciones normales es 2,5 g/l. ¿Cuál es su fórmula molecular?.

20.- En  $7,5 \cdot 10^{20}$  moléculas de ciclohexano hay  $4,5 \cdot 10^{21}$  átomos de carbono y  $9,0 \cdot 10^{21}$  átomos de hidrógeno. ¿Cuál es la fórmula molecular del ciclohexano?.

21.- Un compuesto orgánico está formado por N, C, H y O. Al quemar 8,9 g del mismo se obtienen 2,7 g de agua y 8,8 g de dióxido de carbono. Así mismo 8,9 g, por el método de Kjeldahl, producen 1,4 g de gas nitrógeno. Al vaporizar el compuesto a 270°C bajo presión de 3 atm, 0,1 l de vapor pesan 1,2g. Obtener:

a) La fórmula empírica del mismo.

b) El peso molecular aproximado y la fórmula molecular.

22.- La estricnina es un veneno muy peligroso usado como raticida. La composición del mismo es C 75,45%; H 6,587%; N 8,383%; O 9,581%. Encontrar su fórmula empírica.

23.- Una muestra de 7,33 g de cloruro de bario dihidratado puro, se disuelve en agua, añadiéndosele después con una bureta disolución valorada de ácido sulfúrico. Esta última disolución tiene una concentración de 60% de riqueza en peso y una densidad de 1,5 g/ml. Calcula:

a) La reacción que tiene lugar.

b) La molaridad de la disolución de ácido sulfúrico.

c) El volumen de ésta, en ml, que se consumirá en la precipitación de todo el ión Ba<sup>+2</sup> contenido en la muestra.

## SOLUCIONES

1.-  $[K^+] = 0,28 \text{ M}$  ;  $[Cl^-] = 0,25 \text{ M}$  ;  $[Na^+] = 0,05 \text{ M}$  ;  $[SO_4^{2-}] = 0,04 \text{ M}$

2.-  $[K^+] = 0,01 \text{ M}$  ;  $[Al^{3+}] = 0,01 \text{ M}$  ;  $[SO_4^{2-}] = 0,02 \text{ M}$

3.- a)  $17 \text{ M}$  ; b)  $14,7 \text{ ml}$ ; c)  $33,6 \text{ g/eq}$

4.- a)  $18,4 \text{ M}$ ; b)  $500 \text{ m}$  ; c)  $12,7 \text{ cc}$ .

5.-  $83,72\%$

6.- a)  $\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$  b)  $2,92 \text{ g}$

7.-  $220 \text{ ml}$

8.- a)  $19,5 \text{ g}$ . b)  $272 \text{ ml}$ .

9.- a)  $2,8 \text{ g}$  b) Se producen  $6,9 \text{ g}$  de precipitado de  $\text{AgCl}$ .

10.-  $0,4 \text{ l}$  .

11.-  $3,43 \text{ N}$ .

12.- a)  $\text{N}_2$  :  $6,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$ ,  $3,9 \cdot 10^{20} \text{ moléculas}$  y  $7,8 \cdot 10^{20} \text{ átomos}$

He :  $8,2 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$ ,  $4,9 \cdot 10^{20} \text{ moléculas}$  e igual nº de átomos por ser monoatómico

b) Presión parcial de  $\text{N}_2$  :  $0,23 \text{ atm}$  ; Presión parcial de He :  $0,28 \text{ atm}$  ; Presión total:  $0,51 \text{ atm}$

c) Fracción molar de nitrógeno :  $0,44$  ; Fracción molar de He:  $0,56$  ; % $\text{N}_2$  :  $85,4 \%$  ; %He:  $15,6\%$

13.- a)  $347,6 \text{ g}$  b)  $8 \text{ litros}$ .

14.- Igual nº de moles y moléculas ya que tienen igual P, V y T porque  $n = PV/RT$ . Sin embargo el recipiente de dióxido de carbono pesa más ya que posee este gas mayor peso molecular.

15.- Gases ideales perfectos son los que cumplen las leyes de Boyle-Mariotte y Charles-Gay Lussac. Para ello es necesario que el volumen de sus partículas sea despreciable y que no existan fuerzas atractivas entre ellas. Los gases reales no cumplen estas características aunque se aproximan a ellas si la temperatura es elevada y la presión es baja. La ecuación de los gases ideales es  $PV = nRT$  y la de los gases reales (de Van der Waals) es  $(P + a/V^2)(V - b) = RT$ , donde  $a/V^2$  recibe el nombre de presión interna del gas, debido a la atracción entre las moléculas, y b representa el volumen ocupado por las moléculas del gas (covolumen).

16.- a)  $50\%$  de  $\text{AgBr}$ . b)  $66,34\%$  de  $\text{Ag}$ .

17.-  $25,9 \text{ l}$ .

18.-  $\text{HCN}$

19.-  $\text{C}_4 \text{H}_8$

20.-  $\text{C}_6 \text{H}_{12}$

21.- a)  $C_2 H_3 O_3 N$  b) 178 g/mol  $C_4 H_6 O_6 N$

22.-  $C_{21} H_{22} O_2 N_2$

23.- a)  $Ba Cl_2 + H_2 S O_4 \rightarrow Ba S O_4 + 2 H Cl$  b) 9,18 M. c) 3,27 ml.