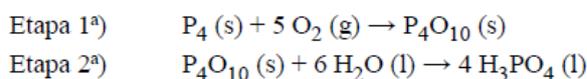


2014. 1

**PROBLEMA 2**

La obtención de ácido fosfórico puro se realiza mediante un proceso que consta de dos etapas; en la 1ª etapa tiene lugar la combustión del fósforo blanco con el oxígeno del aire, y en la 2ª se hace reaccionar el óxido obtenido con agua. Las correspondientes reacciones ajustadas son:



- a) Calcule el volumen (en litros) de oxígeno, medido a 25 °C y 1 atmósfera de presión, que han reaccionado con 2 kg de fósforo blanco (P<sub>4</sub>). (0,8 puntos)
- b) Si se hace reaccionar 1 kg de P<sub>4</sub>O<sub>10</sub> con la cantidad adecuada de agua y el rendimiento de la 2ª etapa es del 80%, **calcule** el volumen (en litros) que se obtendría de una disolución acuosa de ácido fosfórico de densidad 1,34 g·mL<sup>-1</sup> y riqueza 50% (en peso). (1,2 puntos)

DATOS.- Masas atómicas relativas: H = 1 ; O = 16 ; P = 31 . R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>.

2

**PROBLEMA 2**

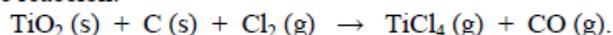
El *p-cresol* es un compuesto de masa molecular relativa M<sub>r</sub> = 108,1 que se utiliza como desinfectante y en la fabricación de herbicidas. El *p-cresol* sólo contiene C, H y O, y la combustión de una muestra de 0,3643 g de este compuesto produjo 1,0390 g de CO<sub>2</sub> y 0,2426 g de H<sub>2</sub>O.

- a) Calcule su composición centesimal en masa. (1 punto)
- b) Determine sus fórmulas empírica y molecular. (1 punto)

DATOS.- Masas atómicas relativas: H = 1 ; C = 12 ; O = 16 .

2013. 3

**PROBLEMA 1.-** El titanio es un metal con numerosas aplicaciones debido a su baja densidad y resistencia a la corrosión. La primera etapa en la obtención del titanio es la conversión de la mena rutilo, TiO<sub>2</sub> (s), en tetracloruro de titanio, TiCl<sub>4</sub> (g), mediante reacción con carbono y cloro, de acuerdo con la siguiente reacción:



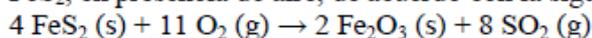
- a) Ajusta la reacción y calcula los gramos de TiCl<sub>4</sub> que se obtendrán al hacer reaccionar 500 g de una mena de TiO<sub>2</sub> del 85,3 % de riqueza, y 426,6 g de cloro y en presencia de un exceso de carbono.
- b) Si la reacción anterior se lleva a cabo en un horno de 125 L de volumen, cuya temperatura se mantiene a 800 °C, ¿cuál será la presión en su interior cuando finalice la reacción?

DATOS: A<sub>r</sub> (Cl) = 35,5 u; A<sub>r</sub> (C) = 12 u; A<sub>r</sub> (O) = 16 u; A<sub>r</sub> (Ti) = 47,9 u; R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>.

Resultado: a) 569,7 g TiCl<sub>4</sub>; b) 6,33 atm.

2012. 4

**PROBLEMA 2.-** La primera etapa de la síntesis industrial del ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, corresponde a la obtención del dióxido de azufre, SO<sub>2</sub>. Este óxido se puede preparar por calentamiento de piritita de hierro, FeS<sub>2</sub>, en presencia de aire, de acuerdo con la siguiente reacción ajustada:



Si el rendimiento de la reacción es del 80% y la pureza de la piritita del 85% (en peso), calcula:

- a) La masa en kg de SO<sub>2</sub> que se obtendrá a partir del tratamiento de 500 kg de piritita.
- b) El volumen de aire a 0,9 atmósferas y 80°C que se requerirá para el tratamiento de los 500 kg de piritita, sabiendo que en su composición el oxígeno es el 21 % en volumen.

DATOS: A<sub>r</sub> (O) = 16 u; A<sub>r</sub> (S) = 32 u; A<sub>r</sub> (Fe) = 55,8 u; R = 0,082 atm · L · mol<sup>-1</sup> · K<sup>-1</sup>;

Resultado: a) 363,27 Kg; b) 1.075.782,23 L aire.

2010. 5

**PROBLEMA 1.-** La etiqueta de una botella de una disolución acuosa de amoníaco, NH<sub>3</sub>, indica que su concentración es del 32 % en peso y su densidad 0,88 Kg · L<sup>-1</sup>. Calcula:

- a) La concentración de la disolución en moles · L<sup>-1</sup>.
- b) El volumen de esta disolución concentrada de amoníaco que debe tomarse para preparar 2 L de disolución de amoníaco de concentración 0,5 M.

DATOS: A<sub>r</sub> (H) = 1 u; A<sub>r</sub> (N) = 14 u.

Resultado: a) 16,565 M; b) 60,4 mL.

## 2009. 6

**PROBLEMA 2 A.-** Una manera de obtener  $\text{Cl}_2$  (g) a escala de laboratorio es tratar el  $\text{MnO}_2$  (s) con HCl (ac). Se obtiene como resultado de esta reacción cloro, agua y  $\text{MnCl}_2$  (s). Se pide:

- Escribe la reacción redox debidamente ajustada.
- La cantidad de  $\text{MnO}_2$  y HCl (en gramos) necesarias para obtener 6 L de cloro medidos a 1 atm y  $0^\circ\text{C}$ .
- El volumen de disolución acuosa 12 M de HCl que se necesita para realizar la operación anterior, supuesto un rendimiento del 90 %.

DATOS:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Mn}) = 54,9 \text{ u}$ .

**Resultado:** b) 39,13 g HCl y 23,29 g  $\text{MnO}_2$ ; c)  $V = 99,25 \text{ mL}$  de HCl.

## 7

**PROBLEMA 2B.-** La urea,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , es un compuesto de gran importancia industrial en la fabricación de fertilizantes. Se obtiene haciendo reaccionar amoníaco,  $\text{NH}_3$ , con dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , de acuerdo con la reacción:  $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Calcula:

- La cantidad de urea (en gramos) que se obtendría al hacer reaccionar 30,6 g de amoníaco con 30,6 g de dióxido de carbono.
- La cantidad (en gramos) del reactivo inicialmente presente en exceso que permanece sin reaccionar una vez se ha completado la reacción.
- La cantidad (en Kg) de amoníaco necesaria para producir 1.000 Kg de urea al reaccionar con un exceso de dióxido de carbono.

DATOS:  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ .

**Resultado:** a) 42 g  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ ; b) 6,8 g  $\text{NH}_3$ ; c) 566,67 Kg.

## 2008. 8

**PROBLEMA 2A.-** En condiciones adecuadas el clorato potásico,  $\text{KClO}_3$ , reacciona con el azufre según la siguiente reacción no ajustada:  $\text{KClO}_3 (\text{s}) + \text{S} (\text{s}) \rightarrow \text{KCl} (\text{s}) + \text{SO}_2 (\text{g})$ .

Se hacen reaccionar 15 g de clorato potásico y 7,5 g de azufre en un recipiente de 0,5 L donde previamente se ha hecho el vacío.

- Escribe la ecuación ajustada de esta reacción.
- Explica cuál es el reactivo limitante y calcula la cantidad (en gramos) de KCl obtenido.
- Calcula la presión en el interior del recipiente si la reacción anterior se realiza a  $300^\circ\text{C}$ .

DATOS:  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{K}) = 39,1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{S}) = 32,1 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

**Resultado:** b) Reactivo limitante  $\text{KClO}_3$ ; 9,09 g KCl; c) 17,2 atm.

## 2006. 9

**PROBLEMA 1.-** Las lámparas antiguas de mineros funcionaban quemando gas acetileno que proporciona una luz blanca brillante. El acetileno se producía al reaccionar el agua (se regulaba gota a gota) con carburo de calcio,  $\text{CaC}_2$ , según la siguiente reacción:  $\text{CaC}_2 (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) + \text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{s})$ . Calcula:

- La cantidad de agua (en gramos) que se necesita para reaccionar con 50 g de  $\text{CaC}_2$  del 80 % de pureza.
- El volumen de acetileno (L) medido a  $30^\circ\text{C}$  y 740 mm Hg producido como consecuencia de la anterior reacción.
- La cantidad en gramos de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  producida como consecuencia de la anterior reacción.

DATOS:  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Ca}) = 40 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

**Resultado:** a) 22,5 g  $\text{H}_2\text{O}$ ; b)  $V (\text{C}_2\text{H}_2) = 15,95 \text{ L}$ ; c) 46,25 g  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

## 10

**PROBLEMA 4.-** Cierta compuesto orgánico sólo contiene C, H y O, y cuando se produce la combustión de 4,6 g del mismo con 9,6 g de oxígeno, se obtiene 8,8 g de  $\text{CO}_2$  y 5,4 g de agua. Además, se sabe que 9,2 g de dicho compuesto ocupan un volumen de 5,80 L medidos a la presión de 780 mm Hg y  $90^\circ\text{C}$ . Determina:

- La fórmula empírica de este compuesto.
- La fórmula molecular de este compuesto.
- Nombra dos compuestos compatibles con la fórmula molecular obtenida.

DATOS:  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ; 1 atm = 760 mm Hg

**Resultado:** a)  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ; b)  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .

## 11

**PROBLEMA 4.-** Un compuesto orgánico contiene C, H y O. Por combustión completa de 0,219 g del mismo se obtienen 0,535 g de CO<sub>2</sub> y 0,219 g de vapor de agua. En estado gaseoso, 2,43 g del compuesto ocupan un volumen de 1,09 L a 120 ° C y 1 atm. Determina:

- La fórmula empírica del compuesto.
- Su fórmula molecular.
- Nombra al menos dos compuestos compatibles con la fórmula molecular obtenida.

DATOS: A<sub>r</sub>(H) = 1 u; A<sub>r</sub>(C) = 12 u; A<sub>r</sub>(O) = 16 u; R = 0,082 atm · L · mol<sup>-1</sup> · K<sup>-1</sup>.

**Resultado:** Las fórmulas empírica y molecular coinciden: C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>O.

2005. 12

**PROBLEMA 4.-** Cierta hidrocarburo gaseoso tiene un 81,82 % de carbono y el resto de hidrógeno. Sabiendo que 1 L de este gas a 0 ° C y 1 atm de presión tiene una masa de 1,966 g, determina:

- Su fórmula empírica.
- Su masa molecular.
- La fórmula molecular de este compuesto.

**Resultado:** a) C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>; b) M<sub>r</sub> = 44 u; c) C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>.

13

**PROBLEMA 2.-** El carburo de silicio, SiC, o carborundo es un abrasivo de gran aplicación industrial. Se obtiene a partir de SiO<sub>2</sub> y carbono de acuerdo a la reacción: SiO<sub>2</sub> (s) + 3 C (s) → SiC (s) + 2 CO (g). Calcula:

- La cantidad de SiC ( en Tm) que se obtendrá a partir de una Tm de SiO<sub>2</sub> de riqueza 93 %.
- La cantidad de carbono (en kg) necesaria para que se complete la reacción anterior.
- El volumen de CO<sub>2</sub> (en m<sup>3</sup>) medido a 20 ° C y 705 mm Hg producido en la reacción.

DATOS: A<sub>r</sub>(Si) = 28 u; A<sub>r</sub>(O) = 16 u; A<sub>r</sub>(C) = 12 u; R = 0,082 atm · L · mol<sup>-1</sup> · K<sup>-1</sup>;  
1 atm = 760 mm Hg.

**Resultado:** a) 0,62 Tm SiC; b) 558 Kg C; c) V (CO<sub>2</sub>) = 802.911,43 L.

14

**PROBLEMA 4.-** Un compuesto orgánico presenta la siguiente composición centesimal: C = 58,5 %; H = 4,1 %; N = 11,4 % y O = 26 %. De otra parte se sabe que 1,5 g del mismo en fase gaseosa a la presión de 1 atm y temperatura de 500 K ocupan un volumen de 500 mL. Determina:

- La fórmula empírica del compuesto.
- Su fórmula molecular.

DATOS: A<sub>r</sub>(H) = 1 u; A<sub>r</sub>(O) = 16 u; A<sub>r</sub>(C) = 12 u; A<sub>r</sub>(N) = 14 u; R = 0,082 atm · L · mol<sup>-1</sup> · K<sup>-1</sup>;

**Resultado:** Fórmula empírica = molecular = C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NO<sub>2</sub>.

2004. 15

**PROBLEMA 3.-** El agua oxigenada es una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>. Se dispone en el laboratorio de una disolución de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> al 33 % en peso cuya densidad es 1,017 g · mL<sup>-1</sup>. Calcula:

- La molaridad de la disolución.
- Las fracciones molares de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O.
- El volumen de esta disolución que debe tomarse para preparar 100 mL de una disolución cuya concentración final sea 0,2 M.

DATOS: A<sub>r</sub>(H) = 1 u; A<sub>r</sub>(O) = 16 u.

**Resultado:** a) [H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>] = 9,87 M; b) χ (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) = 0,207; χ (H<sub>2</sub>O) = 0,793; c) V (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) = 2 mL.

16

**PROBLEMA 4.-** Un compuesto A presenta la siguiente composición centesimal: C = 85,7 %; H = 14,3 %. Por otro lado se sabe que 1,66 g del compuesto A ocupan un volumen de 1 L, a la temperaturas de 27 ° C, siendo la presión de trabajo 740 mm Hg. Determina:

- Su fórmula empírica.
- Su fórmula molecular.
- Si un mol de A reacciona con un mol de bromuro de hidrógeno, se forma un compuesto B. Formula y nombra los compuestos A y B.

DATOS: A<sub>r</sub>(C) = 12 u; A<sub>r</sub>(h) = 1 u; R = 0,082 atm · L · mol<sup>-1</sup> · K<sup>-1</sup>; 1 atm = 760 mm Hg.

2003. 17

**PROBLEMA 1.-** El análisis centesimal de cierto ácido orgánico ha dado el siguiente resultado: C = 40 %, H = 6,66 % y O = 53,34 %. Por otra parte, 20 g del compuesto ocupan un volumen de 11L a la presión de 1 atm y temperatura de 400 K.

- Determina la fórmula empírica del ácido.
- Determina su fórmula molecular.
- Nombra el compuesto.

**Resultado:** a)  $\text{CH}_2\text{O}$ ; b)  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ .

18

**PROBLEMA 1.-** Un compuesto está formado por C, H y O y su masa molar es de  $60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Cuando se queman 30 g del compuesto en presencia de un exceso de oxígeno, se obtiene un número igual de moles de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y de agua. Sabiendo que el dióxido de carbono obtenido genera una presión de 2449 mm Hg en un recipiente de 10 L a  $120^\circ \text{C}$  de temperatura:

- Determina la fórmula empírica del compuesto.
- Escribe la fórmula molecular y nombre del compuesto.

DATOS:  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$ .

2002. 19

**PROBLEMA 2.-** Un compuesto orgánico A contiene el 81,81 % de C y el 18,19 % de H. Cuando se introducen 6,58 g de dicho compuesto en un recipiente de 10 L de volumen a  $327^\circ \text{C}$  se alcanza una presión de 560 mm Hg. Calcula:

- La fórmula empírica del compuesto A.
- La fórmula molecular del mismo compuesto.
- El nombre del compuesto.

DATOS:  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

**Resultado:** a) y b) Ambas fórmulas son iguales:  $\text{C}_3\text{H}_8$ .

2001. 20

**PROBLEMA 1.-** La pirita es un mineral cuyo componente mayoritario es el sulfuro de hierro (II). La tostación de la pirita (calentamiento a alta temperatura) da lugar a óxido de hierro (III) y dióxido de azufre, de acuerdo con la reacción (no ajustada):  $\text{FeS}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g})$ . Calcula:

- La pureza de una cierta muestra de pirita si la tostación de 5,765 g produce 4,357 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .
- Finalmente, el dióxido de azufre obtenido se utiliza en la síntesis del ácido sulfúrico según la reacción (no ajustada):  $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$ .

Calcula el volumen de aire (20%  $\text{O}_2$  y 80 %  $\text{N}_2$ ) medido a  $10^\circ \text{C}$  y 810 mm Hg necesarios para producir una tonelada (1 Tm) de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

DATOS:  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Fe}) = 58,8 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

**Resultado:** a) 83,16 % de pureza; b)  $V = 5,93 \cdot 10^5 \text{ L}$  de aire.

21

**PROBLEMA 1.-** Una disolución acuosa de ácido clorhídrico, HCl, al 20 % en masa, posee una densidad de  $1,056 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ .

Calcula:

- La molaridad.
- La fracción molar de soluto.

DATOS:  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$ .

**Resultado:** a) 5,79 M; b)  $\chi(\text{HCl}) = 0,109$ .