

CUESTIONARIO DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO

Apellidos: _____ Nombre: _____

Grupo de Prácticas: _____ Número de Matrícula: _____ Curso: _____ /

Práctica nº: _____ Título: _____

Relacione el material empleado en la práctica

Fundamentos y leyes químicas y físicas usadas en la práctica

Los fundamentos utilizados en la practicas son los que se refieren a los procesos de reducción-oxidación que tienen lugar espontáneamente. Estos fundamentos se basan en la transferencia de electrones. Que pueden ser mediante contacto directo del oxidante y del reductor en cuyo caso los electrones se intercambian a traves de la superficie de contacto. O bien el oxidante y el reductor estan en contacto mediante un conductor.

Para medir las concentraciones de las disoluciones se utiliza la ecuación de Nerst, que relaciona la diferencia de potencial de una celda galvánica con la concentración de las disoluciones.

- Probeta 500 ml.
- Probeta 50 ml.
- Vaso Precipitado 150, 250, 450 y 1000 ml.
- Placas de Cobre
- Vidrio Reloj
- Placa Zinc
- Varilla de agitación
- Puente salino.
- Multimetro.

- Frascos Lavadores.
- Agitadores Magnéticos.
- Imanes
- Cucharillas.
- Reactivos: CuSO₄, ZnSO₄, NaOH

Procesos Redox Espontáneos.

4

99 00

- La misión del puente salino es la de la difusión de los iones de las distintas soluciones, o lo que es igual da carga positivas mediante cationes y negativas mediante aniones.
- Por que la difencia entre los anones y catones de las soluciones fuera distinta. Esto puede ser causa de que las soluciones tengan distintas concentraciones.
- Si varia ya que en la relaciones de moles no son iguales en los sulfatos que en los anhídridos.
- La diferencia de potencial en el experimento de la pila de concentración se puede aumentar si disminuimos la concentración de Cu²⁺ en el ánodo o bien aumentadndola en el cátodo para que la diferencia de potencial aumentara, ya que el flujo de anones y cationes sería mayor.
- La disminución se hará aumentando la concentración de Zn²⁺ para igualar las concentraciones de iones.
- El clavo llegaría un momento en el que se obtuviera un equilibrio entre el Cu y el Fe.
- Remachar acero con clavos de cobre ya que la corrosión que produciría el cobre sobre el acero es mayor que la que produce el acero sobre el cobre.

1). Concentración de Cu²⁺ en el ánodo:

$$d.d.p.=E_c - E_a = E_o + (0,059/n) \times \log[Cu^{2+}]_c - E_o - (0,059/n) \times \log[Cu^{2+}]_a$$

$$0,21 = 0,337 + (0,059/2) \times \log[0,1]_c - 0,337 - (0,059/n) \times \log[Cu^{2+}]_a$$

$$\log[Cu^{2+}] = (0,337 - 0,377 - 0,21 - 0,0295) / (0,059/2) = - 8,1186$$

$$[Cu^{2+}] = 7,61 \times 10^{-9}$$

2). Concentración de Zn²⁺:

Lo calculamos con la ecuación de Nerts pero teniendo en cuenta que ahora ánodo es el Cinc.

$$d.d.p.= 1,05 \text{ A}$$

$$d.d.p.= E_o + (0,059/2) \times \log[Cu^{2+}] - E_o - (0,059/2) \times \log[Zn^{2+}]$$

$$\log[Zn^{2+}] = (0,337 - 0,0295 + 0,713 - 1,05) / 0,0295 = -1$$

$$[Zn^{2+}] = 0,1 \text{ M.}$$