

Universidad de Buenos Aires

Facultad De Ingeniería

Año 2010 – 2º Cuatrimestre

**Química 63.01–A**

**TRABAJO PRÁCTICO Nº 2: REACCIONES QUÍMICAS**

Fecha de Realización: **22/09/2010**

Curso (nº): **01**

Integrantes (nombre y padrón): **Facundo Carreras (92787)**

**Marcos Castilla Sastre (92304)**

**Vb:**

**PARTE 1**

REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN: OXIDACIÓN DEL METAL CU- REDUCCIÓN DEL OXÍGENO DEL AIRE.

**A.- Describir los cambios observados.**

*La chapita de cobre, de color rojizo-anaranjado (recién lijada) fue sometida al calor de la llama del mechero. Se observó un cambio de color en la chapita: se tornó gris oscuro-negro.*

*Al agregar unas gotitas de sulfato de cobre (II) la llama, originalmente azul, se volvió de color verde.*

**B.- Escribir la ecuación de la reacción producida.**

*2 Cu + O2 → 2 CuO*

*Originalmente, tanto el cobre como el oxígeno tienen estado de oxidación cero. Al finalizar el experimento, el del oxígeno es -2 y el del cobre +2. El oxígeno se redujo y el cobre se oxidó.*

DESHIDRATACIÓN DE UNA SAL

**A.- Describir los cambios observados.**

*Al calentar el tubo de ensayo con la muestra de sulfato de cobre (II) pentahidratado (sal color celeste) se puede observar que el sólido se pone blanco, mientras que el H2O se evapora de forma violenta, para luego condensar en la parte superior (zona fría) del tubo de ensayo.*

REACCIÓN DE DESPLAZAMIENTO REDOX DE METALES

**A.- Describir los cambios observados.**

*Luego de la reacción entre el sulfato de cobre (II) (color celeste) y la chapita de hierro (color plateado), la chapita toma un color anaranjado. El cambio de color se debe a que el Cu0 se deposita en la superficie del metal. También se tendría que dar un cambio de color en la solución de sulfato de cobre (II), pero no es perceptible por el ojo humano.*

**B.- Escribir la ecuación de la reacción producida.**

*2 Fe + Cu2(SO4)3 → 2 Cu + Fe2(SO4)3*

*2 Fe0 + 2 Cu2+ + 3 SO-4 → 2 Cu0 + 2 Fe2+ + 3 SO-4*

*El Cu se reduce, mientrasque el Fe se oxida.*

**PARTE 2**

REACCIONES DE DOBLE DESCOMPOSICIÓN CON FORMACIÓN DE UNA FASE SÓLIDA

**Reacción 1:**

*2 KI + Pb (C2H3O2)2 → PbI2 ↓ + 2 (C2H3O2) K*

**Observaciones:**

*Se mezcla ioduro de potasio (transparente) con acetato de plomo (transparente), luego de la reacción el ioduro de plomo precipita con un color amarillo.*

**Reacción 2:**

*Na2CO3 + AgNO3 → AgCO3 ↓ + Na2NO3*

**Observaciones:**

*Se mezcla carbonato de sodio (transparente) con nitrato de plata (transparente), luego de la reacción el carbonato de plata precipita, debido a su mayor densidad respecto de la solución, generando un color blanco.*

**Reacción 3:**

*2Na(OH) + AgNO3 → Ag(OH)2 ↓ + Na2NO3*

**Observaciones:**

*El hidróxido de sodio (transparente) reacciona con el nitrato de plata (transparente). El hidróxido de plata precipita rápidamente, debido a su mayor densidad respecto de la solución, con un color marrón.*

**Reacción 4:**

*2 Na(OH) + FeSO4 → Fe(OH)2 + Na2SO4*

**Observaciones:**

*El hidróxido de sodio (transparente) reacciona con el sulfato de hierro (color naranja). Se forma un sólido color verde (hidróxido de hierro (II)) que se sitúa en la parte superior debido a que es menos denso que la solución remanente.*

**Reacción 5:**

*CuSO4 +2 NaOH → Na2SO4 + Cu(OH)2 ↓*

**Observaciones:**

*El sulfato de cobre (color celeste) reacciona con el hidróxido de sodio (transparente). Se forma un sólido color celeste.*

**DEMOSTRATIVAS**

REACCIONES DE SÍNTESIS: COMBINACIÓN DE HIERRO Y AZUFRE

**A.- Describir el sistema original.**

*Ambas sustancias fueron presentadas en partículas pequeñas (polvo). El hierro es de color gris y el azufre amarillo. Al ser mezcladas sobre un papel de filtro formaron un sistema heterogéneo.*

**B.- Escribir la reacción que se produce al calentar el sistema y describir lo observado.**

*Fe + S → FeS*

*Al calentar el sistema en un crisol de hierro sobre el fuego directo del mechero, y evitando que los gases que salen fueran inhalados por alguno, se formó una sustancia color azul oscuro, azul petróleo –sulfuro de hierro-.*

REDUCCIÓN DEL ION H3O+ POR REACCIÓN CON MAGNESIO – REACCIÓN CON DESPRENDIMIENTO GASEOSO

**A.-*Toma de datos: BONUS 2*  CintaMg: C mMg= *0,024133234 g***

**hcolumna=** *12,4 cm* **Tambiente=** *22°c* **Tagua=** *21°c* **Patm=** *758,3145 mmHg*

**Vprobeta=** *25 cm3*

**De tablas: pv=** *18,65 mmHg* **ρH2O=** *998,08 g/L* **ρHg=** *13579,04 g/L*

**B.- Escribir la ecuación correspondiente a la reacción química.**

Mg(s) + 2 HCl(ac) *→* MgCl2(ac) +H2(g)

**C.- Cálculos:**

*hH2O dH2O = hHg dHg*

*Pcol.H2O = (hH2O dH2O) / dHg*

*Pcol.H2O = (124mm 998,08 g/L) / 13579,04 g/L*

***Pcol.H2O = 9,114188 mmHg***

*Patm = PH2 + Pvap.H2O + Pcol.H2O*

*P*H2 = *P*atm - *P*vap.H2O *- P*col.H2O

*PH2 = (758,3145 – 18,65 – 9,114188)mmHg*

***PH2 = 730,5503 mmHg 0,96125 atm***

*n*H2 = *PV / RT*

*nH2 = (0,96125atm 0,025L ) / (0,082 atmL/Kmol 295,15K )*

***nH2 = 0,000993 mol H2***

*nMg = nH2 1molMg / 1molH2*

***nMg = 0,000993 mol Mg***

*mMg = nMg MMg*

mMg = *0,000993**mol 24,3050*

***mMg = 0,024133234 g***

**D.- Enumere las principales fuentes de error. ¿Hay aire en la probeta invertida? ¿afecta eso el valor del volumen de hidrógeno medido?**

*En la toma de datos nos enfrentamos a errores del tipo sistemáticos y casuales. Dentro de los errores sistemáticos se encuentra la incertidumbre de la probeta al medir el volumen de gas, de la regla al medir la columna de agua, y del termómetro al medir la temperatura ambiente y del agua. Otro posible error sistemático podría ser el error de modelo; si es que utilizamos incorrectamente alguna de las fórmulas para determinar la masa de Mg. Dentro de los errores casuales se encuentran las alteraciones debido a las condiciones ambientales del laboratorio, y por una posible mala lectura de los instrumentos por parte del observador.*

*La probeta contiene aire ya que el Erlenmeyer no ha sido cerrado al vacío. Pero consideramos que no influye de manera apreciable en el experimento, ya que la variación de volumen del aire es tan ínfima que no causa molestia alguna.*