

00521
132



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO

FACULTAD DE QUIMICA

DESINFECCION DE AGUA TRATADA POR MEDIO
DE CLORO GAS, OBTENIDO DE LA
ELECTROLISIS DE SALMUERA (NaCl)

TRABAJO ESCRITO VIA CURSOS DE EDUCACION
CONTINUA
QUE PARA OBTENER EL TITULO DE
INGENIERO QUIMICO
PRESENTA

FERNANDO REYES MEDINA



MEXICO, D.F.



2003

EXAMENES PROFESIONALES
FACULTAD DE QUIMICA



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

Jurado asignado:

| | | |
|---------------------|---|-------|
| Presidente | Prof. Elvira Santos Santos | _____ |
| Vocal | Prof. Carlos Mauricio Castro Acuña | _____ |
| Secretario | Prof. Francisco Javier Garfias Vasquez | _____ |
| 1er Suplente | Prof. Alfonso Duran Moreno | _____ |
| 2º Suplente | Prof. Sara Elvia Meza Galindo | _____ |

Sitio donde se desarrollo el tema:

Facultad de Química U.N.A.M

Tecnología Intercontinental, S.A de C.V.

Asesor del tema:



Dr. Francisco Javier Garfias Vasquez

Sustentante



Fernando Reyes Medina

AGRADECIMIENTOS

A la Universidad Nacional Autónoma de México y a la Facultad de Química por lo que soy y por lo que seré.

A Tecnología Intercontinental, S.A. de C.V. por ser la empresa donde me he desarrollado como profesionalista.

A mis padres por su incondicional confianza y apoyo que siempre me han brindado.

A los miembros del jurado y en especial al Dr. Francisco Javier Garfias Vasquez por su valioso apoyo para la elaboración del presente trabajo.

| | PAG |
|---|----------|
| INTRODUCCION | 1 |
| CAPITULO 1 "INGENIERIA ELECTROQUIMICA" | |
| 1.1. CONCEPTOS DE ELECTROQUIMICA | |
| 1.1.1. REACCIONES REDOX | 3 |
| 1.1.2. CELDAS ELECTROQUIMICAS | 4 |
| 1.1.3. POTENCIALES DE ELECTRODO | 6 |
| 1.2. TERMODINAMICA ELECTROQUIMICA | |
| 1.2.1. ECUACION DE NERNST | 10 |
| 1.2.2. INFLUENCIA DE LA PRESION Y TEMPERATURA | 11 |
| 1.3. CINETICA ELECTROQUIMICA | |
| 1.3.1. ETAPAS DEL PROCESO ELECTROQUIMICO | 12 |
| 1.3.1.1. EVOLUCION DEL POTENCIAL ELECTRICO AL INTERIOR DE LA CELDA | 14 |
| 1.3.1.2. CONTROL POR TRANSFERENCIA DE MATERIA | 16 |
| 1.3.1.3. CONTROL POR REACCION ELECTROQUIMICA | 18 |
| 1.3.2. CORRIENTE LIMITE DE DIFUSION | 20 |
| 1.4. INGENIERIA ELECTROQUIMICA | |
| 1.4.1. REACTORES ELECTROQUIMICOS | 22 |
| 1.4.1.1. REACTOR CONTINUO DE MEZCLA PERFECTA | 24 |
| 1.4.1.2. REACTOR DE FLUJO EN PISTON | 25 |
| 1.4.2. CORRELACIONES PARA EL CALCULO DE K_d | 27 |
| CAPITULO 2 "DESINFECCION POR CLORO" | |
| 2.1. DESINFECCION | |
| 2.1.1. OBJETIVOS Y METODOS DE DESINFECCION | 32 |
| 2.1.2. FACTORES QUE INFLUYEN EN LA DESINFECCION | 35 |

INDICE

| | | |
|---|--|----|
| 2.2. | CLORACION | |
| 2.2.1. | COMPUESTOS DE CLORO | 39 |
| 2.2.2. | QUIMICA DEL CLORO | 41 |
| 2.3. | INGENIERIA DE TANQUES DE CONTACTO | 44 |
| CAPITULO 3 "DISEÑO DEL SISTEMA DE CLORACION" | | |
| 3.1. | DISEÑO DEL TANQUE DE CONTACTO DE CLORO | 47 |
| 3.2. | DISEÑO DE LA CELDA DE ELECTROLISIS | 49 |
| 3.3. | DESCRIPCION DEL SISTEMA | 51 |
| 3.3.1. | COSTOS ENTRE GENERAR CLORO POR ELECTROLISIS Y EL MERCADO | 53 |
| CAPITULO 4 "CONCLUSIONES Y BIBLIOGRAFIA" | | |
| | CONCLUSIONES | 56 |
| | BIBLIOGRAFIA | 58 |
| ANEXO 1 "POTENCIALES ESTANDAR DE ELECTRODO" | | |

INTRODUCCION

La necesidad de encontrar sistemas prácticos y económicos en el tratamiento de aguas, tanto para eliminar los contaminantes de aguas usadas así como para eliminar bacterias en el agua para consumo humano, han obligado al hombre a desarrollar nuevas tecnologías o buscar la manera de aplicar tecnologías conocidas desde hace mucho tiempo. Este es el caso de la electrólisis.

La electrólisis es uno de los fenómenos que se estudian dentro del amplio espectro de la electroquímica, que se conoce como la ciencia que trata de los cambios químicos producidos por la corriente eléctrica y de la producción de electricidad partiendo de la energía de las reacciones químicas. Sin embargo desde el punto de vista industrial los cambios tanto físicos como químicos producidos por la corriente eléctrica son más importantes que el segundo aspecto mencionado.

Con la aplicación del proceso de electrólisis surgen operaciones industriales tales como la electroseparación (cloro y cáusticos), Electroextracción (lixiviación de minerales), Electro - refinado (para metales), Electro - deposición (galvano-plastia y galvanostegía), Generación de hidrógeno y oxígeno, Oxidación (eliminación de material orgánico disuelto), Electro - coagulación (eliminación de sólidos disueltos por generación de iones).

Un proceso muy conocido como el de producir hipoclorito de sodio a partir de una electrólisis de una solución diluida de sal puede ser aplicado a procesos de tratamiento de aguas. El desarrollo desde el punto de vista práctico para su comercialización no tiene muchos años y se ha logrado introducir al mercado con garantía de longevidad de los electrodos. Las patentes de estos equipos están basadas principalmente en las características del ánodo, aunque la tecnología de fabricación de estos electrodos ya es de conocimiento universal, son conocidos como ánodos estables y están contruidos de titanio con un recubrimiento de óxido de metales pesados.

Estas celdas pueden generar hipoclorito al 8% en masa combinando en su proceso tres elementos; agua, sal y electricidad.



La reacción global anterior se detalla en la sección 3.3.

La configuración modular de estos equipos los haría muy prácticos porque se requeriría de poco espacio y los tanques tanto de salmuera como de hipoclorito podrían estar en el exterior si así fuese necesario.

Otro atractivo en el uso de celdas de salmuera es el costo de operación que da como resultado un producto que está a una tercera parte del precio del cloro adquirido como hipoclorito de sodio al 12%.

Uno de los argumentos principales para el uso de celdas de salmuera, es la diferencia en costo de equipo e instalaciones de seguridad que existe entre transportar y manejar cloro gas e hipoclorito.

OBJETIVO

El objetivo del presente trabajo es diseñar una celda electrolítica para producir cloro gaseoso y a partir de éste obtener una solución de hipoclorito el cual será aplicado para desinfectar, en este caso particular, a una descarga proveniente de un proceso de lodos activados.

La celda electrolítica deberá tener la capacidad de producir una solución de hipoclorito a un costo mas bajo al que se puede encontrar en el mercado, además de que los costos en cuestión de seguridad son más bajos al manejar soluciones de cloro, comparadas con los altos costos de seguridad para manipular el cloro gaseoso.

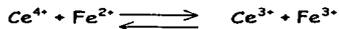
CAPITULO 1 INGENIERIA ELECTROQUIMICA

1.1. CONCEPTOS DE ELECTROQUIMICA

1.1.1. REACCIONES REDOX

Una reacción de oxidación/reducción es aquella en la que se transfieren electrones desde un reactivo a otro. Se define la *oxidación* como un aumento en el número de oxidación (pérdida de electrones) y *reducción* como una disminución en el número de oxidación (ganancia de electrones). Si una sustancia gana electrones se reduce y la que los pierde se oxida, la oxidación y la reducción deben tener lugar simultáneamente y no puede presentarse una sin la otra.

Un ejemplo es la oxidación de iones fierro (II) por iones cerio (IV). La reacción se describe por medio de la ecuación:



En esta reacción, el ión Ce^{4+} toma un electrón del ion Fe^{2+} para formar los iones Ce^{3+} y Fe^{3+} . En el estudio de las reacciones REDOX, con frecuencia resulta de utilidad referirnos a la sustancia que produce la oxidación como el agente oxidante o simplemente oxidante. Los agentes oxidantes poseen gran afinidad por los electrones y hacen que se oxiden otras sustancias sustrayendo los electrones de ellas. Debido a que los agentes oxidantes ganan electrones, se reducen. De la misma forma una sustancia que hace que se lleve a cabo la reducción, lleva el nombre de agente reductor o simplemente reductor. En la reacción antes mencionada el Ce^{4+} es el agente oxidante, mientras que el Fe^{2+} es el agente reductor. La sustancia que en una reacción queda reducida, siempre será el agente oxidante, y el agente reductor siempre será la sustancia oxidada.

Aunque se deben efectuar simultáneamente tanto la oxidación como la reducción, con frecuencia conviene considerarlas como procesos separados. Por ejemplo, la oxidación de Sn^{2+} por Fe^{3+} .



puede considerarse que consta de dos procesos, la oxidación de estaño Sn^{2+} y la reducción de hierro Fe^{3+} .



A dichas reacciones que muestran ya sea la oxidación o la reducción, se les denomina medias reacciones. Como se muestra en las ecuaciones anteriores, el número de electrones perdidos en una media reacción de oxidación debe ser igual al número de electrones ganados en la media reacción de reducción. Cuando esta condición se cumple y se encuentran balanceadas las medias reacciones, se pueden sumar para dar el balance total de la ecuación redox.

1.1.2. CELDAS ELECTROQUÍMICAS

Los equilibrios de oxidación/reducción se pueden estudiar adecuadamente midiendo los potenciales de las celdas electroquímicas en las que participan las dos semireacciones que conforman el equilibrio. Por esta razón, es necesario considerar algunas características de las celdas.

Una celda electroquímica consiste de dos conductores denominados electrodos, sumergidos en una solución electrolítica. Las celdas electroquímicas se clasifican de la siguiente manera:

Celdas voltaicas o galvánicas, en estas celdas se llevan a cabo reacciones espontáneas de oxidación-reducción produciendo energía eléctrica (pilas). Las dos semireacciones están separadas mediante un puente salino, cada semicelda está constituida por una pieza metálica en contacto con una disolución de iones (electrolito) en un recipiente.

Un puente salino es cualquier medio en el que los iones pueden moverse, éste está constituido por una pieza de vidrio en forma de "U" con una disolución saturada de cloruro de potasio y 5% en agar - agar, su principal función es evitar que se mezclen las disoluciones de los electrodos y permitir el flujo eléctrico de las dos disoluciones.

Un ejemplo de una celda voltaica es la celda Zinc - Cobre (Ver figura 1).

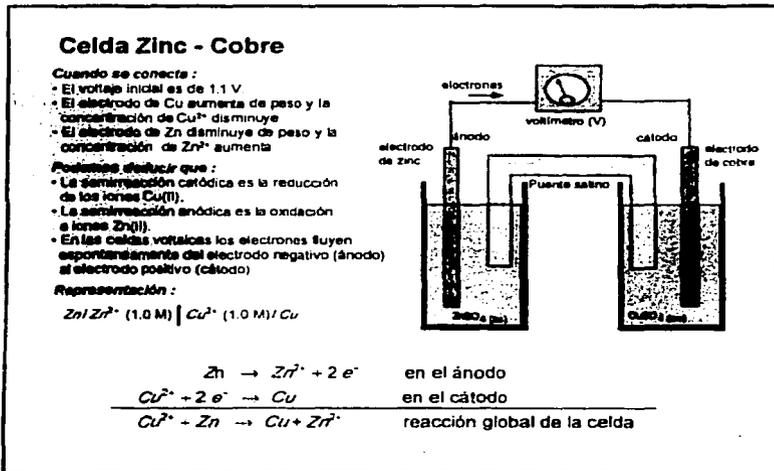


FIGURA 1 "CELDA ZINC-COBRE"

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**

Celdas electrolíticas, en estas celdas se aplica una corriente eléctrica externa para que se lleven a cabo reacciones químicas no espontáneas. Este proceso se llama electrólisis. Esta celda está constituida por un recipiente, un electrólito y dos electrodos conectados a una fuente de corriente continua, los cuales son inertes a la reacción química.

Es importante mencionar que este tipo de celda es la que nos interesa en el presente trabajo, ya que el proceso que se utilizará para la obtención de cloro gas "in situ", es la electrólisis del NaCl disuelto, el cual es un ejemplo claro de una celda electrolítica (ver figura 2).

Podemos afirmar que el electrodo donde tiene lugar la oxidación se denomina ánodo y el electrodo donde tiene lugar la reducción se denomina cátodo: en el caso de las celdas voltaicas el ánodo tiene signo negativo (-) y el cátodo signo positivo (+), para las celdas electrolíticas es a la inversa, cátodo (-) y ánodo (+).

1.1.3. POTENCIALES DE ELECTRODO

De la misma manera que se puede pensar de la reacción general de la celda como la suma de dos semireacciones, el potencial de una celda "E" se puede describir como la suma algebraica de potenciales de una semicelda, esto se debe a la pérdida de electrones en el ánodo ($E_{\text{ÁNODO}}$) y a la ganancia de electrones en el cátodo ($E_{\text{CÁTODO}}$):

$$E = E_{\text{CÁTODO}} - E_{\text{ÁNODO}} \quad (1)$$

Resulta imposible medir directamente un potencial aislado de oxidación o de reducción. Sin embargo, si a una semireacción se le asigna arbitrariamente un potencial estándar de media celda, los potenciales estándar de otras semireacciones se pueden determinar tomando como relación dicha referencia. La media reacción que corresponde a la reducción de H^+ a la forma H_2 se ha seleccionado como referencia asignándosele un potencial de reducción estándar de exactamente 0 volts ($E^\circ = 0.0 \text{ V}$).

El electrodo normal de hidrógeno ENH, el cual está diseñado para operar en condiciones estándar ($[H^+] = 1M$, $T = 0^\circ C$ y $P_{H_2} = 1atm$), consta de un alambre de platino y un fragmento de hoja de platino cubierta con platino finamente dividido que sirve como superficie interna ya sea como cátodo o como ánodo. Este electrodo está dispuesto dentro de un tubo de vidrio de tal forma que el gas hidrógeno pueda burbujear sobre el platino en el caso de la oxidación. Es importante mencionar que este electrodo puede funcionar como cátodo o ánodo dependiendo de la semicelda que esté interactuando con el.

Una *potencial de electrodo* se define como el potencial de una celda formada por el electrodo en cuestión y el electrodo estándar de hidrógeno.

El *potencial estándar de electrodo*, E° , de una semireacción determinada, se define como su potencial de electrodo cuando las actividades de todos los reactivos y productos son iguales a la unidad.

Por convención, los potenciales estándar de las medias celdas se tabulan como potenciales de reducción. En el apéndice 1 se muestra una selección de potenciales estándar de electrodo.

Los potenciales de las medias celdas indican la facilidad con la cual se oxida o se reduce una especie. Entre más positivo sea el valor de E° para una semireacción, mayor será la tendencia para que dicha reacción tenga lugar tal como se escribe. Un potencial de reducción negativo indica que las especies son más difíciles de reducir que el $H^+(ac)$, en tanto que un potencial de reducción positivo indica que las especies son más fáciles de oxidar que el H_2 . De lo anterior podemos decir que, cuando el potencial de una celda "E" es positivo indica un proceso espontáneo (celda voltaica), mientras que un potencial de celda "E" negativo indica un proceso no espontáneo (celda electrolítica)

Analicemos un poco la celda electrolítica de solución de cloruro de sodio, la cual se utilizará para generar cloro gas en la desinfección de agua tratada.

En una celda electrolítica de cloruro de sodio disuelto (ver figura 2), se pueden llevar a cabo las siguientes reacciones:

En el cátodo:

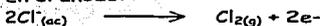


$$E^\circ = - 0.830$$



$$E^\circ = - 2.710$$

En el ánodo:



$$E^\circ = + 1.359$$



$$E^\circ = + 1.230$$

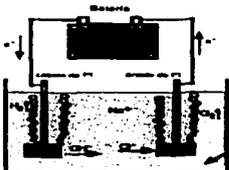
Los valores estándar de electrodo de estas semireacciones se obtienen del apéndice 1.

Electrólisis del cloruro de sodio disuelto

Cuando fluye la corriente :

- En un electrodo se libera hidrógeno y otros hidróxido.
- En el otro electrodo se libera cloro.
- El H_2O se reduce más fácilmente que los iones Na^+ .
- La reacción global produce H_2 , Cl_2 gas y sosa cáustica.

Principio de la electrolisis :
Se divide la especie que con mayor facilidad se oxida y se reduce la especie que con mayor facilidad se reduce, en relación con las demás sustancias.



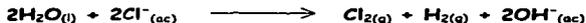
Disolución acuosa de NaCl

FIGURA 2 "CELDA ELECTROLITICA DE SOLUCION DE NaCl"

De la información anterior se esperaría, que la reacción catódica fuera la reducción del agua a hidrógeno gaseoso y, la reacción anódica la oxidación del agua a oxígeno gaseoso. En la realidad lo anterior es cierto en el caso del cátodo, pero en el ánodo la reacción que se lleva a cabo es la oxidación del ion cloro a cloro gaseoso, lo anterior se puede atribuir al fenómeno de sobrepotencial el cual se explicará en la sección de cinética

TESIS CON
 FALLA DE ORIGEN

electroquímica. Se ha demostrado que para oxidar el agua a oxígeno gas es necesario aplicar sobrepotenciales altos, debido a esto la oxidación del ion cloro es favorecida la cual necesita sobrepotenciales más bajos, así la reacción global es como sigue:



Obteniendo un potencial estándar de celda de:

$$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{ano}} = (-0.830\text{V}) - (+1.359\text{V}) = -2.189\text{V}$$

Como se puede observar el valor del potencial es negativo, con ello comprobamos que se trata de una celda de electrólisis, por lo que es necesario aplicar una corriente eléctrica externa para obtener los productos mostrados en la reacción global.

1.2. TERMODINAMICA ELECTROQUIMICA

1.2.1. ECUACION DE NERNST

Como ya se ha visto en el capítulo anterior, el potencial estándar de electrodo de cualquier semireacción es determinado a condiciones estándar de concentración (1M), pero entonces como podemos determinar un potencial de celda a concentraciones diferentes a la estándar.

Tomemos la energía libre de Gibbs ΔG , la cual indica el grado de espontaneidad de una reacción, la cual tiene la siguiente forma general:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln k \quad (2)$$

Debido a que el potencial de celda E indica si una reacción redox es o no espontánea, se debe esperar que exista alguna relación entre el potencial de celda E y el cambio de la energía libre ΔG . La relación entre estas dos variables es la siguiente:

$$\Delta G = -v_e FE \quad (3)$$

En esta ecuación v_e equivale al número de equivalentes por mol, en tanto que F es la constante de Faraday (96,487 Coulombs/equivalente), esta constante indica la cantidad de electricidad para reducir en el cátodo u oxidar en el ánodo 1 peso equivalente-gramo.

La ecuación 3 se modifica para relacionar ΔG° y E° , para la sustitución en la cual los reactivos y sus productos se encuentran en sus estados estándar respectivos.

$$\Delta G^\circ = -v_e FE^\circ \quad (4)$$

Sustituyendo la ecuación 4 y 3 en 2 obtenemos:

$$E = E^\circ - RT/v_e F \ln K \quad \text{ó} \quad E = E^\circ - RT/v_e F \ln [\text{Red}] / [\text{Ox}] \quad (5)$$

A la ecuación anterior se le conoce mejor como *ecuación de Nernst*, la cual nos permite calcular el potencial de electrodo a diferentes valores de concentración.

1.2.2. INFLUENCIA DE LA PRESION Y LA TEMPERATURA

Como ya vimos el potencial de una celda (E) de composición determinada, está relacionado con la función de Gibbs por la ecuación (3). La variación de cualquier ΔG con la temperatura esta dada por la siguiente ecuación:

$$(\partial\Delta G/\partial T)_p = -\Delta S \quad (6)$$

Sustituyendo la ecuación (6) en la (3), obtenemos la ecuación que relaciona el cambio del potencial de celda E con la temperatura a presión constante.

$$(\partial E/\partial T)_p = \Delta S/v_e F \quad (7)$$

Obteniendo la segunda derivada de la ecuación (7) tenemos la siguiente expresión.

$$(\partial^2 E/\partial T^2)_p = \Delta C_p/v_e F T \quad (8)$$

De la misma forma podemos obtener una expresión que relaciona el cambio del potencial de celda E con la presión a temperatura constante. La variación de cualquier ΔG con la presión esta dada por la siguiente expresión:

$$(\partial\Delta G/\partial P)_T = \Delta V \quad (9)$$

Sustituyendo la ecuación (9) en la (3), obtenemos la siguiente ecuación:

$$(\partial E/\partial P)_T = -\Delta V/v_e F \quad (10)$$

1.3. CINÉTICA ELECTROQUÍMICA

1.3.1. ETAPAS DEL PROCESO ELECTROQUÍMICO

Los procesos electroquímicos tienen lugar en los electrodos. Los procesos de electrodo son reacciones heterogéneas que ocurren en la interfase metal - electrolito y se caracterizan por estar acompañados por la transferencia de carga eléctrica a través de dicha interfase. Es importante aclarar que cuando únicamente interesan las propiedades de equilibrio no es necesario conocer los detalles de la separación de carga responsables de la diferencia de potencial en la interfase. Sin embargo, cuando lo que interesa es la velocidad de transferencia de carga, se hace esencial una descripción de las interfases.

La diferencia de potencial a través de la interfase se origina a partir de una separación de carga.

Por tanto el modelo de una interfase es el de una doble capa eléctrica (ver figura 3), que consiste, por ejemplo, en una capa de carga negativa en la superficie del electrodo (cátodo) y una capa de carga positiva próxima a ella en la disolución o viceversa. Los modelos de Helmholtz y Gouy - Chapman explican este fenómeno, los cuales no se explicarán a detalle en este trabajo ya que ese no es el objetivo del mismo.

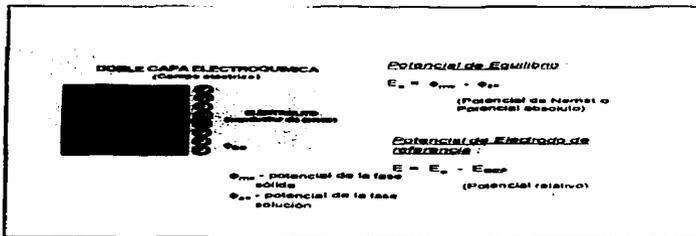


FIGURA 3 "DOBLE CAPA ELÉCTRICA"

TESIS CON
FALLA DE OPCIÓN

Considérese el transporte de iones A en un medio isoterma desde el seno del electrolito hacia el electrodo, en nuestro caso el cátodo, donde reacciona A para producir el componente B (Ver figura 4).

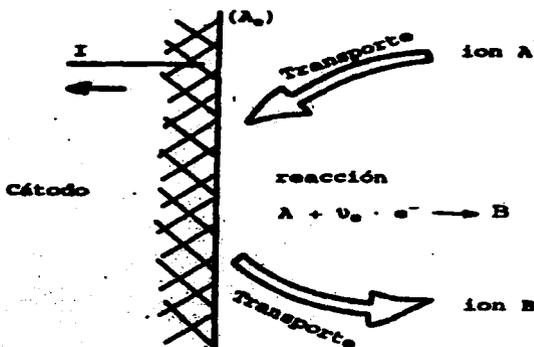


FIGURA 4 "REACCIÓN EN EL ELECTRODO"

Como se indica en la figura 4, el proceso correspondiente a la transformación de A en B se puede describir en tres etapas básicas:

- ✓ Una etapa de transporte del ión A desde el seno del electrolito hacia el electrodo.
- ✓ Una etapa de reacción electroquímica en el electrodo, produciéndose la conversión de A en B.
- ✓ Si el componente B es soluble, una etapa del transporte del ión B desde la interfase donde se produce hacia el seno del electrolito. El producto de la reacción podría ser gaseoso; en este caso, las burbujas de gas se evacúan, abandonando la solución.

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**

De lo anterior podemos decir que la velocidad del proceso global de transformación electroquímica estará controlado por la etapa más lenta, la cual puede ser por **Transporte de Materia (Control Difusional)** o por **Reacción Electroquímica (Control Cinético)**. Vista desde el exterior del sistema, esta limitación se traduce por la de la intensidad de corriente eléctrica $|I|$ que abandona el cátodo de superficie A_e , por lo que el flujo de iones A en el eje "y" hacia el cátodo, esta dado por la siguiente expresión.

$$(N_A)_{el} = |I| R_f / A_e v_e F \quad (11)$$

Donde R_f es el rendimiento farádico en el electrodo considerado. Es importante mencionar que una variable importante en el diseño de Reactores electroquímicos es el área de electrodo A_e , la cual se puede obtener de la ecuación 11, siempre y cuando se conozca la cantidad que deseamos transformar de A a B (producción) y la intensidad de corriente necesaria para esta reacción.

1.3.1.1. EVOLUCION DEL POTENCIAL ELECTRICO AL INTERIOR DE LA CELDA.

Como ya vimos en el punto 1.1.3. el potencial de celda "U" esta dado por la ecuación (1) la cual toma los valores de E_{red} y E_{ox} en el equilibrio, es decir cuando cada electrodo se encuentra en equilibrio electroquímico con la solución en contacto y no hay circulación de corriente en el sistema ($i = 0$), la ecuación (1) nos permite obtener a lo que desde ahora llamaremos tensión mínima de celda y la conoceremos como U_0 .

En la realidad la tensión de celda U_c siempre es mayor a la tensión mínima de celda U_0 , debido a que esta se ve afectada por otros fenómenos, según se muestra en la figura 5, por lo que adopta la siguiente forma general:

$$E_c = E_0 + \eta_a + |\eta_c| + E_{ohm} \quad (12)$$

Donde E_0 es la tensión mínima de celda, E_{ohm} es la caída ohmica debido a la resistencia del electrolito o al atravesar un separador

(membrana), η_a y $|\eta_c|$ son las sobretensiones de activación y de concentración en los electrodos. El fenómeno de sobretensión ocurre cuando los electrodos se encuentran fuera del equilibrio ($i \neq 0$), y se define como la diferencia entre el potencial E y el potencial de equilibrio correspondiente:

$$\text{Para el ánodo: } \eta_a = E_a - E_a^{\circ} \quad (\eta_a > 0) \quad (13)$$

$$\text{Para el cátodo: } \eta_c = E_c - E_c^{\circ} \quad (\eta_c < 0) \quad (14)$$

En la ecuación (12) podemos observar que si nosotros disminuimos la distancia entre electrodos la caída de tensión ohmica disminuye, minimizando la tensión de celda.

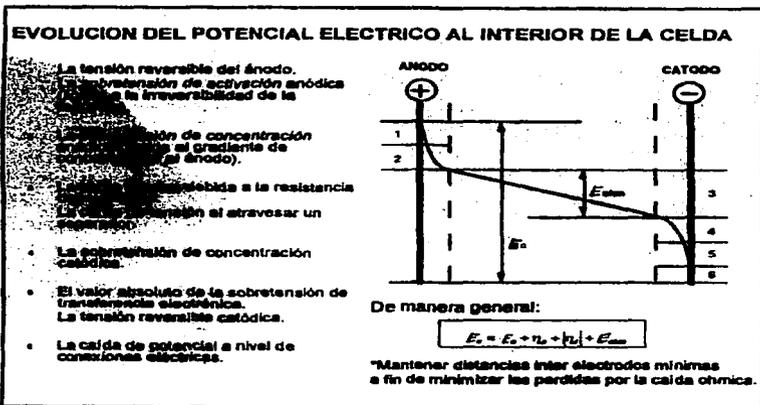


FIGURA 5 "EVOLUCION DEL POTENCIAL ELECTRICO"

1.3.1.2. CONTROL POR TRANSFERENCIA DE MATERIA

Considérese la figura 6, la cual muestra lo que puede suceder a nivel local en lo que concierne a la variación de concentración del ión A que va reaccionar sobre un electrodo sumergido en un electrolito de concentración $C_{A\infty}$.

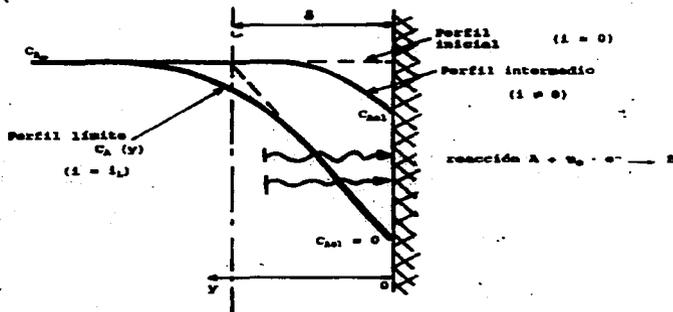


FIGURA 6 "VARIACION DE LA CONCENTRACION EN LAS CERCANIAS DEL ELECTRODO"

El transporte de los iones A en la solución se hace por difusión, convección y migración. De tal manera que el vector densidad de flujo de A en el componente "y" se escribe:

$$(N_A)_y = \left[-(D_A - D'_A) \frac{dC_A(y)}{dy} \right] + [C_A(y) \mathcal{V}_y] - \left[\frac{D_A C_A(y)}{RT} Z_A F \frac{d\phi(y)}{dy} \right] \quad (15)$$

Donde:

Z_A : Valencia del ión A

D_A : Coeficiente de difusión molecular de A, m^2/s

D'_A : Coeficiente de difusión turbulenta de A, m^2/s
 $C_A(y)$: Concentración de A en la componente "y", mol/m^3
 V_y : Componente "y" del vector velocidad de flujo, m/s
 ϕ_s : Potencial de la solución, V

Si la $C_A < C$ de los otros iones presentes (gran movilidad), la migración es despreciable, además si la componente V_y es nula para $y=0$, la expresión anterior se simplifica como:

$$(N_A)_{y=0} = (N_A)_{electrodo} = -D_A \left[\frac{dC_A(y)}{dy} \right]_{y=0} = -D_A \frac{C_{A_s} - 0}{\delta - 0} = -\frac{D_A}{\delta} C_{A_s} \quad (16)$$

Sustituyendo la ecuación (11) en la ecuación (14) y considerando un $R_f = 1$, tenemos:

$$|i_L| = \frac{|I_L|}{A_e} = v_e F k_d C_{A_s} \quad (17)$$

donde, $k_d = \frac{D_A}{\delta}$

k_d : Coeficiente local de transferencia de materia por difusión - convección entre el electrolito y el electrodo, m/s

v_e : Número de equivalentes por mol, eq/mol

F: Número de faraday, 96487 C/eq

C_{A_s} : Concentración en la solución del componente a reaccionar en el electrodo, mol/m^3

I_L : Intensidad de corriente en la celda, A

A_e : Área de electrodo, m^2

i_L : Densidad de corriente por unidad de área de electrodo, A/m^2

De lo anterior podemos concluir:

- ✓ El conocimiento de k_d conduce al de i_L si C_{A_s} es conocida.
- ✓ Para un sistema donde la concentración es C_{A_s} , el aumento de k_d se obtiene por reducción del espesor δ que representa el espesor de la película del perfil de concentración de A. El espesor δ se puede reducir por medio de agitación vigorosa en las cercanías del electrodo.

- ✓ A un nivel global, la densidad de corriente límite media está relacionada con el coeficiente medio de transferencia de materia por,

$$|\bar{i}_L| = \nu_e F \bar{k}_d C_{A\infty} \quad (18)$$

- ✓ La geometría y las condiciones hidrodinámicas del sistema influyen sobre los valores de k_d y en consecuencia sobre i_L .

1.3.1.3. CONTROL POR REACCIÓN ELECTROQUÍMICA

De la irreversibilidad del mecanismo asociado a la transferencia de carga, resulta la necesidad de aplicar al electrodo un valor de potencial E diferente de E_0 . La diferencia entre E y E_0 se conoce como sobrepotencial o sobretensión electroquímica (ver ecuaciones 13 y 14) y esta se debe solo a la transferencia de carga.

En ausencia de limitación por transferencia de materia ($C_{A\infty} = C_{A\text{electrodo}}$), la ecuación cinética que asocia la sobretensión a la densidad de corriente es:

$$i = i_0 \left\{ \exp \left[(1 - \alpha) \frac{\nu_e F}{RT} \eta \right] - \exp \left[-\alpha \frac{\nu_e F}{RT} \eta \right] \right\} \quad (19)$$

donde,

α es el coeficiente de transferencia de carga ($0 < \alpha < 1$),
 i_0 es la densidad de corriente de intercambio ($i = 0$)

- ✓ Para valores pequeños de sobretensión " η ", cerca del equilibrio termodinámico:

$$i = i_0 \frac{\nu_e F}{RT} \eta \quad (20)$$

i varía proporcional a η

- ✓ Para valores grandes de sobretensión " η ", uno u otro de los exponenciales es despreciable:

➤ Para una sobretensión anódica elevada ($\eta_a > 0$)

$$i = i_0 \exp\left(-\alpha \frac{\nu_e F}{RT} \eta_a\right) \quad (21)$$

siendo $\eta_a = -\frac{RT}{\alpha \nu_e F} \ln \frac{i}{i_0}$

➤ Para una sobretensión catódica elevada ($\eta_c > 0$)

$$i = i_0 \exp\left[(1-\alpha) \frac{\nu_e F}{RT} \eta_c\right] \quad (22)$$

siendo $\eta_c = \frac{RT}{(1-\alpha)\nu_e F} \ln \frac{i}{i_0}$

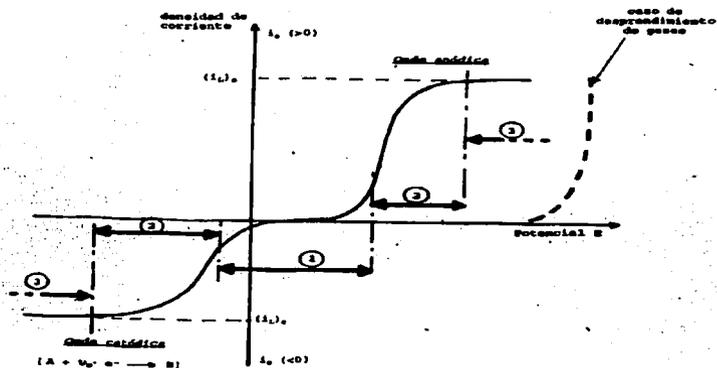
En ambos casos, η varía como logaritmo de la densidad de corriente i :

$$\eta = a + b \ln|i| \quad (23)$$

mejor conocida como ley de TAFEL

1.3.2. CORRIENTE LIMITE DE DIFUSIÓN

En la figura 7 se muestra el perfil general de la curva de la densidad de corriente i en función del potencial de electrodo E , donde se pueden distinguir tres zonas distintas en cuanto al tipo de control del proceso electroquímico:

FIGURA 7 "CURVA DE i VS E "

- Zona de control cinético (zona 1) o de control por cinética electroquímica. En esta zona interviene casi únicamente la sobretensión de activación, la cual está ligada a la cinética de la reacción.
- Zona de control difusional (zona 3) o de control de transferencia de materia. La densidad de corriente es máxima e igual a la densidad de corriente límite, $(i_L)_a$ en el ánodo y $(i_L)_c$ en el cátodo. En esta zona interviene, de manera preponderante, la sobretensión de concentración, la cual está relacionada a la existencia de una

variación de concentración en el seno de la solución y la superficie del electrodo.

- Zona de control mixto (zona 2) donde intervienen de forma simultánea y en grado diferente los dos fenómenos anteriores.

Considérese la reacción catódica:



La densidad de corriente límite media $|i_L|$ para la superficie catódica en su conjunto está relacionada a la intensidad límite $|I_L|$ de corriente catódica por $|i_L| = |I_L| / A_e$. Si el rendimiento farádico R_f de esta reacción es igual a la unidad, entonces $|I_L| / \nu_e F$ corresponde a la cantidad máxima de iones "A" que pueden reaccionar por segundo en el cátodo. Esta cantidad representa la productividad del electrodo catódico. El mismo razonamiento podría hacerse para la reacción que tiene lugar sobre el electrodo anódico.

El conocimiento de la densidad de corriente límite aporta la siguiente información:

- En el caso de una productividad dada, el hecho de asimilar $|I|$ a la intensidad límite conduce al concepto de superficie mínima de electrodo $(A_e)_{\min}$ necesaria.
- En el caso de una celda de electrólisis (reactor electroquímico) ya existente, y por tanto para una superficie A_e impuesta, el conocimiento de la densidad de corriente límite $|i_L|$ conduce a $|I_L|$, y en consecuencia a la intensidad de corriente máxima admisible. Esta intensidad máxima es, a su vez, una medida de la productividad máxima del electrodo considerado.

1.4. INGENIERIA ELECTROQUIMICA

1.4.1. REACTORES ELECTROQUIMICOS

La metodología desarrollada en Ingeniería Química para describir el funcionamiento de los reactores químicos se ha introducido poco a poco en el área de la Ingeniería Electroquímica. Así, se puede decir que todo reactor electroquímico industrial de hidrodinámica compleja, puede ser estudiado como un reactor ideal. Se considerarán dos tipos de reactores ideales, como sigue:

➤ REACTOR DE MEZCLA PERFECTA

El reactor de mezcla perfecta según se muestra en la figura 8 se caracteriza por presentar una concentración C_A uniforme en todo su volumen, puede ser cerrado o abierto. El primero funciona en régimen no estacionario o transitorio "batch" y su rendimiento depende del tiempo. El segundo con un caudal volumétrico de entrada y salida idénticos donde la concentración C_A a la salida de este reactor es igual a la concentración uniforme existente dentro del reactor. El tiempo durante el cual los elementos de fluido residen en el interior de este reactor abierto, o tiempo de residencia, puede tomar cualquier valor, una partícula puede salir inmediatamente después que entró, o, como caso extremo "dar vueltas" en el interior del reactor sin poder salir. Existe por tanto una distribución del tiempo de residencia en torno a un tiempo de residencia medio.

➤ REACTOR DE FLUJO EN PISTON

El reactor de flujo en pistón según se muestra en la figura 8, es esencialmente abierto en el cual todos los elementos fluidos se desplazan a la misma velocidad uniforme, como lo hace un pistón en el interior de un cilindro. Todos los elementos permanecen durante el mismo tiempo de residencia en el interior del reactor. En cuanto a la concentración del elemento transformado o producido varia de forma continua entre la entrada y la salida del reactor.

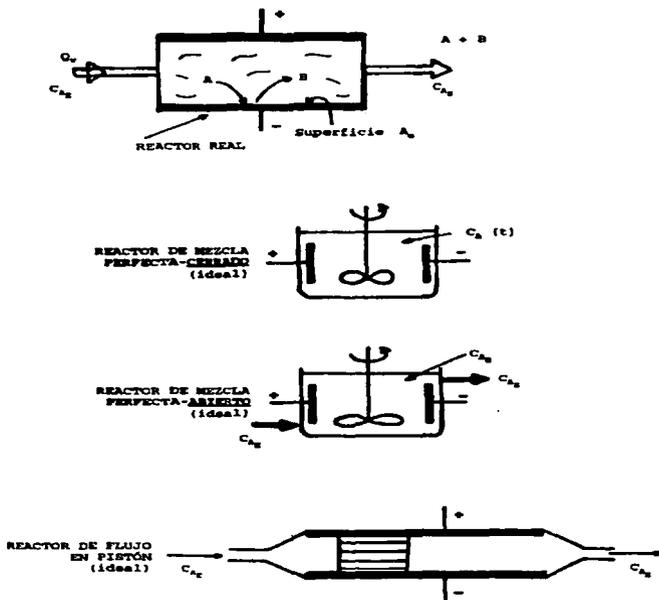


FIGURA 8 "REACTORES ELECTROQUÍMICOS"

1.4.1.1. REACTOR CONTINUO DE MEZCLA PERFECTA

Consideremos un reactor electroquímico de compartimentos separados donde solo se examinará el compartimento catódico bajo la hipótesis de que éste se comporta como un reactor de mezcla perfecta (figura 9). El balance global del componente A en el compartimento catódico perfectamente agitado, para un caudal volumétrico Q_V , rendimiento faradico igual a la unidad y una concentración C_{AE} de iones A a la entrada y C_{AS} a la salida es:

$$Q_V * C_{AE} = Q_V * C_{AS} + \frac{|I_L|}{\nu_e F} \quad (24)$$

| | | |
|-----------------------------------|--------------------------------|----------------------------------|
| Caudal de iones A A que entran | Caudal de iones A que salen | Caudal de iones transformados |
|-----------------------------------|--------------------------------|----------------------------------|

Como la concentración en el reactor es constante e igual a C_{AS} y dado que el cátodo, de superficie A_e , opera en condiciones de corriente límite, el caudal de iones A transformados es también igual a $k_d A_e C_{AS}$ por lo que obtenemos la siguiente ecuación:

$$Q_V * C_{AE} = Q_V * C_{AS} + \bar{k}_d A_e C_{AS} \quad (25)$$

Despejando las concentraciones de la ecuación (25) tenemos:

$$\frac{C_{AS}}{C_{AE}} = \left[1 + \frac{\bar{k}_d A_e}{Q_V} \right]^{-1} \quad (26)$$

De igual forma podemos expresarla en términos de la tasa de conversión, como sigue:

$$X_A = \frac{C_{AE} - C_{AS}}{C_{AE}} = \frac{\bar{k}_d A_e / Q_V}{1 + \bar{k}_d A_e / Q_V} \quad (27)$$

La superficie A_e de cátodo necesario para realizar la transformación del caudal Q_V de C_{AE} a C_{AS} se calcula a partir de las ecuaciones (26) y (27). Si A_e es conocido, entonces $|I_L|$ se obtiene a partir del balance global de materia. Es importante mencionar que para realizar estos cálculos es necesario conocer k_d .

1.4.1.2. REACTOR DE FLUJO EN PISTON

Considérese la figura 9, el balance de materia del componente A en un elemento diferencial de espesor "dx", situado entre la distancia "x" donde la concentración es $C_A(x)$ y la distancia "x + dx" donde la concentración es $C_A(x) + (dC_A(x)/dx)dx$, entonces obtenemos:

$$Q_r C_A(x) = Q_r \left[C_A(x) + \frac{dC_A(x)}{dx} dx \right] + k_d l dx C_A(x) \quad (28)$$

Entrada
de Iones

Saliente
de Iones

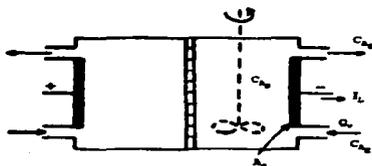
Transformado
de Iones

Suponiendo $k_d(x) = k_d$ y el área de electrodo $A_e = lL$ donde l es el ancho y L es la longitud de la celda respectiva, reduciendo e integrando, tenemos:

$$\frac{C_{A,x}}{C_{A,0}} = \exp\left(-\frac{k_d A_e}{Q_r}\right) \quad (29)$$

En términos de tasa de conversión, tenemos:

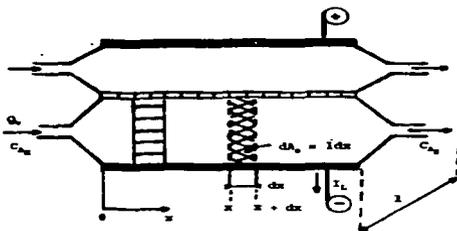
$$X_A = 1 - \exp\left(-\frac{k_d A_e}{Q_r}\right) \quad (30)$$



Balanza global de A:

$$Q_0 \cdot C_{A_0} = Q_1 \cdot C_{A_2} + \frac{I_L}{v_e \cdot F}$$

$$Q_0 \cdot (C_{A_0} - C_{A_2}) = \frac{I_L}{v_e \cdot F} \cdot C_{A_2}$$



Balanza diferencial:

$$Q_0 \cdot \frac{dC_A(x)}{dx} + \bar{v}_e \cdot l \cdot C_A(x) = 0$$

(l = ancho del cátodo)

Balanza global:

$$Q_0 \cdot (C_{A_0} - C_{A_2}) = \frac{I_L}{v_e \cdot F}$$

FIGURA 9 "REACTOR DE MEZCLA PERFECTA Y FLUJO EN PISTÓN"

TESIS CON
FALLA DE ORIGEN

1.4.2. CORRELACIONES PARA EL CÁLCULO DE k_d

Para la determinación de k_d es importante tomar en cuenta tanto la hidrodinámica como la configuración del sistema, en el cual se llevara a cabo la transformación electroquímica, las principales configuraciones básicas que se toman en cuenta para el diseño de un reactor electroquímico son las siguientes:

➤ Electrodo Planos Paralelos

En el compartimento de espesor h , y de diámetro hidráulico d_h , esquematizado en la figura 10, el flujo puede ser laminar o turbulento, y las principales correlaciones para el cálculo de k_d en esta configuración son las siguientes:

➤ Para: $75 < Re < 2000$ y $0.05 < d_h/L < 20$

$$Sh = 1.85 \left(Re Sc \frac{d_h}{L} \right)^{1/3} \quad (31)$$

➤ Para régimen turbulento ($Re > 4000$)

➤ Analogía de Chilton - Colburn

$$Sh = 0.023 Re^{0.8} Sc^{1/3} \quad (32)$$

➤ Analogía de Von Karman

$$Sh = 0.058 (f/2)^{1/2} Re Sc^{1/3} \quad (33)$$

Donde:

$$f/2 = 0.039 \left(\frac{v d_h}{\nu} \right)^{-1.4}; \quad d_h = \frac{2lh}{l+h}; \quad Re = \frac{d_h v \rho}{\mu}; \quad Sc = \frac{\mu}{\rho D_A}; \quad Sh = \frac{k_d d_h}{D_A}$$

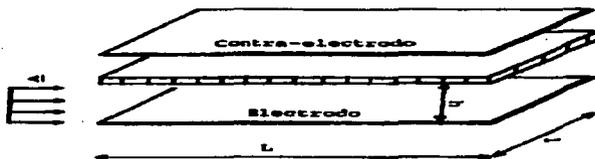


FIGURA 10 "ELECTRODOS PLANOS PARALELOS"

> Electrodos Cilíndricos Coaxiales

En este caso el electrolito se introduce en el espacio entre dos cilindros de radios R_1 y R_2 , como se muestra en la figura 11. Para algunas aplicaciones, se puede utilizar solamente la rotación del electrodo cilíndrico interior ($\omega \neq 0$; $v = 0$) o tener en cuenta cierta preponderancia sobre un flujo axial ($\omega \neq 0$; v muy pequeño), para este caso se conocen varios regímenes hidráulicos posibles: laminar, laminar con remolinos, turbulento con remolinos bien definidos, turbulento. Los remolinos o inestabilidades que se pueden generar en el espacio interelectródico, se conocen como remolinos de Taylor.

Existe una gran variedad de correlaciones que hacen intervenir un número de Reynolds característico de la rotación, debiéndose destacar para el caso de régimen turbulento, la relación de Eisenberg. Existen también situaciones donde el flujo axial sobresale de manera neta a la rotación del cilindro interior, dando lugar a correlaciones que tienen en cuenta, a la vez, los números adimensionales de Reynolds, Re , y de Taylor, Ta .

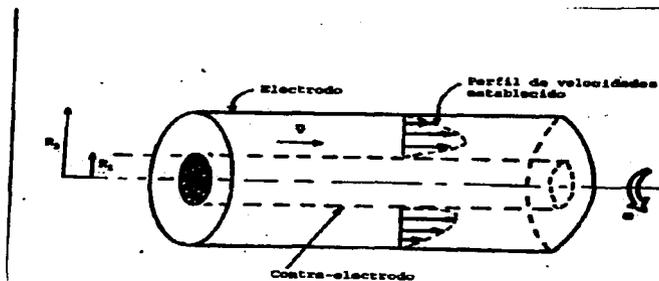


FIGURA 11 "ELECTRODOS CILINDRICOS COAXIALES"

Las correlaciones a utilizar para este tipo de configuración son las siguientes:

➤ SIN FLUJO AXIAL ($v = 0$)

➤ Régimen laminar puro:

El cilindro interior gira a baja velocidad angular ω y el exterior permanece fijo.

$$\frac{k_d L}{D_d} = 1.0174 \left[\frac{L^2 \omega}{\left[1 - \left(\frac{R_1}{R_2} \right)^2 \right] \nu} Sc \right]^{1/3} + 0.2 \frac{L}{R_1} \quad (34)$$

TESIS CON
FALLA DE ORIGEN

➤ Régimen laminar con remolinos:

Los remolinos aparecen cuando se alcanza el valor crítico $Ta_c = 40$. Los remolinos se presentan por pares. El sentido de rotación de cada fluido en el par es opuesto. Por arriba de un valor crítico Ta_c ($Ta_c > Ta_c$), los remolinos presentan un movimiento oscilatorio transversal periódico. Los valores de Ta_c y Tac se relacionan por:

$$\frac{R_1}{R_2 - R_1} \left(1 - \left(\frac{Ta_c}{T'ac} \right) \right) = 2.43 \quad (35)$$

➤ Régimen turbulento:

$$Sh = 0.0791 Sc^{0.356} Re_n^{0.7}$$

$$10^3 < Re_n < 10^5$$

Donde:

$$Sh = \frac{k_d 2R_1}{D_A}$$

➤ CON FLUJO AXIAL ($\omega = 0$)

➤ Régimen laminar:

Para electrodos de corta longitud L:

$$\frac{k_d d_h}{D_A} = 1.614 \left(Re_a Sc \frac{d_h}{L} \right)^{1/3}$$

Para electrodos de gran longitud L:

$$Sh = 1.02 Re_a^{0.45} Sc^{0.5} \left(\frac{d_h}{L} \right)^{0.4} \left(\frac{R_2}{R_1} \right)^{0.8} Gr_d^{0.05}$$

➤ Régimen turbulento:

Para $3000 < Re < 30000$

$$\frac{k_d d_h}{D_s} = 0.023 \text{Re}_a^{0.8} \text{Sc}^{1/3}$$

Donde:

$$\text{Re}_a = \frac{2v(R_2 - R_1)}{v}$$

Número de reynolds axial

$$\text{Re}_\omega = \frac{2R_1^2 \omega}{v}$$

Número de reynolds de rotación

$$T_a = \left(\frac{R_2 - R_1}{R_1} \right)^{1.7} \frac{R_1 (R_2 - R_1) \omega}{v}$$

Número de Taylor

$$d_h = 2(R_2 - R_1)$$

Diámetro hidráulico

CAPITULO 2 DESINFECCION POR CLORO

2.1. DESINFECCION

2.1.1. OBJETIVOS Y METODOS DE DESINFECCION

La desinfección consiste en la destrucción selectiva de organismos que causan daño al cuerpo humano. En el campo de las aguas residuales, las tres categorías de organismos de origen humano de mayor consecuencia en la producción de enfermedades son: las bacterias, los virus y los quistes amebianos. Estos organismos son causantes de enfermedades como el tífus, el cólera, disentería bacilar, poliomielitis, hepatitis infecciosa, etc.

Los requisitos que debe cumplir un desinfectante químico ideal se muestran en la tabla 1. Ahí se aprecian algunas características importantes las cuales se deben tomar en cuenta para realizar una buena selección del agente químico, de acuerdo a las características del influente a desinfectar.

La acción de los desinfectantes se ha pretendido explicar por cuatro mecanismos: daño a la pared celular, alteración de la permeabilidad de las células, alteración de la naturaleza coloidal del protoplasma e inhibición de la actividad enzimática.

También es importante que los desinfectantes sean seguros en su aplicación y manejo, y que su fuerza o concentración en las aguas tratadas sea medible y cuantificable. Los métodos más empleados para llevar a cabo la desinfección son:

- Agentes Químicos
- Agentes físicos
- Medios Mecánicos
- Radiación

TABLA 1

| Característica | Propiedades / Respuesta | Cloro | Hipoclorito de sodio | Hipoclorito de calcio | Dicloro de cloro | Cloruro de bromo | Ozono | Radiación UV |
|--|---|---|--------------------------|--------------------------|---|---------------------------|---|--|
| Toxicidad para los microorganismos | Debe ser altamente tóxico a altas concentraciones | Alta | Alta | Alta | Alta | Alta | Alta | Alta |
| Solubilidad | Debe ser soluble en agua o en tejido celular | Ligera | Alta | Alta | Alta | Ligera | Alta | N/A |
| Estabilidad | La pérdida de acción germicida con el tiempo debe ser baja | Estable | Ligeramente estable | Relativamente estable | Inestable, debe generarse a medida que se consume | Ligeramente estable | Inestable, debe generarse a medida que se consume | Debe generarse a medida que se consume |
| No tóxico para formas de vida superior | Debe ser tóxico para los microorganismos y no tóxico para formas de vida superiores | Altamente tóxico para las formas de vida superiores | Tóxico | Tóxico | Tóxico | Tóxico | Tóxico | Tóxico |
| Homogeneidad | La disolución debe ser uniforme en su composición | Homogéneo | Homogéneo | Homogéneo | Homogéneo | Homogéneo | Homogéneo | N/A |
| Interacción con materias extrañas | No debe ser absorbido por otra materia orgánica que las células bacterianas | Oxida la materia orgánica | Oxidante activo | Oxidante activo | Alta | Oxida la materia orgánica | Oxida la materia orgánica | N/A |
| Toxicidad a temperatura ambiente | Debe ser efectivo en el intervalo de temperaturas ambiente. | Alta | Alta | Alta | Alta | Alta | Alta | Alta |
| Penetración | Debe tener la capacidad de penetrar, a través de las superficies | Alta | Alta | Alta | Alta | Alta | Alta | Moderado |
| No corrosivo y no colorante | No debe atacar los metales ni teñir la ropa | Muy corrosivo | Corrosivo | Corrosivo | Muy corrosivo | Corrosivo | Muy corrosivo | N/A |
| Capacidad desodorante | Debe desodorizar a la vez que desinfectar | Alta | Moderado | Moderado | Alta | Moderado | Alta | N/A |
| Disponibilidad | Debe estar disponible en grandes cantidades y a un precio razonable | Coste bajo | Coste moderadamente bajo | Coste moderadamente bajo | Coste moderadamente bajo | Coste moderadamente bajo | Coste moderadamente elevado | Coste moderadamente elevado |

TESIS CON
FALLA DE ORIGEN

AGENTES QUÍMICOS.

Los agentes químicos utilizados para la desinfección incluyen: el cloro y sus compuestos, el bromo, el yodo, el ozono, los alcoholes, los metales pesados y compuestos afines, los colorantes, los jabones, el agua oxigenada y ácidos y álcalis diversos.

Los desinfectantes más corrientes son los productos químicos oxidantes, de los cuales el cloro es el más utilizado, aunque también se ha empleado, para la desinfección el agua residual, el bromo y el yodo. El ozono es un desinfectante eficaz, cuyo uso va en aumento, a pesar de que no deja una concentración residual que permita valorar su presencia después del tratamiento. El agua muy ácida o muy alcalina también se ha empleado para la destrucción de bacterias patógenas, ya que el agua con pH inferior a 3 y superior a 11 es relativamente tóxica para la mayoría de las bacterias.

AGENTES FÍSICOS.

Los desinfectantes físicos que se pueden emplear son la luz y el calor. El agua caliente a la temperatura de ebullición, por ejemplo, destruye las principales bacterias causantes de enfermedades y formadoras de esporas. El calor se suele emplear con frecuencia en las industrias lácticas y de bebidas, pero su aplicación al agua residual no es factible debido al alto costo que supondría. Sin embargo, la pasteurización del fango es una práctica habitual en toda Europa. La luz solar también es un buen desinfectante, especialmente la radiación ultravioleta. La eficacia de este proceso depende de la penetración de los rayos en el agua. La geometría de contacto entre la fuente emisora de luz ultravioleta y el agua es de gran importancia debido a que la materia en suspensión, las moléculas orgánicas disueltas y la propia agua, además de los microorganismos, absorberán la radiación. Por lo tanto, la aplicación de la radiación ultravioleta como mecanismo de desinfección no resulta sencilla en sistemas acuosos, especialmente por la presencia de materia particulada.

MEDIOS MECÁNICOS.

Las bacterias también se pueden eliminar usando medios mecánicos, como los tamices de malla gruesa, tamices de malla fina, desarenadores, sedimentación primaria, etc.

RADIACIÓN.

Los principales tipos de radiación son la radiación electromagnética, la acústica y la radiación de partículas. Los rayos gama se emiten a partir de elementos radioisótopos, como el cobalto 60. Dado su poder de penetración, los rayos gama se han utilizado tanto para la desinfección del agua potable como del agua residual.

2.1.2. FACTORES QUE INFLUYEN EN LA DESINFECCION

Al aplicar los medios o agentes de desinfección descritos, se deben tener en cuenta los siguientes factores:

- > Tiempo de contacto
- > Tipo y concentración del agente químico
- > Temperatura
- > Número de organismos
- > Tipo de organismos
- > Naturaleza del medio líquido

Siendo los tres primeros los más importantes, y que a continuación se describen:

TIEMPO DE CONTACTO

Quizá este factor sea uno de los más importantes en el proceso de desinfección. Por lo general, tal como se muestra en la figura 12, se ha podido observar que para una concentración dada de desinfectante, la mortalidad de los patógenos aumenta cuanto mayor sea el tiempo de contacto. Esta observación fue hecha por primera vez por Chick, y en la forma diferencial, la ley de Chick se escribe como:

$$\frac{dN}{dt} = -kN, \quad (36)$$

donde,

N_t = Número de organismos en el instante t

t = Tiempo

k = Constante, tiempo⁻¹

Si N_0 es el número de organismos en el instante inicial, $t = 0$, la ecuación 36 se puede integrar para obtener:

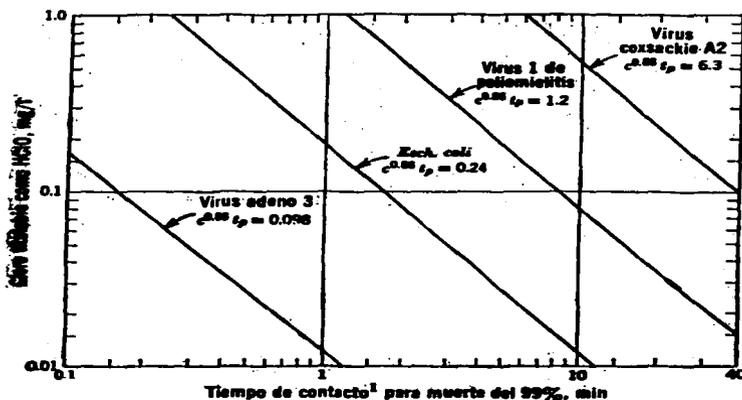
$$\frac{N_t}{N_0} = e^{-kt}, \text{ ó } \ln \frac{N_t}{N_0} = -kt, \quad (37)$$

Las desviaciones respecto de esta ley son frecuentes. Se ha comprobado que el índice de mortalidad aumenta o disminuye, según el caso, con el paso del tiempo. Para formular una relación de la mortalidad de los organismos válida para diferentes condiciones, se suele suponer:

$$\ln \frac{N_t}{N_0} = kt^m \quad (38)$$

donde m es una constante. Para valores de m menores a la unidad, el índice de mortalidad disminuye con el tiempo, mientras que para valores superiores a la unidad el índice aumenta. Las constantes de la ecuación (38) se pueden determinar representando en papel doblemente logarítmica la variación de $-\ln(N/N_0)$ con el tiempo. La forma lineal de esta ecuación es:

$$\log \left(-\ln \frac{N_t}{N_0} \right) = \log k + m \log t \quad (39)$$



TESIS CON
FALLA DE ORIGEN

FIGURA 12

TIPO Y CONCENTRACION DEL AGENTE QUIMICO.

Según el tipo de agente químico empleado, y dentro de cierto límite, se ha podido comprobar que la efectividad de la desinfección esta relacionada con la concentración. El efecto de la concentración se ha formulado empíricamente con la siguiente expresión:

$$C^* t_p = \text{Constante} \quad (40)$$

donde,

C = Concentración del desinfectante.

n = Coeficiente de dilución o, de acuerdo con Van' Hoff, una medida del orden de la reacción

t_p = Tiempo necesario para alcanzar un porcentaje de mortalidad constante.

Las constantes de la ecuación (40) se pueden determinar representando la concentración frente al tiempo necesario para alcanzar un porcentaje dado de mortalidad en un papel doblemente logarítmico. La pendiente de la recta corresponde al valor de $-1/n$. Cuando $n > 1$, la eficiencia del desinfectante decrece rápidamente conforme se le diluye; cuando $n < 1$, el tiempo de contacto es más importante que la dosificación. Cuando $n = 1$, el tiempo y la concentración tienen igual importancia y se puede encontrar en juego una reacción de primer orden.

TEMPERATURA

El efecto de la temperatura sobre la tasa de mortalidad se puede representar mediante la relación de Van't Hoff - Arrhenius. El aumento de la temperatura produce un aumento en la velocidad de mortalidad. La relación, en función del tiempo t necesario para alcanzar un determinado índice de mortalidad, es la siguiente:

$$\ln \frac{t_1}{t_2} = \frac{E(T_2 - T_1)}{RT_1T_2} \quad (41)$$

donde,

t_1, t_2 = tiempo necesario para alcanzar el porcentaje de mortalidad a las temperaturas T_1 y T_2 (K), respectivamente.

E = Energía de activación, J/mol

R = Constante de los gases, 8.314 J/mol K

En la tabla 2 se muestran los valores típicos de la energía de activación de diversos compuestos de cloro para diferentes valores de pH.

TABLA 2

| COMPUESTO | PH | E, cal/mol |
|--------------|------|------------|
| Cloro acuoso | 7,0 | 8,200 |
| | 8,5 | 6,40 |
| | 9,8 | 12,000 |
| | 10,7 | 15,000 |
| Cloramias | 7,0 | 12,000 |
| | 8,5 | 14,000 |
| | 9,5 | 20,000 |

2.2. CLORACION

2.2.1. COMPUESTOS DEL CLORO

Los compuestos de cloro más empleados en las plantas de tratamiento de agua son el cloro gas (Cl_2), el dióxido de cloro (ClO_2), el hipoclorito de calcio [$Ca(OCl)_2$], y el hipoclorito de sodio ($NaOCl$), de los cuales solo se describirán en este trabajo las características del cloro gas e hipoclorito de sodio debido a que en la celda electrolítica se generarán estas especies.

1. CLORO

El cloro se suministra en forma de gas licuado a una presión de 5 a 10 atm., en cilindros de tamaño variable de 68 kg y contenedores de 1 tonelada, camiones multicisterna que transportan 15 contenedores de 1 tonelada y camiones cisterna con capacidad de 16, 30 y 55 toneladas. La elección del tamaño del recipiente a presión depende del estudio económico de costo de transporte, almacenamiento, ocupación de espacio y cantidad de cloro requerido.

Una libra (454 g) del líquido produce 5 pies cúbicos (141.60 L) de gas. La solubilidad del cloro gaseoso en agua es aproximadamente de 7300 mg por L a 68°F y 1 atm. Por debajo de 49.2°F el cloro se combina con el agua para formar hidrato de cloro ($Cl_2 \cdot 8H_2O$), denominado hielo de cloro. El hidrato puede obstruir el equipo de alimentación. Por lo tanto el agua de alimentación que entra en contacto con el gas debe tener una temperatura mayor de 49.2°F.

El cloro gaseoso es un irritante altamente tóxico y se debe manejar con gran cuidado. Su olor incipiente en aire es alrededor de 3,5 ppm en volumen. Las concentraciones de 30 ppm, o más, producen tos y las exposiciones por 30 min. a concentraciones de 40 a 60 ppm son peligrosas. A 1,000 ppm el gas es fatal.

Debido a lo anterior para poder manejar esta sustancia es necesario tener instalaciones adecuadas que aseguren el correcto manejo de la misma, a continuación se mencionan algunas de las más importantes:

- El cloro gas es tóxico y muy corrosivo. Se Debe prever una adecuada ventilación para la extracción de gas a nivel de piso, ya que es un gas mas pesado que el aire. El sistema de ventilación deberá tener capacidad para llevar a cabo al menos 60 renovaciones de aire por hora. También puede ser necesario instalar sistemas de lavado cáustico de emergencia para neutralizar las fugas de cloro.
- Los cuartos en los que se almacene el cloro y esté instalado el equipo dosificador, deberán estar separadas del resto de la planta, y solo deberán ser accesibles desde el exterior. Se deberá instalar una ventana fija de observación en una pared interior. A la entrada de la sala deberá situarse el control de los ventiladores, y cerca de la entrada deberán colocarse máscaras de gas en zonas protegidas pero de rápido acceso.
- Para evitar la posibilidad de congelación y por lo tanto la formación del hielo de cloro, se deberá controlar la temperatura en las zonas de dosificación y cloración.
- El gas y líquido del cloro seco se pueden manejar en tuberías de hierro forjado "Fo Fo", pero el cloro disuelto es altamente corrosivo, y se debe manejar en tuberías de PVC.
- Deberá preverse un adecuado almacenamiento de los cilindros de reserva. La cantidad de cloro almacenado se debe calcular en función de la disponibilidad y dependencia del suministro, así como de la cantidad de cloro consumido. Los cilindros en uso se sitúan sobre una báscula, y la pérdida de peso se usa como una medida de la dosificación de cloro.
- Para evitar el sobrecalentamiento de los cilindros llenos en climas cálidos, estos se deberán proteger de la luz solar.

- En sistemas de mayores dimensiones, se debe disponer de sistemas de análisis de cloro residual para observar y controlar la posibilidad de dosificaciones excesivas o demasiado escasas.
- Las instalaciones de almacenamiento y dosificación de cloro se deben proteger frente al riesgo de incendios. Además, se deben incluir sistemas de detección de fugas de cloro con alarma para prevenir accidentes fatales.

2. HIPOCLORITO DE SODIO.

Debido a los problemas de seguridad que representa el uso de cloro gas y por consecuencia un alto costo de instalaciones y mantenimiento del equipo para el manejo de esta sustancia, muchas plantas de tratamiento han preferido reemplazar el uso de cloro gas por hipoclorito de sodio el cual aunque es un poco mas alto en costo, reduce los riesgos de accidentes fatales en las plantas de tratamiento. El hipoclorito de sodio se puede conseguir a granel con porcentajes del 12 al 15% de cloro disponible, ó puede ser generado en planta, que en el caso del presente trabajo se producirá por medio de una celda electrolítica.

La solución se descompone fácilmente a altas concentraciones, y se ve afectada por la exposición a altas temperaturas y a la luz solar. Por ejemplo una solución al 16% almacenada a 26°C perderá el 10% de su actividad al cabo de 10 días, el 20% en 25 días, y el 30% al cabo de 40 días, por lo anterior se debe almacenar en cuartos frescos con ventilación y en depósitos fabricados con materiales resistentes a la corrosión.

2.2.2. QUIMICA DEL CLORO

Cuando se añade cloro gaseoso Cl_2 al agua, se producen dos reacciones: la reacción de hidrólisis y la de ionización.

La hidrólisis se puede definir de la siguiente forma:



La constante de equilibrio para esta reacción es la siguiente:

$$K_c = \frac{[HOCl^-][H^+][Cl^-]}{[Cl_2]} = 4.5 \times 10^{-4} @ 25^\circ C \quad (42)$$

Debido a la magnitud de este coeficiente es posible la disolución en agua de grandes cantidades de cloro.

La ionización se puede escribir mediante la siguiente expresión:



La constante de la reacción de ionización es la siguiente:

$$K_i = \frac{[H^+][OCl^-]}{[HOCl]} = 2.9 \times 10^{-8} @ 25^\circ C \quad (43)$$

La cantidad de HOCl y de OCl⁻ que se halla presente en el agua se denomina cloro libre disponible. La distribución relativa de estas dos especies químicas según se muestra en la figura 13 es muy importante, puesto que la capacidad de destrucción de organismos del HOCl es entre 40 y 80 veces superior a la del OCl⁻. La distribución porcentual de HOCl, a distintas temperaturas, se puede calcular con la siguiente ecuación:

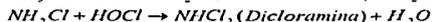
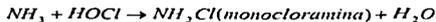
$$\frac{[HOCl]}{[HOCl] + [OCl^-]} = \frac{1}{1 + [OCl^-]/[HOCl]} = \frac{1}{1 + K_i/[H^+]} \quad (44)$$

La tabla 3 muestra la variación de la constante de ionización K_i con la temperatura, la cual puede ser utilizada para el cálculo de la ecuación 44.

TABLA 3

| TEMPERATURA, °C | $K_i \times 10^8$, mol/L |
|-----------------|---------------------------|
| 0 | 1.49 |
| 5 | 1.75 |
| 10 | 2.03 |
| 15 | 2.32 |
| 20 | 2.62 |
| 25 | 2.90 |

El agua residual no tratada contiene nitrógeno en forma de amoníaco y diversas formas de materia orgánica combinada. El efluente procedente de la mayoría de las plantas de tratamiento de agua residual también contiene cantidades significativas de nitrógeno generalmente en forma de amoníaco. Dado que el ácido hipocloroso es un agente oxidante de gran actividad, reaccionará rápidamente con el amoníaco presente en el agua residual para formar tres tipos de cloraminas, de acuerdo con las siguientes reacciones:



Estas reacciones son altamente dependientes del pH, de la temperatura, del tiempo de contacto y de la reacción inicial entre el cloro y el amoníaco. Las dos especies predominantes, en la mayoría de los casos, son la monocloramina y la dicloramina. El cloro presente en estos compuestos recibe el nombre de cloro combinado disponible.

Es importante mencionar que en el caso de utilizar el proceso de cloración como tratamiento secundario en el tratamiento de agua residual se formarán los compuestos químicos llamados hidrocarburos clorados, los cuales son considerados cancerígenos, por lo que se debe tener un estricto control sobre el uso de cloro como tratamiento secundario.

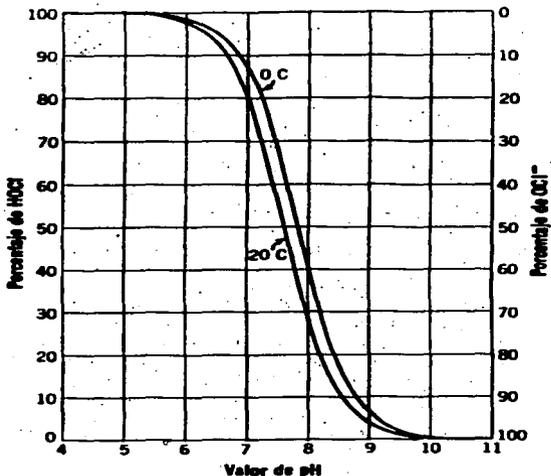


FIGURA 13

TESIS CON
FALLA DE ORIGEN

2.3. INGENIERÍA DE TANQUES DE CONTACTO DE CLORO

Con el fin de facilitar el diseño y selección del equipo e instalaciones necesarias para la desinfección de agua residual tratada usando compuestos de cloro, se han determinado rangos de dosificación de cloro de acuerdo al tipo de agua y experiencias en las plantas de tratamiento, en la tabla 4 se proporcionan los rangos de dosis para varias aplicaciones.

El hecho de que se dé un intervalo de valores de las dosis es debido a la variabilidad de las características del agua residual. Por ello siempre que sea factible, es conveniente realizar ensayos de laboratorio para determinar la dosis óptima de cloro.

La capacidad de los equipos de cloración se selecciona, por lo general, para asegurar el cumplimiento de las especificaciones del proyecto, de un país o de los organismos encargados de la protección del cuerpo de agua receptor. Sin embargo en ausencia de datos concretos, se pueden emplear los valores máximos de la tabla 4 como referencia para el cálculo del sistema de cloración.

TABLA 4

| Aplicación | Intervalo de dosis, mg/L |
|--|--------------------------|
| Red de alcantarillado: | |
| Control de corrosión (H ₂ S) | 2-9 |
| Control de Olores | 2-9 |
| Control decrecimiento de películas biológicas | 1-10 |
| Tratamiento: | |
| Reducción de DBO | 0.5-2 |
| Control de espumas en Digestores | 2-15 |
| Control de moscas en los filtros | 0.1-0.5 |
| Oxidación del sobrenadante de Digestores | 20-140 |
| Eliminación de grasas | 2-10 |
| Efluentes: | |
| Agua residual bruta (precloración) | 6-25 |
| Efluente primario | 5-20 |
| Efluente del proceso de precipitación química | 2-6 |
| Efluente de filtros percoladores | 3-15 |
| Efluente de lodos activados | 2-8 |
| Efluente filtrado (después del proceso de lodos activados) | 1-5 |

Dada la importancia del tiempo de contacto, es necesario prestar atención al diseño del tanque de cloración, de modo que al menos entre el 80 y 90% del agua residual tratada permanezca dentro del tanque durante el tiempo especificado (tiempo de residencia), generalmente se recomienda un tiempo de contacto de 15 a 30 minutos. La mejor manera

de alcanzar este objetivo es emplear un tanque en forma de laberinto del tipo de flujo en pistón, este tipo de tanques ahorran superficie de construcción pero se debe tener cuidado en su diseño debido al desarrollo de zonas muertas que se forman en los intersticios los cuales reducirán los tiempos de retención hidráulica, por lo que se recomienda tener una relación longitud - anchura (L/W) de entre 8:1 - 3:1.

De igual manera es importante el diseño del dispositivo de inyección y mezclado de cloro o soluciones de cloro, este se puede llevar a cabo mediante difusores o puede ser alimentado directamente el cloro a las hélices o paletas de un sistema de mezclado rápido para conseguir una difusión instantánea y completa. En el presente trabajo se utilizarán difusores para el suministro de hipoclorito, los cuales serán de PVC cd. 80 barrenada en todo su eje horizontal.

CAPITULO 3 DISEÑO DEL SISTEMA DE CLORACIÓN

3.1. DISEÑO DEL TANQUE DE CONTACTO DE CLORO.

Para el diseño del tanque de contacto de cloro se tomara un efluente tratado previamente por un proceso de lodos activados, el cual tiene las siguientes características:

| Parámetro | Efluente Final |
|------------------------------|----------------|
| Flujo (m ³ /día) | 11,664 |
| pH | 6.0 - 7.0 |
| DQO total (ppm) | 150 |
| DBO ₅ (ppm) | 50 |
| SST (ppm) | 50 |
| Sólidos Sedimentables (ml/L) | 0.5 |
| Conductividad (ohms/cm) | 2.5 |
| Temperatura (°C) | 35 |
| Grasas y Aceites (ppm) | 10 |

Debido a que el efluente proviene de un proceso de lodos activados, se consideran los siguientes datos de diseño:

- Dosificación recomendada de cloro (ver tabla 4)
8 - 12 mg/L de influente
- Tiempo de contacto de cloro
 $t \geq 15$ min.
- Profundidad del canal de contacto
1.5 - 3.0 m.
- Relación L/W
8:1 - 3:1

En primera instancia calcularemos el volumen del canal de contacto de cloro como sigue:

El volumen esta dado por:

$$V = Q t_{\text{contacto}}$$

$$Q = 11,664 \text{ m}^3/\text{día} = 135 \text{ L/s}$$

$$t_{\text{contacto}} = 20 \text{ min} = 1200 \text{ s}$$

$$V = (135 \text{ L/s})(1200 \text{ s}) = 162,000 \text{ l}$$

$$\underline{V = 162 \text{ m}^3}$$

Posteriormente se determinarán las dimensiones, fijando la profundidad del canal de contacto, el cual será para este caso de 2.5 m.

$$h = 2.5 \text{ m}$$

$$A_{\text{superficial}} = V / h = 162 \text{ m}^3 / 2.5 \text{ m} = 64.8 \text{ m}^2$$

De acuerdo a las recomendaciones de diseño, tomaremos una relación L/W de 6:1, con esto obtenemos las siguientes dimensiones del canal de contacto:

$$L = 6W$$

$$A_{\text{superficial}} = L W = 6W^2$$

$$64.8 \text{ m}^2 = 6W^2$$

$$W = (64.8 \text{ m}^2 / 6)^{1/2} = 3.30 \text{ m}$$

$$L = 6 (3.30 \text{ m}) = 19.8 \text{ m}$$

Es importante mencionar que se deben considerar 30 cm de bordo libre del espejo de agua a nivel tope de concreto, por lo que las dimensiones del canal de contacto de cloro quedan como sigue.

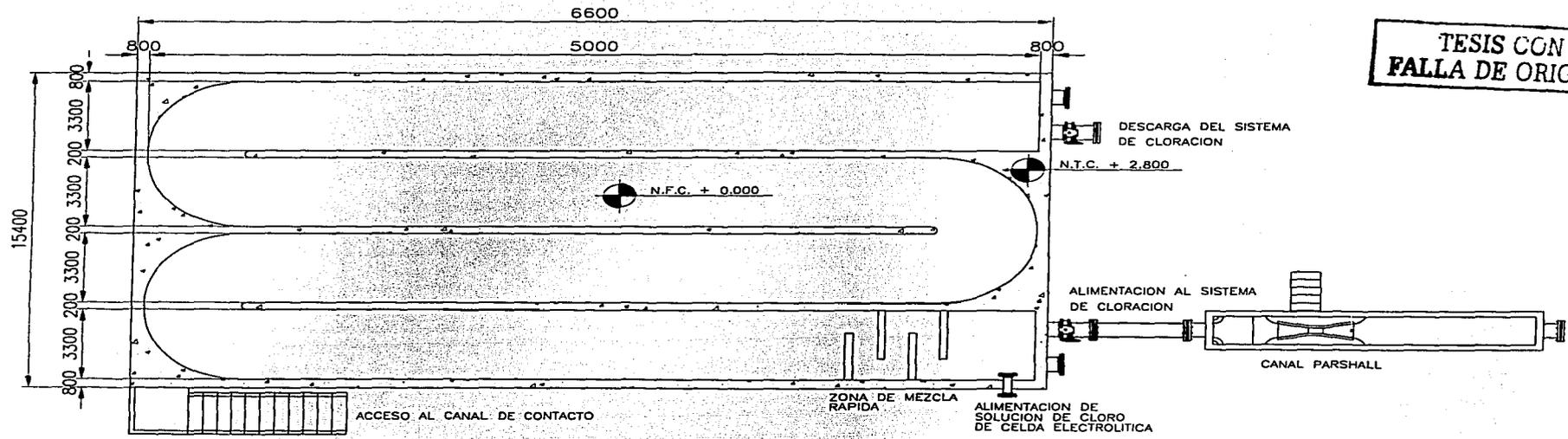
$$\underline{h = 2.8 \text{ m}}$$

$$\underline{L = 20 \text{ m total}}$$

$$\underline{W = 3.30 \text{ m}}$$

El canal deberá ser construido de concreto y será del tipo laberinto de 4 pasos, como se muestra en el plano 1 para su visualización. Para la dosificación del cloro se utilizarán difusores fabricados en tubería de PVC los cuales estarán barrenados a todo lo largo de su eje horizontal y estarán alimentados por manguera flexible la cual cruzara a todo lo ancho del primer paso del canal, según se observa en el plano 2 para su visualización.

TESIS CON FALLA DE ORIGEN



CANAL DE CONTACTO DE CLORO

"PLANO No. 1"

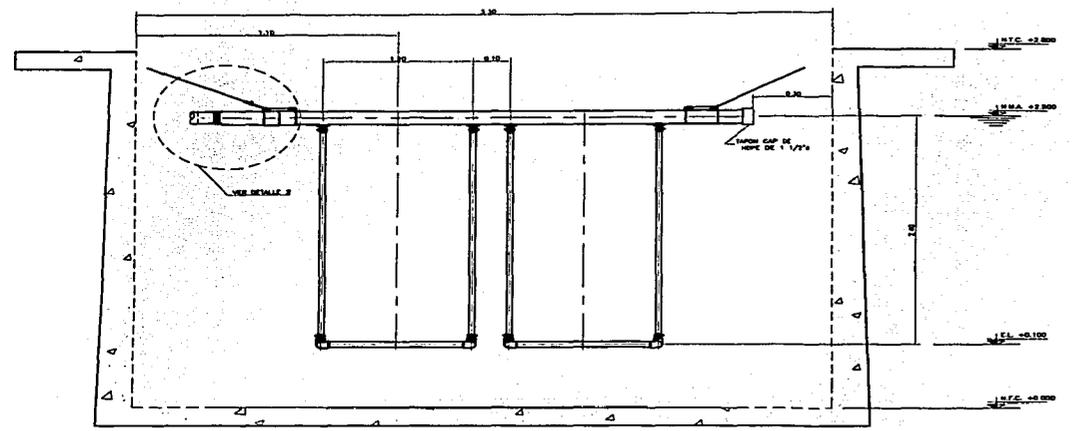
SIMBOLOGIA

N.F.C. NIVEL FONDO DE CANAL
 N.T.C. NIVEL TOPE DE CONCRETO

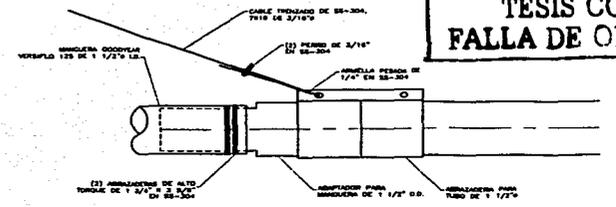
NOTAS

- 1.- DIMENSIONES EN MM.
- 2.- NIVELES EN MTS.

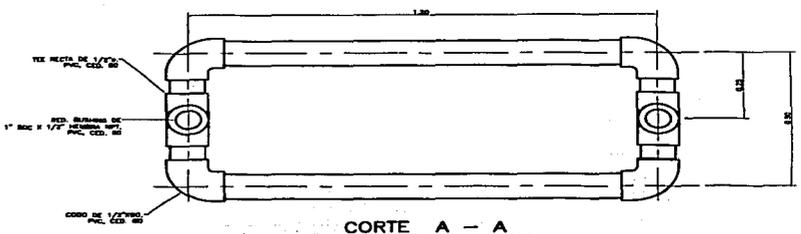
TESIS CON FALLA DE ORIGEN



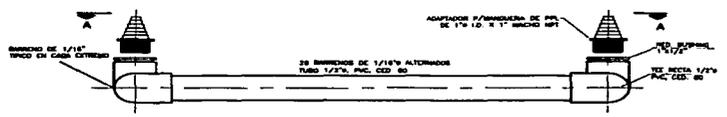
CANAL DE CONTACTO



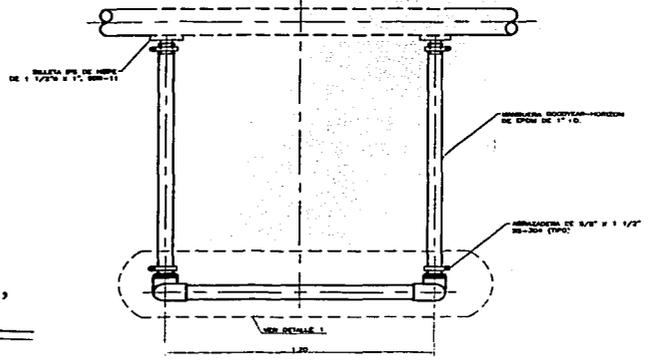
DETALLE 2



CORTE A - A



DETALLE 1



NOTAS

1. ACOTACIONES EN MTS.
2. ANILLOS EN MTS.

SIMBOLOGIA

- N.T.C. NIVEL TORRE DE CONCRETO
- N.S.A. NIVEL SUPERIOR DE AGUA
- N.T.C. NIVEL FONDO DE CANAL
- E.L. ELEVACION

"PLANO No. 2"

3.2. DISEÑO DE LA CELDA DE ELECTROLISIS.

Para el cálculo de la celda de electrólisis debemos fijar la dosificación de cloro para el sistema, de acuerdo a las recomendaciones de diseño tomaremos una dosificación de 10 mg/L de influente, por lo que el diseño de la celda queda como sigue:

I. INFORMACION DEL SISTEMA DE CLORACIÓN.

| | |
|--|---|
| Dosificación de cloro | $D_{cl} = 10 \text{ Mg/L}$ |
| Flujo de influente | $Q_i = 11,664 \text{ m}^3/\text{día}$ |
| Alimentación total de cloro libre al sistema | $W_{cl} = D_{cl} \cdot Q_i = 116.64 \text{ kg/día}$ |
| | $W_{cl} = 256.60 \text{ Lb/día}$ |

II. SE TOMARAN LAS SIGUIENTES CONSIDERACIONES PARA EL DISEÑO DEL REACTOR.

1. El Reactor será del tipo "placas planas paralelas"
2. La concentración de cloro libre disponible a la salida del reactor será del 8% en peso equivalente a una concentración de 1.5M de HOCl, esto se debe a que en el mercado no se pueden encontrar soluciones de hipoclorito mayores al 12%
3. La concentración de la salmuera (NaCl) será de 4.5M, a esta concentración se llega tomando una eficiencia del 66% y sabiendo que por cada dos moles de NaCl nosotros obtenemos un mol de HOCl (ver reacción global).
4. Se considera un diámetro hidráulico de 2" (0.05m), con el objetivo de tener un número de Reynolds bajo de acuerdo al flujo que manejará la celda de electrólisis.

III. DATOS PARA EL CALCULO DEL REACTOR ELECTROQUIMICO

| | | |
|--|-------------|----------------------|
| Temperatura (T) = | 25°C | |
| Presión (P) = | Atmosférica | |
| Difusión del ion cloro (D) = | 1.21E-09 | m ² /s |
| Densidad (ρ) = | 1000 | kg/m ³ |
| Viscosidad dinámica (μ) = | 0.001 | kg/m s |
| Diámetro Hidráulico (dh) = | 0.05 | m |
| Concentración ion cloro inicial como NaCl(C _i) = | 4.5 | mol/L = 1.510 lb/gal |
| Concentración cloro libre disponible como HOCL a la salida (C _r) = | 1.5 | mol/L = 0.652 lb/gal |
| PH = | 5-6 | |

IV. CALCULOS

| | | |
|-------------------------|--|---|
| Flujo al reactor (Qv) = | (W _{Cl} / C _r)(1/ 24) = | 16.4 GPH = 1.7x10 ⁻⁵ m ³ /s |
| Area hidráulica (Ah) = | (π/4)(dh) ² = | 1.96x10 ⁻³ m ² |
| Velocidad (v) = | Qv/Ah = | 8.81x10 ⁻³ m/s |
| Reynolds (Re) = | 440.52 | |
| Eficiencia = | 0.667 | |

Debido al Reynolds y a la velocidad baja que se obtiene se considerará un reactor de tipo pistón, y se utilizarán las ecuaciones 30 y 31 del capítulo 1, así obtenemos:

| | |
|------------------------------------|---------------------------|
| Schmidt (Sc) = | 826.44 |
| Sherwood (Sh) = | 48.66 |
| Coef. de transf. de masa (Kd) = | 1.18x10 ⁻⁶ m/s |
| Area requerida de electrodo (Ae) = | 16.1 m ² |

Para el cálculo de la intensidad de corriente límite utilizaremos la ecuación 17.

Intensidad de corriente

$$\text{límite } (i_L) = \frac{511.35 \text{ A/m}^2}{\text{Intensidad de corriente}}$$

Intensidad de corriente

$$(I) = \frac{(i_L)(A_e) = 8,251.56 \text{ A}}{\text{Intensidad de corriente}}$$

De acuerdo con los cálculos anteriores las dimensiones de la celda quedan como sigue:

$$h = 1.30 \text{ m}$$

$$L = 0.75 \text{ m total}$$

$$W = 1.025 \text{ m}$$

Las placas de electrodo serían de 1m x 1m (1m²) espaciadas a 25 mm hasta cubrir el área total requerida de 18m² (Ver plano 3), de igual manera se tendría un área de gas para desfogue del hidrogeno molecular producido.

3.3. DESCRIPCION DEL SISTEMA.

La solución 4.5 M de sal (salmuera) es impulsada de un tanque de almacenamiento a la celda de electrólisis por una bomba de diafragma, en donde se llevarán a cabo las siguientes reacciones:

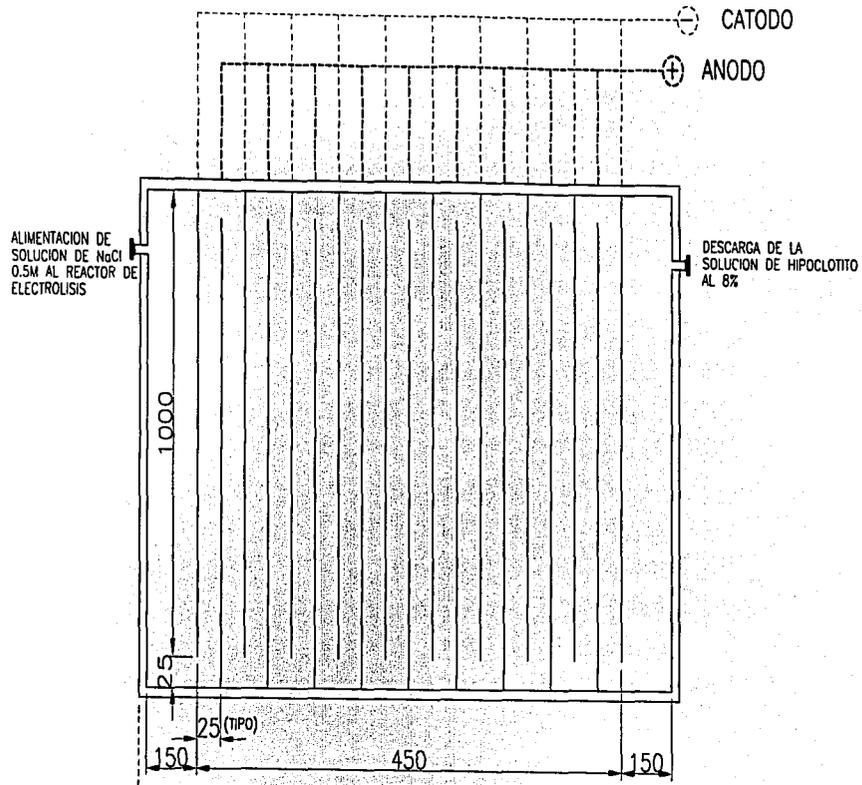
Reacciones anódicas: La química de los oxidantes producidos en el ánodo es compleja ya que es posible tener varios estados de oxidación del cloro.

Las reacciones más importantes son:

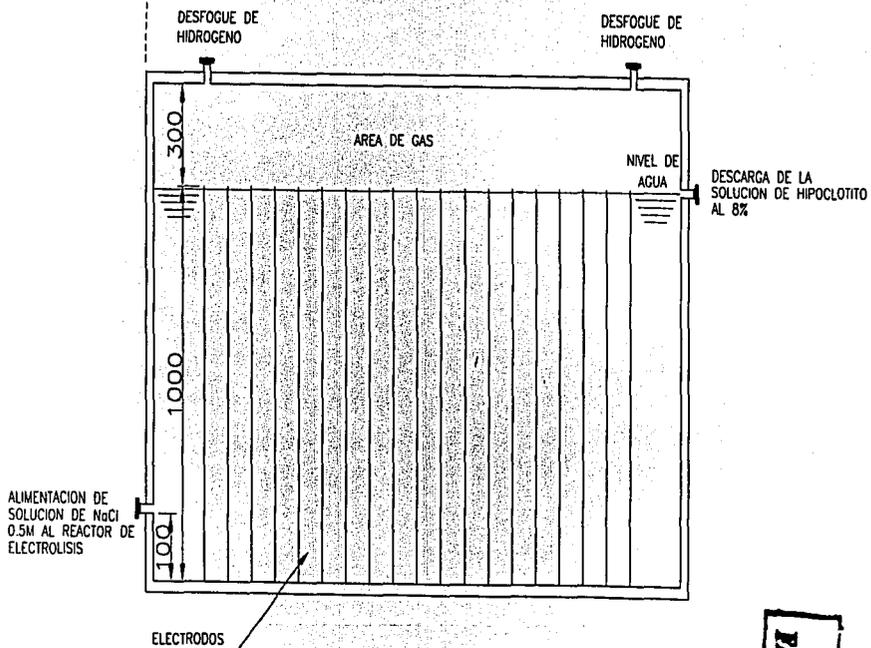


Seguida por una hidrólisis muy rápida del cloro y de una ionización del ácido hipocloroso:

S-1



CELDA DE ELECTROLISIS PLANTA



CELDA DE ELECTROLISIS ELEVACION

MATERIALES DE CONSTRUCCION

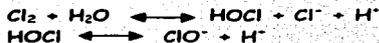
1. EL CUERPO DE LA CELDA DEBERA SER FABRICADO EN PLACA DE PPL DE 1/2" DE ESPESOR
2. LOS ELECTRODOS SERAN DE PLACA DE ACERO AL CARBON DE 1/16" RECUBIERTOS CON OXIDO DE RUTENIO
3. LAS BRIDAS DE ENTRADA Y SALIDA SERAN DE 2" FABRICADAS EN PPL DE ACUERDO A LA NORMA ASTM D-1784 CLASE 12454-B 150#

TESIS CON
PALLA DE ORIGEN

"PLANO No. 3"

NOTAS

1.- DIMENSIONES EN MM.



Con potenciales electroquímicos del orden de 1.80 a 2.20 volts.

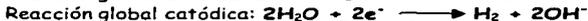
Reacciones catódicas: La reacción electrolítica más importante que se lleva a cabo en el cátodo es la descomposición del agua:



Los iones de sodio (Na^+) y los de cloro (Cl^-) en el volumen de salmuera proveen el balance de carga necesario en la celda.

La generación de gas hidrógeno (H_2) es el fenómeno principal de la electrólisis en el cátodo. El volumen que se genera está en razón directa a la corriente. El gas hidrógeno se elimina del sistema de una manera segura y no hay razón de preocupación.

De acuerdo con las reacciones catódicas y anódicas anteriores, y tomando en cuenta que el ión sodio Na^+ no participa en esta reacción, nosotros podemos obtener la siguiente reacción global:



Reacción global total:



Como lo mencionamos en el punto 2.2.2 la capacidad de destrucción del HOCl es entre 40 y 80 veces superior a la del ClO^- , la distribución de estos dos compuestos depende del pH, en este caso tenemos al HOCl como sustancia predominante (ver figura 13) ya que tenemos un pH de 6.0 a 7.0.

Posteriormente la solución de oxidantes se bombea hacia la zona de mezcla rápida del canal de contacto de cloro, este se suministra por

medio de difusores de burbuja gruesa con el objetivo de tener un buen mezclado

El sistema completo estará integrado por lo siguiente:

- **Tanque de almacenamiento de salmuera:** Equipado con un elemento indicador de nivel, para proteger al sistema de bombeo en caso de alcanzar bajo nivel en el tanque:
- **Sistema de bombeo:** Consiste de dos bombas de diafragma para dosificar la salmuera, 1 operando y 1 en relevo,
- **Celda de electrólisis de salmuera:** Equipada con un sistema de medición de flujo y una válvula reguladora de presión y fabricada de acuerdo al plano No. 3.
- **Sistema eléctrico integral:** Transforma y rectifica la energía que emplea de 10 a 12 volts de corriente directa (C.D.)
- **Tanque de concreto de contacto de cloro:** Construido en concreto de acuerdo al plano No. 1.
- **Difusores de inyección de solución de cloro:** Fabricados en PVC de acuerdo al plano No. 2.

3.3.1. COSTOS ENTRE GENERAR HIPOCLORITO POR ELECTROLISIS Y ADQUIRIRLO EN EL MERCADO.

El costo por generar hipoclorito de sodio a partir de la obtención de cloro gas por medio de la celda de electrólisis es el siguiente:

- Anteriormente nosotros obtuvimos la corriente neta necesaria para obtener el cloro requerido por el sistema de cloración por día, la cual es la siguiente:

$$I = 8,251 \text{ A}$$

Ya que la potencia es igual a la intensidad de corriente por el voltaje. La corriente alterna (CA) a un voltaje de 120V se alimentará a un transformador para cambiar la corriente de alterna a directa (CD) y con ello aplicar un potencial a los electrodos de la celda.

Para obtener la potencia necesaria para esta corriente, nosotros utilizaremos la siguiente fórmula, que es para corriente alterna a 120V:

$$KW = \frac{V * I * FP}{1000}, \text{ donde}$$

V = Voltaje

FP = Factor de potencia aplicado por CFE = 0.9

I = Intensidad de corriente

Así sustituyendo en la ecuación anterior obtenemos:

KW = 891 KW en 24 horas

La comisión Federal de Electricidad (CFE) tiene un costo por KWh para el área industrial de \$1.345/KWh, entonces,

Costo total de la energía = \$1,198.00 / día

- El costo del cloruro de sodio al 90% de pureza es de \$1/kg, el sistema tiene que utilizar de acuerdo a la concentración (4.5M) y al flujo (16.5 GPH) un total de 392 kg lo que nos da un costo de:

\$ 392.00 / día

De electricidad y cloruro de sodio se obtiene un costo total para el proceso de electrólisis de:

\$1,590.00 / día.

- Si nosotros compramos directamente el hipoclorito de sodio al 8%, el costo de este por kg es de \$2.8/kg, sabiendo la concentración del hipoclorito comercial y la cantidad requerida de cloro libre disponible para nuestro sistema (116.64 kg/día), se tendrían que adquirir 1458 kg/día, lo que nos da un costo de:

\$4,028.40 / día

- En comparación con el cloro gas, nosotros encontramos este químico con un costo de \$13.5/kg, nosotros necesitamos 256.6 lb/día equivalentes a 116.64 kg / día, lo que nos da un costo de:

\$1,574.64 / día

Resumiendo tenemos la siguiente tabla:

TABLA 5
PROCESO

| PROCESO | Costo de materia prima por día (pesos) | Costo de materia prima por año (pesos) | Diferencia en % con Electrólisis |
|------------------------------------|--|--|--|
| Electrólisis de salmuera | \$1,159.00 | \$423,035.00 | ----- |
| Hipoclorito obtenido en el mercado | \$4,028.40 | \$1,470,220.00 | 247% |
| Cloro gas obtenido en el mercado | \$1574.64 | \$574,743.60 | 35% |

Es importante mencionar que estos costos fijos corresponden a la generación de hipoclorito por medio de electrólisis o a la obtención de cloro gas e hipoclorito en el mercado.

Como observamos en la tabla anterior el costo para el proceso de electrólisis es mas bajo comparado con los demás, además no hay que invertir en la compra de equipos de seguridad de alto costo para el manejo de cloro gas ó en construcción de grandes áreas para almacenar hipoclorito.

CAPITULO 4

CONCLUSIONES

El presente trabajo surgió de la necesidad de buscar nuevos caminos, más económicos y eficientes, para llegar a un mismo objetivo que es la cloración de aguas residuales tratadas. Como sabemos la electrólisis de soluciones de salmuera es un proceso conocido ya desde hace tiempo pero su aplicación era difícil debido al alto costo del material de los electrodos, como lo es el platino, por lo cual no era atractivo. Actualmente se han desarrollado nuevos materiales más económicos que cumplen con las características que debe tener un electrodo estable. Un ejemplo de éstos son los electrodos de titanio o acero recubiertos de óxidos de metales pesados como el Rutenio, lo cual los hace más accesibles para un proyecto.

De igual forma podemos concluir que el uso de esta tecnología nos ofrece las siguientes ventajas:

1. No hay necesidad de tener un área cerrada de almacenamiento especial, como en el caso del uso de hipoclorito de sodio, el cual debe ser almacenado en áreas libres de luz solar para no perder su poder germicida.
2. No es necesario el uso de equipos de seguridad de alto costo para el personal que opera el equipo, como es el caso del gas cloro, el cual se debe manejar con mucho cuidado debido a su alto grado de toxicidad y peligrosidad para el ser humano y seres vivos en general.
3. Las materias primas para este proceso son económicas (NaCl y Electricidad). Obviamente, se debe realizar una inversión inicial considerable en el equipo, la cual se justifica con menor área de instalación, menor equipo de seguridad y una amortización del gasto a mediano plazo.
4. La operación de una celda de electrólisis es relativamente simple y sencilla, la cual sería completamente automatizada, requiriendo de poco entrenamiento del personal.

Finalmente, la revisión de las técnicas electroquímicas nos permitió encontrar el proceso de producción de hipoclorito de sodio aplicable a un proceso tradicional donde se compraba el reactivo, logrando disminuir el costo del proceso global en un 247% (ver tabla 5, cap. 3), y así como consecuencia un proceso más limpio y seguro para el ser humano, como es el caso del presente trabajo.

BIBLIOGRAFIA

1. **Electrochemical Engineering Principles**, Geoffrey Prentice, second edition Prentice Hall. 1992.
2. **Physical Chemistry**, Joseph H. Noggle, third edition, Harper Collins College publishers. 1990.
3. **Introducción a la Ingeniería Electroquímica**, F. Coeuret, Reverté. 1992.
4. **The elements of Physical Chemistry**, P.W. Atkins, Oxford press. 1989.
5. **Physical Chemistry**, Robert G. Montimer, Comings Publishing Company Inc. 1990.
6. **Fundamentals of electrochemistry**, V.S. Bagotzky, Plenum Press. 1991.
7. **Operaciones de Transferencia de Masa**, Robert E. Traybal, 2da edición, Mc. Graw Hill. 1992.
8. **Ingeniería Sanitaria y de Aguas Residuales TOMO 2**, Fair Gordon & Geyer John Limusa. 1989.
9. **Environmental Chemistry**, Stanley G. Manahan, sixth edition, Reverté. 1990.
10. **Ingeniería de Aguas Residuales**, Metcalf & Eddy, tercera edición, Mc. Graw Hill. 1992.
11. **Química La Ciencia Central**, Theodore L. Brown, tercera edición, Prentice Hall, 1987.
12. **Página WEB**, www.clortec.com. 2002

ANEXO 1 POTENCIALES ESTANDAR DE ELECTRODO

| MEDIA REACCION | E° (V) |
|--|--------|
| $Ag^+(ac) + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$ | +0.799 |
| $AgBr(s) + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + Br^-(ac)$ | +0.095 |
| $AgCl(s) + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + Cl^-(ac)$ | +0.222 |
| $Ag(CN)_2^-(ac) + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + 2CN^-(ac)$ | -0.31 |
| $Ag_2CrO_4(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2Ag(s) + CrO_4^{2-}(ac)$ | +0.446 |
| $AgI(s) + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + I^-(ac)$ | -0.151 |
| $Ag_2S_2O_8^{2-} + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + 2S_2O_8^{2-}(ac)$ | +0.01 |
| $Al^{3+}(ac) + 3e^- \rightleftharpoons Al(s)$ | -1.66 |
| $H_2AsO_4(ac) + 2H^+(ac) + 2e^- \rightleftharpoons H_2AsO_3(ac) + H_2O(l)$ | +0.559 |
| $Ba^{2+}(ac) + 2e^- \rightleftharpoons Ba(s)$ | -2.90 |
| $Bi(s) + 2H^+(ac) + 3e^- \rightleftharpoons Bi(s) + H_2O(l)$ | +0.32 |
| $Br_2(l) + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-(ac)$ | +1.065 |
| $Br_2(l) + 6H^+(ac) + 3e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}Br_2(l) + 3H_2O(l)$ | +1.52 |
| $Cu^{2+}(ac) + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$ | -0.87 |
| $2CO_2(g) + 2H^+(ac) + 2e^- \rightleftharpoons H_2C_2O_4(ac)$ | -0.49 |
| $Cd^{2+}(ac) + 2e^- \rightleftharpoons Cd(s)$ | -0.403 |
| $Ca^{2+}(ac) + e^- \rightleftharpoons Ca^{+}(ac)$ | +1.61 |
| $Cl_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-(ac)$ | +1.359 |
| $HClO(ac) + H^+(ac) + e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}Cl_2(g) + H_2O(l)$ | +1.63 |
| $ClO^-(ac) + H_2O(l) + 2e^- \rightleftharpoons Cl^-(ac) + 2OH^-(ac)$ | +0.89 |
| $ClO_2^-(ac) + 6H^+(ac) + 3e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}Cl_2(g) + 3H_2O(l)$ | +1.47 |
| $Co^{2+}(ac) + 2e^- \rightleftharpoons Co(s)$ | -0.277 |
| $Co^{3+}(ac) + e^- \rightleftharpoons Co^{2+}(ac)$ | +1.842 |
| $Cr^{3+}(ac) + 3e^- \rightleftharpoons Cr(s)$ | -0.74 |
| $Cr^{3+}(ac) + e^- \rightleftharpoons Cr^{2+}(ac)$ | -0.41 |
| $Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14H^+(ac) + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+}(ac) + 7H_2O(l)$ | +1.33 |
| $CrO_4^{2-}(ac) + 4H_2O(l) + 3e^- \rightleftharpoons Cr(OH)_3(s) + 5OH^-(ac)$ | -0.13 |
| $Cu^{2+}(ac) + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$ | +0.337 |
| $Cu^{2+}(ac) + e^- \rightleftharpoons Cu^+(ac)$ | +0.153 |
| $Cu^+(ac) + e^- \rightleftharpoons Cu(s)$ | +0.521 |
| $CuI(s) + e^- \rightleftharpoons Cu(s) + I^-(ac)$ | -0.185 |
| $F_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-(ac)$ | +2.87 |
| $Fe^{2+}(ac) + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$ | -0.440 |
| $Fe^{3+}(ac) + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}(ac)$ | +0.771 |
| $Fe(CN)_6^{3-}(ac) + e^- \rightleftharpoons Fe(CN)_6^{4-}(ac)$ | +0.36 |
| $2H^+(ac) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$ | 0.000 |
| $2H_2O(l) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g) + 2OH^-(ac)$ | -0.83 |
| $HO_2^-(ac) + H_2O(l) + 2e^- \rightleftharpoons 3OH^-(ac)$ | +0.88 |
| $H_2C_2O_4(ac) + 2H^+(ac) + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O(l)$ | +1.776 |
| $Hg_2^{2+}(ac) + 2e^- \rightleftharpoons 2Hg(l)$ | +0.799 |
| $2Hg^{2+}(ac) + 2e^- \rightleftharpoons Hg_2^{2+}(ac)$ | +0.920 |
| $Hg^{2+}(ac) + 2e^- \rightleftharpoons Hg(s)$ | +0.854 |

ANEXO 1

POTENCIALES ESTANDAR DE ELECTRODO

| MEDIA REACCION | E° (V) |
|--|--------|
| $Mg^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons Mg(s)$ | -2.37 |
| $Mn^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons Mn(s)$ | -1.18 |
| $MnO_2(s) + 4H^{+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons Mn^{2+}(ac) + 2H_2O(l)$ | +1.23 |
| $MnO_2(ac) + 8H^{+}(ac) + 5e^{-} \rightleftharpoons Mn^{2+}(ac) + 4H_2O(l)$ | +1.51 |
| $MnO_2(ac) + 2H_2O(l) + 3e^{-} \rightleftharpoons MnO_2(s) + 4OH^{-}(ac)$ | +0.59 |
| $HNO_3(ac) + H^{+}(ac) + e^{-} \rightleftharpoons NO(g) + H_2O(l)$ | +1.00 |
| $N_2(g) + 4H_2O(l) + 4e^{-} \rightleftharpoons 4OH^{-}(ac) + N_2H_4(ac)$ | -1.16 |
| $N_2(g) + 5H^{+}(ac) + 4e^{-} \rightleftharpoons N_2H_5^{+}(ac)$ | -0.23 |
| $NO_2^{-}(ac) + 4H^{+}(ac) + 3e^{-} \rightleftharpoons NO(g) + 2H_2O(l)$ | +0.96 |
| $Na^{+}(ac) + e^{-} \rightleftharpoons Na(s)$ | -2.71 |
| $Ni^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons Ni(s)$ | -0.28 |
| $O_2(g) + 4H^{+}(ac) + 4e^{-} \rightleftharpoons 2H_2O(l)$ | +1.23 |
| $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^{-} \rightleftharpoons 4OH^{-}(ac)$ | +0.40 |
| $O_2(g) + 2H^{+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2O_2(ac)$ | +0.68 |
| $O_2(g) + 2H^{+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons O_2(g) + H_2O(l)$ | +2.07 |
| $Pb^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons Pb(s)$ | -0.126 |
| $PbO_2(s) + HSO_4^{-}(ac) + 3H^{+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$ | +1.685 |
| $PbSO_4(s) + H^{+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons Pb(s) + HSO_4^{-}(ac)$ | -0.356 |
| $PtCl_6^{2-}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons Pt(s) + 6Cl^{-}(ac)$ | +0.73 |
| $S(s) + 2H^{+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2S(g)$ | +0.141 |
| $H_2SO_3(ac) + 4H^{+}(ac) + 4e^{-} \rightleftharpoons S(s) + 3H_2O(l)$ | +0.45 |
| $HSO_4^{-}(ac) + 3H^{+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2SO_3(ac) + H_2O(l)$ | +0.17 |
| $Sn^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn(s)$ | -0.136 |
| $Sn^{4+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn^{2+}(ac)$ | +0.154 |
| $Zn^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn(s)$ | -0.763 |