

EXAMEN DE QUÍMICA. 1º BACHILLERATO.

1.- En la fotografía en blanco y negro, el bromuro de plata que queda en la película se disuelve añadiendo tiosulfato de sodio. La ecuación de la reacción es:



Calcula cuántos mililitros de una disolución 0,05 M de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ se necesitan para disolver 0,25 g de AgBr. Calcula los gramos de NaBr, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 80%.
Br = 79,9 g/mol; Ag = 107,9 g/mol; Na = 23 g/mol; S = 32 g/mol; O=16 g/mol

2.- El cloruro de titanio (IV) reacciona con el magnesio para dar cloruro de magnesio y titanio metal. Si se ponen a reaccionar 15 g de cloruro de titanio con 7 g de magnesio, calcula:

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos gramos de titanio se obtienen?
- Masa de reactivo que queda en exceso.
- Si se podrían obtener hasta 3 g de titanio en la reacción, calcula el rendimiento de la reacción.

Cl = 35,5 g/mol; Ti = 47,9 g/mol; Mg = 24 g/mol

3.- La composición centesimal de un compuesto es C: 24,74%; H: 2,06 % y Cl: 73,20%. Calcula la fórmula molecular de un compuesto sabiendo que 1 l de su gas a 25°C y 750 mmHg, tiene una masa de 3,88 g.

Trióxido de dialuminio	
Hidruro cálcico	
Seleniuro de hidrógeno	
Hidróxido de cobre (I)	
Trioxobromato (V) de hidrógeno	
Ácido sulfuroso	
Hidrogenotrioxocarbonato (IV) de plata	
permanganato potásico	
Tris[hidrogenotetraoxosulfato (VI)] de hierro	
Nitrato de plomo (IV)	
IF ₇	
NH ₄ (OH)	
HClO ₃	
Au(HSO ₄) ₃	
Ca(HS) ₂	
AlPO ₄	
FeO	
H ₂ MnO ₄	
SnH ₂	
Cl ₂ O ₅	

5. Se almacena propano, C_3H_8 , en una cisterna para utilizarlo como combustible:
- Calcula su entalpía estándar de combustión.
 - Calcula la energía que se desprenderá al quemar 1 m³ de dicho combustible gaseoso medido en condiciones normales de presión y temperatura.
 - Sin hacer cálculos, y considerando que el H_2O producto de la combustión está en estado líquido, ¿cuál sería previsiblemente el signo de la variación de entropía? ¿La reacción será espontánea?

DATOS: $\Delta H^{\circ}f(C_3H_8)(g) = -103,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H^{\circ}f(CO_2)(g) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H^{\circ}f(H_2O)(l) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

SOLUCIONES

1.- Primero pasamos a ajustar la ecuación y posteriormente realizamos los factores de conversión necesarios.



$$0,25 \text{ g de AgBr} \frac{1 \text{ mol AgBr}}{187,8 \text{ gAgBr}} \frac{2 \text{ mol de Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de AgBr}} \frac{1000 \text{ ml}}{0,05 \text{ mol}} = 53,25 \text{ ml}$$

$$0,25 \text{ g de AgBr} \frac{1 \text{ mol AgBr}}{187,8 \text{ gAgBr}} \frac{1 \text{ mol de NaBr}}{1 \text{ mol de AgBr}} \frac{102,9 \text{ g NaBr}}{1 \text{ mol NaBr}} \frac{80 \text{ g reales}}{100 \text{ gr teóricos}} = 0,11 \text{ g NaBr}$$

2- Igual que siempre, comenzamos escribiendo y ajustando la ecuación química:



a) Calculamos el reactivo limitante

$$15 \text{ g TiCl}_4 \frac{1 \text{ mol TiCl}_4}{189,9 \text{ g TiCl}_4} \frac{2 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol TiCl}_4} \frac{24 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 3,79 \text{ g Mg}$$

Observamos que al tener 7 g de Mg, tenemos de sobra, por lo tanto el reactivo limitante es el $TiCl_4$

b) Calculamos los g de Titano a partir del $TiCl_4$ que es el reactivo limitante

$$15 \text{ g TiCl}_4 \frac{1 \text{ mol TiCl}_4}{189,9 \text{ g TiCl}_4} \frac{1 \text{ mol Ti}}{1 \text{ mol TiCl}_4} \frac{47,9 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Ti}} = 3,78 \text{ g Ti}$$

c) Según el apartado a, simplemente necesitamos 3.79 g de Mg. Por lo tanto $7 \text{ g} - 3,79 \text{ g} = 3,21 \text{ g}$ de Mg queda en exceso

d) Para calcular el rendimiento utilizamos los 3.78 g teóricos que hemos obtenido del apartado b.

$$R = \frac{3 \text{ g Ti}}{3,78 \text{ g Ti}} \cdot 100 = 79,36 \%$$

3.- Calculamos primero la fórmula empírica:

$$C: \frac{24,74}{12} = 2,06$$
$$H: \frac{2,06}{1} = 2,06$$
$$Cl: \frac{73,2}{35,5} = 2,06$$

Y cómo son iguales, queda: $(CHCl)_n$

Para calcular ahora la fórmula molecular, tenemos que calcular el Peso molecular de la sustancia y compararlo con el de la fórmula empírica:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,98 \cdot 1}{0,082 \cdot 298} = 0,04 \text{ mol}$$
$$Pm = \frac{m}{n} = \frac{3,88}{0,04} = 97 \text{ g/mol}$$

Mientras que la masa de la fórmula empírica vale: 48,5 g/mol

$$\text{Entonces: } n = \frac{97}{48,5} = 2$$

Y la fórmula molecular es: $C_2H_2Cl_2$