

OBTENCIÓN DE UN AGENTE DESINFECTANTE A PARTIR DE LA ELECTRÓLISIS DE  
CLORURO DE SODIO PARA EL TRATAMIENTO DE AGUA POTABLE

ANDRÉS CAMILO HERNÁNDEZ SALAMANCA  
JAVIER SANTIAGO TAFUR LOGREIRA

FUNDACIÓN UNIVERSIDAD DE AMÉRICA  
FACULTAD DE INGENIERÍAS  
PROGRAMA DE INGENIERÍA QUÍMICA  
BOGOTÁ D.C.  
2018

OBTENCIÓN DE UN AGENTE DESINFECTANTE A PARTIR DE LA ELECTRÓLISIS DE  
CLORURO DE SODIO PARA EL TRATAMIENTO DE AGUA POTABLE

ANDRÉS CAMILO HERNÁNDEZ SALAMANCA  
JAVIER SANTIAGO TAFUR LOGREIRA

Proyecto de investigación para optar por el título de  
INGENIERO QUÍMICO

Directora  
DIANA MARCELA CUESTA PARRA  
Ingeniera Ambiental

FUNDACIÓN UNIVERSIDAD DE AMÉRICA  
FACULTAD DE INGENIERÍAS  
PROGRAMA DE INGENIERÍA QUÍMICA  
BOGOTÁ D.C.  
2018

Nota de Aceptación (Dirección de Investigaciones)

---

---

---

---

---

Firma Docente Investigador

---

Firma Docente Jurado 1

---

Firma Docente Jurado 2

Bogotá D.C. Marzo de 2018

## **DIRECTIVAS DE LA UNIVERSIDAD**

Presidente de la Universidad y Rector del Claustro

**Dr. JAIME POSADA DÍAZ**

Vicerrector de Desarrollo y Recursos Humanos

**Dr. LUIS JAIME POSADA GARCÍA – PEÑA**

Vicerrectora Académica y de Posgrados

**Dra. ANA JOSEFA HERRERA VARGAS**

Secretario General

**Dr. JUAN CARLOS POSADA GARCÍA – PEÑA**

Decano de la Facultad de Ingenierías

**Ing. JULIO CESAR FUENTES ARISMENDI**

Director de Investigaciones

**Ing. ARMANDO FERNÁNDEZ CÁRDENAS**

Director Programa Ingeniería Química

**ING. LEONARDO DE JESÚS HERRERA GUTIÉRREZ**

Las directivas de la Universidad de América, los jurados calificadores y el cuerpo docente no son responsables por los criterios e ideas expuestas en el presente documento. Estos corresponden únicamente a los autores.

## CONTENIDO

	pág.
INTRODUCCIÓN	20
OBJETIVOS	22
1. GENERALIDADES	23
1.1 DESINFECCIÓN EN EL TRATAMIENTO DE AGUA	23
1.2 AGENTES OXIDANTES CLORADOS	24
1.2.1 Hipoclorito de sodio	26
1.2.1.1 Estructura	27
1.2.1.2 Propiedades Fisicoquímicas	27
1.2.1.3 Aplicaciones	29
1.3 PRODUCCIÓN DE HIPOCLORITO DE SODIO POR VÍA QUÍMICA	30
1.4 PRODUCCIÓN DE HIPOCLORITO DE SODIO POR VÍA ELECTROQUÍMICA	31
1.4.1 Principio de la electrólisis	31
1.4.2 Proceso electroquímico	32
1.4.3 Ventajas y Desventajas	34
1.5 PARÁMETROS TERMODINÁMICOS Y CINÉTICOS DEL PROCESO	34
1.5.1 Leyes de la Electrólisis	35
1.5.2 Potencial de celda o FEM	36
1.5.3 Potencial estándar de reducción	36
1.5.4 Energía libre de Gibbs	37
1.5.4.1 Espontaneidad de una reacción	38
1.5.5 Relación entre Energía libre de Gibbs y FEM	38
1.5.6 Entalpía	39
1.5.7 Relación entre Entalpía y FEM	40
1.5.8 Análisis Cinético	41
1.5.9 Velocidad de una reacción electroquímica	42
1.5.9.1 Constante de Velocidad en un electrodo.	43
2. VARIABLES DE PROCESO EN LA OBTENCIÓN DE HIPOCLORITO DE SODIO	46
2.1 CONDICIONES DE OPERACIÓN DEL PROCESO DE ELECTRÓLISIS	46
2.1.1 Electroodos	46
2.1.1.1 Ánodo	47
2.1.1.2 Cátodo	47
2.1.2 Relación de Área Superficial	48
2.1.3 Distancia entre electroodos	49
2.1.4 Temperatura	50
2.1.5 pH	51
2.1.6 Tiempo	53
2.1.7 Concentración de Sal	54
2.1.8 Densidad de Corriente	55
2.1.9 Agitación	57
2.2 SELECCIÓN DE VARIABLES Y PARÁMETROS DEL PROCESO	58
2.2.1 Variables de operación	59

2.2.2 Variables de control	60
2.2.3 Parámetros de operación	60
2.3 DISEÑO DE EXPERIMENTOS	62
3. CINÉTICA DE REACCIÓN DEL PROCESO ELECTROQUÍMICO	64
3.1 MÉTODOS DE CUANTIFICACIÓN	64
3.1.1 Análisis de Cloruros	64
3.1.2 Análisis de Cloro Residual Libre	65
3.1.2.1 Curva de Calibración	66
3.2 METODOLOGÍA DE EXPERIMENTACIÓN	67
3.2.1 Diseño de la celda electrolítica	67
3.2.2 Desarrollo Experimental	69
3.3 EFECTO DE LAS VARIABLES DE OPERACIÓN	72
3.3.1 Efecto de la concentración de sal	75
3.3.2 Efecto de la intensidad de corriente	76
3.3.3 Efecto de la agitación	76
3.4 VARIACIÓN DE LAS CONDICIONES DE OPERACIÓN	77
3.4.1 Comportamiento de la temperatura	78
3.4.2 Comportamiento del potencial eléctrico	79
3.5 CONSUMO DE CLORURO DE SODIO	81
3.6 ANÁLISIS TERMODINÁMICO Y CINÉTICO	82
3.6.1 Reacción de formación de cloro e hidrógeno gaseoso	82
3.6.1.1 Potencial de la celda y energía libre de Gibbs	82
3.6.1.2 Potencial de la celda y energía libre de Gibbs a condiciones no estándar.	85
3.6.1.3 Cambio de la entalpía de reacción.	91
3.6.1.4 Cambio de la capacidad calorífica de reacción.	93
3.6.1.5 Constantes de los electrodos y velocidad de reacción.	94
3.6.2 Reacción de formación de hidróxido de sodio	98
3.6.2.1 Energía libre de Gibbs y entalpía estándar.	98
3.6.2.2 Entalpía a condiciones no estándar.	99
3.6.3 Reacción de formación de hipoclorito de sodio	101
3.6.3.1 Energía libre de Gibbs y entalpía estándar.	101
3.6.3.2 Efecto de la temperatura en la formación de hipoclorito de sodio.	102
3.6.3.3 Solubilidad de las especies de cloro.	103
3.6.3.4 Comportamiento del hipoclorito de sodio.	104
3.7 ANÁLISIS DE RESULTADOS	106
4. ANÁLISIS DE COSTOS	109
4.1 ANÁLISIS PARA LA OBTENCIÓN Y CUANTIFICACIÓN DEL DESINFECTANTE	109
4.2 ANÁLISIS PARA LA PRODUCCIÓN DEL DESINFECTANTE	114
5. CONCLUSIONES	115
6. RECOMENDACIONES	116
BIBLIOGRAFÍA	117
ANEXOS	123

## LISTA DE FIGURAS

	<b>pág.</b>
Figura 1. Formas de cloro en la cloración del agua	25
Figura 2. Curva de demanda de cloro	26
Figura 3. Estructura hipoclorito de sodio	27
Figura 4. Aplicaciones industriales del hipoclorito de sodio	29
Figura 5. Producción de hipoclorito de sodio por vía química	31
Figura 6. Esquema de celda electrolítica	32
Figura 7. Proceso de electrólisis de cloruro de sodio	33
Figura 8. Variación del potencial de celda con respecto a la temperatura	41
Figura 9. Esquema de una celda electrolítica	43
Figura 10. Efecto de la naturaleza del ánodo	47
Figura 11. Efecto de la naturaleza del cátodo	47
Figura 12. Efecto del tipo de recubrimiento del cátodo	48
Figura 13. Efecto de la relación de área superficial	49
Figura 14. Efecto de la distancias entre los electrodos	49
Figura 15. Efecto de la temperatura en la celda	50
Figura 16. Variación de la temperatura	51
Figura 17. Efecto del pH en el equilibrio de las especies de cloro en el agua	52
Figura 18. Relación compuestos de cloro libre según el pH	52
Figura 19. Comportamiento del pH durante la electrólisis	53
Figura 20. Efecto del tiempo de operación	54
Figura 21. Efecto de la concentración inicial de sal	54
Figura 22. Efecto de la naturaleza de la solución del electrolito	55
Figura 23. Efecto de la densidad de corriente aplicada a los electrodos	56
Figura 24. Efecto de la densidad de corriente según el material del ánodo	56
Figura 25. Efecto de la densidad de corriente y la concentración de sal	57
Figura 26. Efecto de la agitación en la celda electrolítica	58
Figura 27. Reacción método colorimétrico DPD	65
Figura 28. Esquema celda electrolítica	68

## LISTA DE CUADROS

	<b>pág.</b>
Cuadro 1. Propiedades fisicoquímicas del hipoclorito de sodio	27
Cuadro 2. Diseño de experimentos	63
Cuadro 3. Dimensionamiento de la celda electrolítica	67
Cuadro 4. Concentración de $\text{Na}^+$ y $\text{Cl}^-$	85
Cuadro 5. Consumo del electrodo por experimento realizado	110
Cuadro 6. Equipos	111

## LISTA DE DIAGRAMAS

	<b>pág.</b>
Diagrama 1. Métodos de desinfección de agua	24
Diagrama 2. Clasificación de variables del proceso	58
Diagrama 3. Desarrollo experimental	69

## LISTA DE TABLAS

	pág.
Tabla 1. Espontaneidad de un proceso de óxido-reducción	36
Tabla 2. Espontaneidad de una reacción química	38
Tabla 3. Carácter térmico de una reacción química	40
Tabla 4. Parámetros de operación	62
Tabla 5. Resultados curva de calibración	66
Tabla 6. Moles de cloro gaseoso teóricas	87
Tabla 7. Moles de hipoclorito de sodio teóricas.	88
Tabla 8. Rendimiento de la reacción con respecto al tiempo.	88
Tabla 9. Variación del potencial de celda	90
Tabla 10. Cambio de la energía libre de Gibbs.	90
Tabla 11. Cambio de la entalpía durante la electrólisis	92
Tabla 12. Entalpía a condiciones estándar.	93
Tabla 13. Cambio del Cp durante el desarrollo de la electrólisis	94
Tabla 14. Velocidad de reacción en el proceso de electrólisis	95
Tabla 15. Parámetros de las ecuaciones de Arrhenius y Faraday	95
Tabla 16. Cambio de energía de Gibbs con respecto al cátodo (f) y al ánodo (r)	96
Tabla 17. Parámetros de las ecuaciones de Arrhenius y Faraday	97
Tabla 18. Constantes catódica y anódica	97
Tabla 19. Diferencia entre las constantes catódicas y anódicas	98
Tabla 20. Cambio de la entalpía de reacción del NaOH con respecto a la temperatura	100
Tabla 21. Porcentaje de hipoclorito con respecto a la temperatura	104
Tabla 22. Descomposición del hipoclorito por reacciones secundarias	105
Tabla 23. Variación del voltaje durante el desarrollo de la electrólisis	109
Tabla 24. Potencia consumida para el desarrollo de la electrólisis	110
Tabla 25. Análisis de costos para la obtención y cuantificación de hipoclorito de sodio	113
Tabla 26. Análisis de costos para la producción de hipoclorito de sodio 15,6%p/v.	114

## LISTA DE GRAFICAS

	pág.
Gráfica 1. Curva de calibración	66
Gráfica 2. Efecto de la concentración de sal	73
Gráfica 3. Efecto de la intensidad de corriente	73
Gráfica 4. Efecto de la agitación	74
Gráfica 5. Efecto del tiempo	74
Gráfica 6. Variación del cloro libre con respecto a la concentración de sal	75
Gráfica 7. Variación del cloro libre con respecto a la intensidad de corriente	76
Gráfica 8. Variación del cloro libre con respecto a la agitación	77
Gráfica 9. Variación del cloro libre con respecto a la temperatura	78
Gráfica 10. Variación de la temperatura respecto a la intensidad de corriente	79
Gráfica 11. Variación de la temperatura respecto a la concentración de sal	79
Gráfica 12. Variación del potencial eléctrico respecto a la intensidad de corriente	80
Gráfica 13. Variación del potencial eléctrico respecto a la concentración de sal	81
Gráfica 14. Concentraciones de cloruro de sodio	82
Gráfica 15. Rendimiento de la reacción	89
Gráfica 16. Variación del potencial de celda con respecto a la temperatura	91
Gráfica 17. Variación de la entalpía con respecto a la temperatura	93
Gráfica 18. Variación del Cp con respecto a la temperatura	94
Gráfica 19. Cambio de la entalpía con respecto a la temperatura	100
Gráfica 20. Solubilidad del cloro a diferentes temperaturas	103
Gráfica 21. Variación de la concentración de hipoclorito con respecto a la temperatura	105
Gráfica 22. Comparación del hipoclorito producido vs el hipoclorito consumido	106

## LISTA DE IMÁGENES

	<b>pág.</b>
Imagen 1. Celda electrolítica	68
Imagen 2. Desarrollo de la electrólisis	70
Imagen 3. Fuente de energía	70
Imagen 4. Espectrofotómetro	71
Imagen 5. Resultados método colorimétrico	71
Imagen 6. Resultados método argentométrico	71
Imagen 7. Fuente de poder	111
Imagen 8. Espectrofotómetro	111
Imagen 9. Agitador magnético	111
Imagen 10. Desionizador de agua	112

## LISTA DE ECUACIONES

	pág.
Ecuación 1. Primera ley de la electrólisis	35
Ecuación 2. Segunda ley de la electrólisis	35
Ecuación 3. Ley general de la electrólisis	36
Ecuación 4. Potencial de celda estándar	36
Ecuación 5. Energía libre de Gibbs	37
Ecuación 6. Energía libre de Gibbs de una reacción	38
Ecuación 7. Relación entre energía libre de Gibbs y FEM	39
Ecuación 8. Ecuación de Nernst	39
Ecuación 9. Entalpía de una reacción	40
Ecuación 10. Relación entre entalpía y FEM	41
Ecuación 11. Velocidad neta de reacción	42
Ecuación 12. Velocidad neta de reacción electroquímica	43
Ecuación 13. Ecuación de velocidad del cátodo deducida de la ecuación de Faraday	44
Ecuación 14. Ecuación de velocidad del ánodo deducida de la ecuación de Arrhenius	44
Ecuación 15. Corriente catódica en términos de la energía libre de Gibbs	44
Ecuación 16. Corriente anódica en términos de la energía libre de Gibbs.	44
Ecuación 17. Densidad de corriente neta en términos de la energía libre de Gibbs.	45
Ecuación 18. Cambio de la densidad de corriente en una celda.	45
Ecuación 19. Ecuación de Butler-Volmer.	45
Ecuación 20. Constante catódica en función de la energía libre de Gibbs.	45
Ecuación 21. Constante anódica en función de la energía libre de Gibbs.	45
Ecuación 22. Determinación de cloruros	65
Ecuación 23. Ley de Ohm	80
Ecuación 24. Balance de materia cloruro de sodio	81

## LISTA DE ANEXOS

	<b>pág.</b>
Anexo A. Potenciales estándar de reducción a 25 °C.	124
Anexo B. Matriz de revisión bibliográfica – Condiciones de operación	125
Anexo C. Matriz de revisión bibliográfica – Diseño de la celda electrolítica	136
Anexo D. Metodología – Análisis de cloruro	140
Anexo E. Metodología – Análisis de cloro residual libre	144
Anexo F. Ficha técnica cloruro de sodio	148
Anexo G. Análisis de varianza – ANOVA Multifuncional	156
Anexo H. Constantes termodinámicas a temperatura estándar	162
Anexo I. Solubilidad del cloro en el agua	163

## ABREVIATURAS

**C<sub>p</sub>**: calor específico (J/Kg• K)

**E<sub>celda</sub>**: potencial de celda (V)

**E<sub>red</sub>**: potencial de reducción (V)

**E<sub>q</sub>**: peso equivalente (g)

**F**: constante de Faraday (96,500 C/mol)

**G**: energía libre de Gibbs (KJ/mol)

**H**: entalpía (KJ/mol)

**I**: intensidad de corriente (A)

**i**: densidad de corriente (A/m<sup>2</sup>)

**K<sub>eq</sub>**: constante de equilibrio

**n**: número de valencia

**Q**: coeficiente de reacción

**Q'**: carga eléctrica (C)

**R**: constante universal de los gases (8.314 J/mol• K)

**S**: entropía (J/K)

**T**: temperatura (K)

**t**: tiempo (s)

**U**: energía interna (J)

**V**: potencial eléctrico (V)

**V̇**: volumen (cm<sup>3</sup>)

## GLOSARIO

**AGENTE OXIDANTE:** sustancia la cual da lugar a la oxidación de otra sustancia, de forma que toma cierta cantidad de electrones del componente que está oxidando, y por consiguiente, es la especie que se reduce durante el proceso.

**ÁNODO:** electrodo o material conductor de una celda electroquímica el cual está cargado positivamente en el cual se lleva a cabo la semi-reacción de oxidación de los iones negativos.

**CÁTODO:** electrodo o material conductor de una celda electroquímica el cual está cargado negativamente en el cual se lleva a cabo la semi-reacción de reducción de los iones positivos.

**CLORO RESIDUAL LIBRE:** fracción de Cloro que no reacciona química ni biológicamente con otro componente u organismo, y que permanece en la muestra de agua al finalizar el proceso de electrólisis y desinfección.

**DENSIDAD DE CORRIENTE:** magnitud vectorial que relaciona la intensidad de corriente que atraviesa un material con respecto al área superficial transversal por la cual se lleva a cabo el movimiento de los electrones.

**ELECTRÓLISIS:** proceso electroquímico donde es necesaria una fuente de corriente eléctrica externa que facilite el intercambio de electrones entre diferentes moléculas para una reacción de óxido-reducción que tenga un comportamiento no espontaneo.

**ELECTROLITO:** sustancias químicas que al entrar en contacto con un disolvente se separan las moléculas que lo conforman dando origen a una solución con los iones disueltos, que puede conducir la electricidad por la presencia de cargas opuestas.

**ELECTROQUÍMICA:** es el estudio del intercambio entre la energía química y la energía eléctrica de un sistema; es decir, estudia el aprovechamiento y comportamiento de los electrones de una reacción de óxido-reducción.

**INTENSIDAD DE CORRIENTE:** hace referencia a la cantidad de carga que pasa a través de un material conductor en cualquier punto por unidad de tiempo; equivalente al flujo de carga eléctrica que se mueve por el cuerpo.

**OXIDACIÓN:** reacción en donde se da la pérdida de electrones por parte de una sustancia haciendo que esta aumente su carga positiva, y que los electrones que perdido sean transferidos hacia el cátodo.

**POTENCIAL ELÉCTRICO:** cantidad escalar que corresponde a la relación entre la energía potencial del sistema (carga-campo) y la carga de la partícula en cada posición, generando una diferencia de potencial que produce la transferencia de electrones.

**REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN:** reacciones donde hay una transferencia de electrones entre un par de sustancias que interactúan, en donde se transfieren los electrones del átomo que se oxida al átomo que se reduce.

**REACCIONES NO ESPONTANEAS:** reacciones químicas que bajo unas condiciones específicas no se generan, por lo cual es necesario cambiar las condiciones de operación o proporcionar la suficiente energía para convertir el proceso en espontaneo.

**REDUCCIÓN:** reacción en donde existe la ganancia de electrones por parte de una sustancia provenientes de la reacción ocurrida en el ánodo, y dando lugar al aumento de la carga negativa de esta.

## RESUMEN

El presente trabajo de grado tiene como objetivo la obtención de un agente desinfectante a partir de la electrólisis de cloruro de sodio para evaluar su aplicabilidad en agua potable, esto debido a que se evidencia la dificultad para llevar agua potable a zonas rurales especialmente ubicada en la zonas costeras del país, y la ausencia de mecanismos adecuados para adoptar un sistema integral que dé cobertura a toda la población, además de los riesgos que implica manipular y transportar los agentes desinfectantes más usados.

El desarrollo del proyecto se realizó en tres fases: la primera fase fue la investigación de las variables involucradas en la técnica de electrolisis de cloruro de sodio, y a partir de la cual se determinaron las variables determinantes y las variables de control para desarrollar esta técnica; adicionalmente se especificaron las condiciones de operación a través de una matriz de referencias bibliográficas, lo cual permitió el planteamiento del diseño de experimentos en donde la concentración de sal, la densidad de corriente y la agitación son los tres factores y cada uno tiene tres niveles de operación.

En la segunda fase, se desarrolló la experimentación para obtener las condiciones para el desarrollo del proceso que permitan obtener la mejor concentración del agente desinfectante; para determinar lo anterior, fue necesario hacer un análisis de variable multinivel teniendo en cuenta los resultados de los 27 experimentos realizados, y así comparar el efecto que tienen las variables de operación seleccionadas sobre la concentración de agente desinfectante obtenido. De acuerdo con el resultado del análisis estadístico se determinó que las mejores condiciones de operación para la obtención de un desinfectante, a partir de la electrólisis de cloruro de sodio, son: concentración de sal de 27 g/L, densidad de corriente de  $6.7 A/dm^2$  (equivalente a una intensidad de corriente de 4.84 A), y una agitación de 300 RPM, obteniendo una máxima concentración del agente desinfectante de 3.813 g/L para un tiempo de operación de 20 minutos. Seguido a esto, para el proceso de electrólisis desarrollado en las mejores condiciones obtenidas en la experimentación, se determinaron las propiedades termodinámicas de las reacciones cinéticas y los parámetros cinéticos de la reacción electroquímica, obteniendo que la velocidad de reacción de la celda electrolítica está dada por la densidad de corriente empleada y tiene una constante de velocidad de  $2.50 * 10^{-5} \text{ mol/A}$ .

Finalmente, en la tercera fase se elaboró un análisis de costos para el desarrollo y cuantificación de la técnica, y se determinó el costo de producción del agente desinfectante obtenido por la vía electroquímica. Mediante la realización de este proyecto se ha llegado a una serie de conclusiones y recomendaciones las cuales sirven de fundamento para futuras investigaciones.

## INTRODUCCIÓN

De acuerdo con la Organización Mundial de la Salud, la cobertura de agua potable actualmente en Colombia se encuentra en un 91.4% del total de la población<sup>1</sup>, la cual cuenta con un sistema integral de acondicionamiento y mejoramiento de las fuentes hídricas para el consumo humano. No obstante, se presenta un retraso en el desarrollo de acueductos en zonas apartadas del país, en donde todavía el 26.2% de la población rural acude a ríos o pozos como recurso de agua para consumir, y como resultado más de 3,1 millones de colombianos ubicados especialmente en el Atlántico y el Pacífico, están expuestos a enfermedades como la hepatitis A y la fiebre tifoidea por ingerir agua en condiciones inadecuadas<sup>2</sup>. En consecuencia, se requiere de la implementación de un sistema de tratamiento de agua para abastecer de este servicio a toda la población nacional.

La dificultad para llevar agua potable a zonas rurales apartadas se debe a la ausencia de mecanismos adecuados para el acondicionamiento del agua potable y a los inconvenientes de adoptar un sistema integral que dé cobertura a toda la población, por lo que se hace indispensable buscar soluciones individuales que permitan llevar a cabo los procesos de tratamiento de aguas, los cuales se dividen en pre-tratamiento, tratamiento primario, tratamiento secundario y tratamiento terciario. Durante el pre-tratamiento, el agua es sometida a procesos físicos mediante trampas de grasas, desarenadores y cribas para remover las partículas más grandes y que físicamente se pueden extraer. Posteriormente, el agua pasa por un tratamiento primario o también llamado tratamiento fisicoquímico, el cual se encarga de reducir la materia suspendida por medio de la precipitación o la sedimentación, con ayuda de sustancias químicas como los coagulantes y floculantes. Una vez finaliza el tratamiento primario, si el agua contiene alta cantidad de materia orgánica como carbón o fósforo, pasa por un tratamiento secundario o biológico. Finalmente, para que el agua sea para el consumo humano se emplea el tratamiento terciario en donde se ajustan los parámetros de sabor y color por medio de agentes filtrantes, y luego se reduce la carga microbiológica presente en el agua mediante la adición de agentes oxidantes como el cloro o desinfectantes químicos convencionales<sup>3</sup>.

Sin embargo, debido al riesgo de manipulación de los agentes oxidantes convencionales tales como el cloro gaseoso y el hipoclorito de sodio por ser de carácter explosivo y combustible, así como el costo de adquisición, el transporte y el almacenamiento de estos productos especialmente en zonas apartadas del país por los parámetros a controlar y el personal especializado para su producción; una alternativa viable en la desinfección de agua es la obtención de un agente oxidante a partir de la electrólisis de cloruro de sodio o sal común, dado que este compuesto tiene una alta estabilidad a condiciones normales, lo cual no presenta un riesgo significativo por su almacenamiento o utilización; e igualmente tiene una alta disponibilidad especialmente en las regiones costeras que es donde se presenta la mayor población en el territorio nacional con ausencia de agua potable.

---

<sup>1</sup> ORGANIZACIÓN MUNDIAL DE LA SALUD. Global Health Observatory data repository. Water, sanitation and hygiene: Exposure [online]. Diciembre 2015.

<sup>2</sup> EL TIEMPO. ¿Cómo es el avance en la cobertura de acueducto en Colombia? [online]. Marzo 2015. Disponible en : <[www.eltiempo.com/archivo/documento/CMS-15445939](http://www.eltiempo.com/archivo/documento/CMS-15445939)>

<sup>3</sup> UNIVERSIDAD EIA. Tratamiento de aguas residuales [online], 2017. Disponible en: <<http://fluidos.eia.edu.co/hidraulica/articulos/interesantes/tratamientoresiduales/tratamientoresiduales.html>>

Teniendo en cuenta lo anterior, esta línea de investigación se da como una oportunidad de aplicar los conocimientos pertinentes para dar solución a problemas ingenieriles actuales, por medio de nuevas tecnologías las cuales tengan la capacidad de mejorar y optimizar los procesos en cuanto a la transformación de materias primas y recursos naturales en productos químicos con un mayor grado de utilidad, aprovechables o de mayor valor. No obstante, para obtener un agente desinfectante a escala industrial por medio de la vía electroquímica, como primer paso se requiere de una fase experimental a nivel de laboratorio con la cual se pueda estudiar el fenómeno que gobierna el proceso, así como las variables que están involucradas durante la operación, especialmente aquellas que tienen un efecto significativo sobre la cantidad de agente desinfectante a obtener; por lo tanto, este proyecto corresponde a la etapa de investigación y desarrollo de la técnica de electrólisis de cloruro de sodio para obtener un agente capaz de desinfectar el agua.

## **OBJETIVOS**

### **OBJETIVO GENERAL**

Determinar la concentración del agente desinfectante obtenido a partir de cloruro de sodio por el método de electrólisis.

### **OBJETIVOS ESPECÍFICOS**

- Establecer las variables determinantes requeridas para la producción de un agente oxidante a partir del cloruro de sodio por electrólisis.
- Establecer la cinética de la reacción en la obtención del desinfectante por medio de la técnica de electrólisis.
- Realizar un análisis de costos de la obtención del desinfectante a partir de la técnica de electrólisis.

## 1. GENERALIDADES

En este capítulo se contextualizarán los conceptos relacionados para el desarrollo del presente proyecto, teniendo en cuenta las características, propiedades y aplicaciones del agente desinfectante a obtener, la técnica por la cual se va a llevar a cabo la producción de este compuesto, abordando temas como el principio electroquímico y el mecanismo de operación que describe el proceso, así como los parámetros termodinámicos y cinéticos del método; esto con el propósito de dar a conocer la importancia que tiene la electrólisis en la búsqueda de alternativas para el tratamiento de agua potable.

### 1.1 DESINFECCIÓN EN EL TRATAMIENTO DE AGUA

Durante el tratamiento de agua para el consumo humano, después de realizar diferentes procesos fisicoquímicos, mecánicos y biológicos se logra la adecuación de las fuentes de agua en cuanto a las características indeseables e impurezas presentes, con el fin de cumplir los límites permisibles que dictamina la normatividad respectiva para los parámetros de calidad del agua potable<sup>4,5</sup>. A pesar de que en estas etapas se hace la remoción de la mayoría de los contaminantes, todavía hay presencia de microorganismos los cuales son precursores de enfermedades, por lo tanto, para potabilizar el agua se debe implementar una etapa de desinfección la cual minimice la carga biológica del agua.

La desinfección está definida como el proceso en donde se busca destruir la mayoría de las formas microbianas, esto significa que se inactivan agentes como bacterias y virus gracias al impedimento de su reproducción y crecimiento en el medio, no obstante, pueden persistir las esporas bacterianas y otros organismos resistentes<sup>6</sup>. En efecto, el mecanismo de desinfección se basa como primera medida en la oxidación de la pared celular de los microorganismos dando lugar a un cambio en la permeabilidad de la membrana; de manera que el agente desinfectante entra en la célula haciendo la desactivación de las enzimas y por consiguiente de su metabolismo<sup>7</sup>. De modo que para desarrollar la desinfección de agua a nivel industrial existen diferentes alternativas tanto físicas como químicas, las cuales varían no solo en cuanto a las características del agente desinfectante y el método con el cual realiza el tratamiento, sino también en los requerimientos operacionales referente a los equipos, el mantenimiento y el control del proceso, y por consiguiente los costos asociados a estos aspectos<sup>8</sup>. En el diagrama 1 se hallan algunos de los métodos más destacados para la desinfección de agua, en donde se destaca la implementación de radiación o elementos filtrantes en las técnicas físicas, mientras que para las técnicas químicas se emplean agentes oxidantes.

---

<sup>4</sup> ORGANIZACIÓN PANAMERICANA DE LA SALUD. Capítulo 6. Procesos de tratamiento de agua [online]. Disponible en: <<http://www.bvsde.paho.org/bvsacg/fulltext/inspecciones/lec6.pdf>>

<sup>5</sup> COLOMBIA. MINISTERIO DE AMBIENTE, VIVIENDA Y DESARROLLO TERRITORIAL. Resolución 2115 del 22 de Junio de 2007.

<sup>6</sup> MURRAY, Patrick R., ROSENTHAL, Ken S. y PFALLER, Michael A. Microbiología Médica. Octava Edición. Barcelona: Elsevier España, 2017. p. 12.

<sup>7</sup> BARRENECHEA, Ada; de VARGAS, Lidia. Capítulo 10. Desinfección [online]. p. 156. Disponible en: <<http://www.ingenieroambiental.com/4014/diez.pdf>>

<sup>8</sup> SOLSANO, Felipe; MÉNDEZ, Juan Pablo. Desinfección del Agua. Lima, Perú: Centro Panamericano de Ingeniería Sanitaria y Ciencias del Ambiente, 2002. p. 12.

Diagrama 1. Métodos de desinfección de agua



Fuente: Organización Panamericana de Salud. Guía para la selección de sistemas de desinfección. Lima, 2007. p. 6.

Dentro del proceso de tratamiento de agua potable se recurre esencialmente a las técnicas químicas de desinfección para disminuir la presencia de cuerpos biológicos en esta, en virtud de que presentan una mejor eficiencia en la remoción de microorganismos y por ende una mayor fiabilidad para desarrollar esta etapa del proceso. Los agentes oxidantes son compuestos químicos los cuales cuentan con una amplia aplicación a nivel industrial, gracias a su característica de hacer que otra especie pierda electrones de su estructura atómica<sup>9</sup>, de manera que se da una modificación de los grupos funcionales de las proteínas y los centros activos de las enzimas, alterando la estabilidad de los microorganismos.

## 1.2 AGENTES OXIDANTES CLORADOS

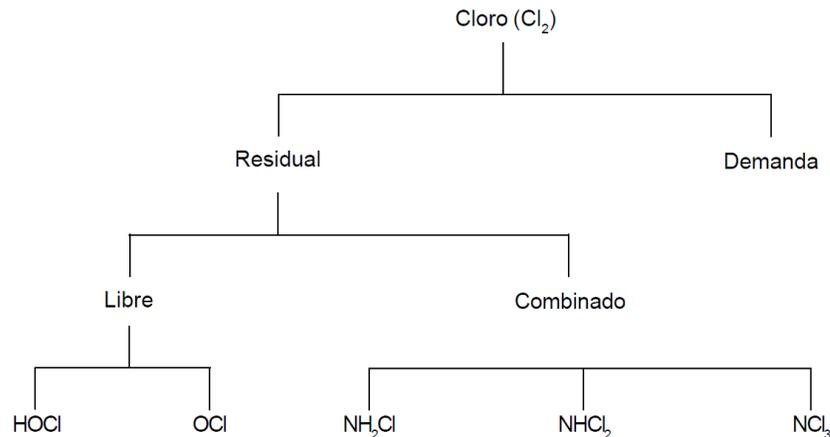
Actualmente, la cloración se sitúa como la principal técnica destinada a realizar la desinfección de los sistemas de abastecimiento de agua, gracias a que su poder oxidante es superior frente a otros compuestos químicos, dando como resultado una mayor efectividad en la eliminación de microorganismos, y a su vez permitiendo tener una porción residual en el agua que continúe realizando este proceso<sup>10</sup>. Para este fin, en plantas de tratamiento de agua con una capacidad de producción superior a los 500 m<sup>3</sup> de agua al día, se emplea el cloro en estado gaseoso puesto que es la forma más económica para desarrollar esta técnica; mientras que en plantas que procesan un caudal de agua inferior o en lugares donde hay carencia de un sistema de tratamiento de agua potable, se prefiere implementar un compuesto de cloro como lo es el hipoclorito de sodio el cual es un líquido que presenta esta sal en solución<sup>11</sup>. No obstante, en ambos casos al realizar el proceso de cloración del agua se generan diferentes formas de cloro tal y como se ve en la figura 1.

<sup>9</sup> BROWN, Theodore; LEMAY, Eugene, & Otros. Química: La Ciencia central. Novena Edición. México: Pearson Educación, 2004. p. 777.

<sup>10</sup> ESPAÑA. JUNTA DE CASTILLA Y LEÓN. Consejería de Sanidad. Manual de tratamientos del agua de consumo humano [online]. Disponible en: <[www.saludcastillayleon.es/sanidad/cm/profesionales/images?idMmedia=111473](http://www.saludcastillayleon.es/sanidad/cm/profesionales/images?idMmedia=111473)>

<sup>11</sup> SOLSANO. Op. cit., p. 35.

Figura 1. Formas de cloro en la cloración del agua



Fuente: BARRENECHEA, Ada; de VARGAS, Lidia. Capítulo 10. Desinfección [online]. p. 156.

A partir de esto, se puede inferir que existen tres categorías en las cuales se puede clasificar este compuesto según la función que está cumpliendo dentro del agua, dada la proporción o cantidad aplicada y las sustancias presentes.

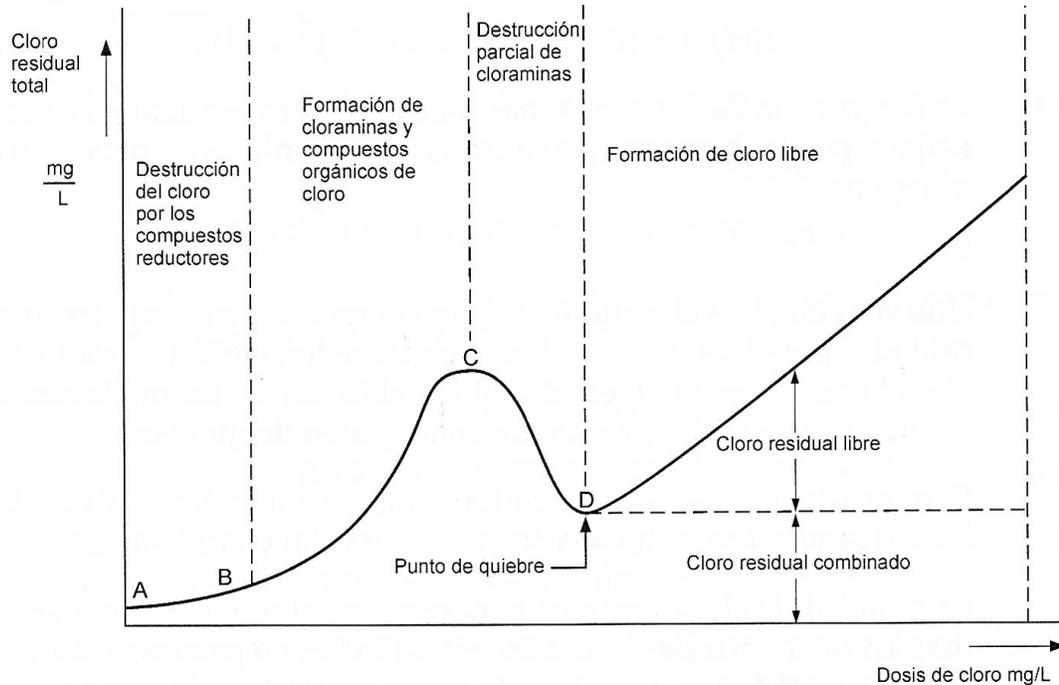
- **Demanda de Cloro:** En el momento en el que se agrega cloro al agua, este entra en contacto con los elementos presentes con el fin de oxidarlos, generando un consumo de cloro denominado como demanda de cloro. Las sustancias con las cuales interactúa el cloro son los compuestos inorgánicos como los sulfatos, los nitratos, partículas de hierro, entre otros; y con materia orgánica como microorganismos, proteínas y aminoácidos<sup>12</sup>.
- **Cloro Residual Combinado:** Hace referencia a la porción de cloro que se encuentra en el agua después de haber oxidado el nitrógeno presente en forma de amoníaco, dando como resultado la formación de cloraminas las cuales se dividen en monocloramina ( $\text{NH}_2\text{Cl}$ ), dicloramina ( $\text{NHCl}_2$ ) y tricloramina ( $\text{NCl}_3$ ).
- **Cloro Residual Libre:** Después de oxidar todas las sustancias indeseadas que tiene el agua, el cloro remanente reacciona con las moléculas de agua para producir ácido hipocloroso ( $\text{HOCl}$ ) el cual por medio de un proceso de ionización da lugar a la formación de iones de hipoclorito ( $\text{OCl}^-$ ). Estos dos compuestos, constituyen el cloro residual libre de un agua tratada, los cuales corresponde a la cantidad de cloro disponible para reaccionar con sustancias que puedan ingresar posteriormente al recurso hídrico y así evitar su recontaminación<sup>12</sup>.

Lo anterior se puede representar mediante una gráfica la cual relaciona la cantidad de cloro residual total presente en el agua con la dosis de cloro que se le suministra. La primera parte de la curva (A – C) corresponde a la demanda de cloro en donde se da la destrucción del cloro por los compuestos reductores presentes, junto con la formación de cloraminas y compuestos orgánicos de cloro. Seguido a esto, se presenta una disminución en el cloro residual total (C – D) debido a la destrucción parcial de las cloraminas, llegando hasta un punto de quiebre en el cual se da la oxidación completa de los productos del amoníaco y

<sup>12</sup> ORGANIZACIÓN PANAMERICANA DE LA SALUD. Op. cit., p. 11.

representa la cantidad de cloro residual combinado en el agua. Finalmente, después del punto de quiebre, al aumentar la dosis de cloro se presenta un aumento en la formación de cloro residual libre<sup>13</sup>.

Figura 2. Curva de demanda de cloro



Fuente: ROMERO ROJAS, Jairo Alberto. Calidad del agua. 3ª ed. Bogotá D.C.: Escuela Colombiana de Ingeniería, 2009. p. 277.

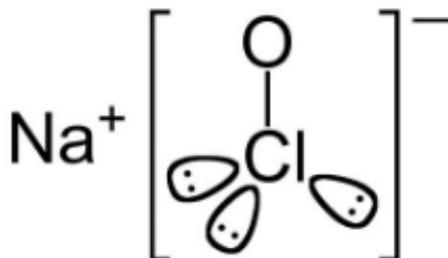
**1.2.1 Hipoclorito de sodio.** La obtención de agentes oxidantes de hipoclorito data de 1785 cuando el químico francés Claude Louis Berthollet desarrolló una solución de cloro gaseoso, el cual había sido descubierto por el químico farmacéutico Carl Wilhelm Scheele en el año de 1774. A pesar de esto, su comercialización empezó en 1789 cuando la compañía francesa Javel lanzó al mercado un producto basado en los estudios propuestos por Berthollet, el cual había mejorado la fórmula de la disolución al adicionarle hidróxido de potasio para favorecer su estabilidad. Más adelante, en 1820, el químico farmacéutico francés Antoine Germain Labarraque dio origen a la producción de hipoclorito de sodio, al sustituir la potasa caústica por hidróxido de sodio, el cual presentaba un menor costo de adquisición gracias al aumento de disponibilidad de materia prima que se produjo por el desarrollo del proceso Leblanc en 1810. Desde sus inicios, este compuesto se empleaba como blanqueador en la industria textil y en la industria de algodón; sin embargo, debido a las propiedades con las que cuenta se inició su aplicación en otros sectores industriales en la década de 1930<sup>14</sup>.

<sup>13</sup> ROMERO ROJAS, Jairo Alberto. Calidad del agua. 3ª ed. Bogotá D.C.: Escuela Colombiana de Ingeniería, 2009. p. 277.

<sup>14</sup> LEWIS, Kenneth A., Chapter 9. Hypochlorination-Sodium Hypochlorite. En: BLACK & VEATCH CORPORATION; White's handbook of chlorination and alternative disinfectants. Quinta edición. New Jersey: Jhon Wiley, 2010. p. 452.

**1.2.1.1 Estructura.** El hipoclorito de sodio, cuya fórmula molecular es NaOCl, es una sal formada por medio de un enlace iónico entre un ion cargado positivamente denominado catión el cual correspondiente al sodio ( $\text{Na}^+$ ), y un ion cargado negativamente conocido como oxoanión denominado como hipoclorito ( $\text{ClO}^-$ ), el cual está conformado por la unión, entre un átomo de cloro y un átomo de oxígeno que no completa los enlaces necesarios en su capa de valencia y le configura la carga negativa al ion. La figura 3, representa la estructura molecular del hipoclorito de sodio.

Figura 3. Estructura hipoclorito de sodio



Fuente: Lenntech BV. Desinfectantes hipoclorito de sodio [online]. España, 2017.

**1.2.1.2 Propiedades Físicoquímicas.** Dadas las condiciones en las cuales se da la reacción en la que se forma esta sustancia y su alto grado de descomposición e inestabilidad al encontrarse expuesta al medio ambiente, sus propiedades físico-químicas están expresadas para soluciones acuosas de hipoclorito de sodio<sup>15</sup>. Teniendo en cuenta que para emplear esta sustancia en los diferentes campos de aplicación a nivel industrial y/o doméstico, se requiere de soluciones con una baja concentración de esta sal o en su defecto de cloro activo, por lo tanto, en el cuadro 1 se presentan algunas propiedades físicas para soluciones de 5% de NaOCl y de 6 a 14% en Cloro activo.

Cuadro 1. Propiedades físicoquímicas del hipoclorito de sodio

Propiedad	Solución		
	5% NaOCl (1)	6.5% Cl <sub>2</sub> activo (1)	6-14% Cl <sub>2</sub> activo (2)
Concentración solución	5% NaOCl (1)	6.5% Cl <sub>2</sub> activo (1)	6-14% Cl <sub>2</sub> activo (2)
Color	Amarillo ligero	Amarillo ligero	Verde claro
Olor	A cloro	A cloro	A cloro
pH	9 – 10	12	12 – 13
Punto de fusión (°C)	- 6	- 8.6	- 20
Punto de ebullición (°C)	40	120	102
<b>Propiedades a 20 °C</b>			
Presión de vapor (mmHg)	17.5	---	15
Densidad relativa (g/cm <sup>3</sup> )	1.07 – 1.14	1.11 – 1.20	1.22 – 1.25
Solubilidad	Soluble	Soluble	Soluble

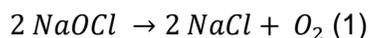
Fuente: (1) Instituto de Hidrología, Meteorología y Estudios Ambientales de Colombia – IDEAM. Hipoclorito de sodio [online]. (2) Merck Chemical and Life Science S.A. Ficha de Seguridad [online].

<sup>15</sup> INSTITUTO DE HIDROLOGÍA, METEOROLOGÍA Y ESTUDIOS AMBIENTALES DE COLOMBIA – IDEAM. Hipoclorito de sodio [online]. p. 279.

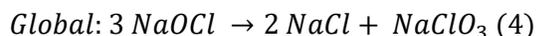
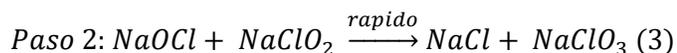
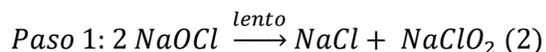
Se puede contemplar que las soluciones de hipoclorito de sodio presentan valores en propiedades como la presión de vapor y la densidad relativa directamente relacionados con el agua pura, como consecuencia de que la concentración de esta sustancia es relativamente baja. No obstante, el punto de fusión de las soluciones de hipoclorito va ligado directamente con la proporción de esta sal que contiene la solución, puesto que al ser una propiedad coligativa la temperatura a la cual se lleva a cabo el proceso de solidificación se ve afectada, a causa de la dificultad de formación de cristales dentro de la solución por la obstrucción que genera la sal. A su vez, se identifica que las soluciones de hipoclorito de sodio presentan un carácter básico al tener un pH entre 9 y 13 para garantizar la estabilidad del componente dentro de la mezcla (véase el numeral 2.1.5).

El comportamiento que presenta el hipoclorito de sodio a nivel químico se caracteriza por ser un oxidante fuerte el cual es capaz de reducir gran cantidad de sustancias con las cuales entra en contacto; así mismo, este compuesto es de carácter combustible y explosivo cuando reacciona con sustancias como ácidos, agentes oxidantes, agentes reductores, cloro, cianuros, metanol, urea, amoníaco, aminas, arsénico, sustancias orgánicas, entre otros<sup>16</sup>. Por otro lado, la principal característica del NaOCl es su baja estabilidad química frente a diversos factores como la concentración, el pH, la temperatura, la presencia de impurezas en la solución y las condiciones a las cuales se encuentra expuesta tales como la luz y el aire<sup>17</sup>; todo esto conlleva a la descomposición de esta molécula en otras moléculas dependiendo de las condiciones a las que se encuentre.

La primera forma como se descompone el hipoclorito de sodio se da mediante la presencia de partículas metálicas como níquel, cobalto o cobre las cuales se encargan de catalizar la reacción al igual que la exposición a la luz; de esta forma los productos que se generan luego de la descomposición son el cloruro de sodio y moléculas de oxígeno<sup>18</sup>.



La segunda forma de descomposición de esta sustancia es gracias a reacciones de desproporcionamiento en donde se dan cambios de estados de oxidación del oxoanión de cloro en dos pasos: inicialmente se da una reacción lenta en la que el ion hipoclorito se transforma en ion clorito y seguidamente este reacciona de forma rápida para formar el ion clorato. Finalmente, la reacción global de descomposición deja como producto moléculas de cloruro de sodio y de clorato de sodio<sup>18</sup>.

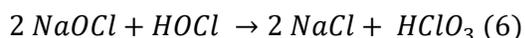


<sup>16</sup> MERCK CHEMICAL AND LIFE SCIENCE S.A. Ficha de Seguridad: Hipoclorito de Sodio [online]. Madrid, España. 2013. Disponible en: <[www.merck-chemicals.com](http://www.merck-chemicals.com)>

<sup>17</sup> OCCIDENTAL CHEMICAL CORPORATION OXY. Sodium Hypochlorite Handbook [online]. Dallas, Texas, USA. December, 2014. p. 4.

<sup>18</sup> IDEAM. Op. cit., p. 280.

Finalmente, cuando el hipoclorito de sodio se encuentra en solución presenta un balance dinámico en el cual se disocia en iones de sodio, hidroxilo e hipoclorito; este balance está dado por la reacción 5. De igual manera, esta sal se puede descomponer (según la reacción 6) en cloruro de sodio y ácido clórico cuando la solución tiene un carácter ácido<sup>19</sup>.



**1.2.1.3 Aplicaciones.** El hipoclorito de sodio actualmente cuenta con una variedad de aplicaciones en diferentes industrias gracias a su versatilidad y ventajas sobre los procesos en los cuales está presente. Este componente es útil como agente desinfectante de agua potable o superficies, así como en el tratamiento de agua residual para realizar el proceso de desodorización, y en la industrial de textiles y papeles para realizar los procesos de blanqueo de las materias primas; además puede llegar a implementarse en los sectores agrícola, farmacéutico y de alimentos, así como en el manejo y procesamiento de sustancias y residuos tóxicos<sup>20</sup>. Por consiguiente, la demanda de este agente oxidante viene dada por diferentes sectores económicos, los cuales cada uno tiene su participación en la aplicación industrial de este componente, como se muestra en la figura 4.

Figura 4. Aplicaciones industriales del hipoclorito de sodio



Fuente: Intratec Solutions. Technology Economics: Sodium Hypochlorite Chemical Production. Estados Unidos, 2013. p. 10. Modificado por los autores.

En efecto, la principal utilidad que tiene el hipoclorito de sodio es como desinfectante para la purificación del agua, de donde resulta que el 78% del total de la producción<sup>21</sup> de esta sustancia se emplee para este fin. Dicho lo anterior, se destina aproximadamente el 45% de esta sal para llevar a cabo procesos industriales de tratamiento del agua tanto para

<sup>19</sup> *Ibíd.* p. 280.

<sup>20</sup> LENNTECH BV. Desinfectantes Hipoclorito de sodio [online]. España, 2017. Disponible en: < [www.lennotech.es/procesos/desinfeccion/quimica/desinfectantes-hipoclorito-de-sodio.htm](http://www.lennotech.es/procesos/desinfeccion/quimica/desinfectantes-hipoclorito-de-sodio.htm) >

<sup>21</sup> INTRATEC SOLUTIONS. Technology Economics: Sodium Hypochlorite Chemical Production. Estados Unidos, 2013. p. 10.

aguas crudas como para aguas servidas o residuales, y por consiguiente el 33% restante se implementa para el tratamiento de desinfección en piscinas de gran tamaño. En este caso, el compuesto funciona como un agente oxidante el cual tiene el poder de desactivar y eliminar los microorganismos presentes en el agua tales como bacterias y hongos, por medio de la desnaturalización de las proteínas que lo constituyen<sup>22</sup>.

Conforme al porcentaje remanente de la utilización de este componente a nivel industrial, la segunda actividad económica en la cual está involucrado el hipoclorito de sodio es en técnicas de blanqueo donde se destina un 9% de las soluciones de esta sal para realizar operaciones de aclarado en textiles, fibras, pulpa y papel, madera, pieles y cuero, entre otros. Finalmente, existen otros usos para este agente los cuales abarcan el 13% de la demanda total de este producto, en particular, se puede encontrar en la industria de alimentos y bebidas, así como en líneas de fabricación de jabones y detergentes, refinación de petróleo y aceites, y como precursor para el desarrollo de control de olores, oxidación de sustancias químicas, al igual que la limpieza y el mantenimiento de los equipos, las superficies o las instalaciones de las plantas industriales para evitar la formación de bioincrustaciones.

### 1.3 PRODUCCIÓN DE HIPOCLORITO DE SODIO POR VÍA QUÍMICA

Esta técnica consiste en llevar a cabo la reacción entre hidróxido de sodio y cloro gaseoso de forma directa, esto es, tomar como materias primas estos dos compuestos en su estado de agregación y permitir que se desarrolle la reacción hasta el punto en el cual se alcance el equilibrio químico. Sin embargo, el cloro al ser un compuesto gaseoso tiende a difundirse fuera de la mezcla reaccionante haciendo que se altere el equilibrio y según el principio de Le Chatelier, la conversión para formar el producto de interés disminuiría obteniendo menores concentraciones de este; por lo tanto para llevar a cabo el proceso por vía química es necesario operar con una concentración en exceso de hidróxido de sodio para compensar el equilibrio, y por esto a pH cercanos a 11 la solución de hipoclorito de sodio se estabiliza<sup>23</sup>.



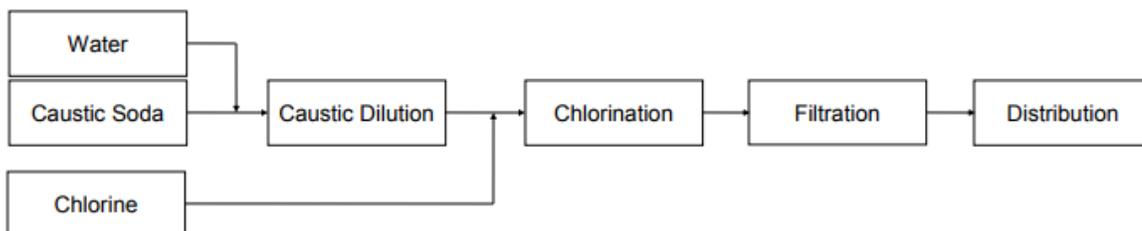
A nivel industrial, la producción de hipoclorito de sodio se lleva a cabo por medio de un proceso batch o por medio de un proceso continuo, siendo este último la alternativa más utilizada, en donde existen básicamente 3 operaciones unitarias dentro del proceso: como primer paso se da la disolución del hidróxido de sodio, seguido a esto se da la cloración de esta solución en un reactor o en una torre empacada, para obtener la solución del producto de interés que va a pasar por un proceso de filtración para retirar el exceso de cal que se halla precipitado<sup>24</sup>. En la figura 5 se puede observar el diagrama de bloques del proceso de producción de hipoclorito de sodio por vía química.

<sup>22</sup> HONG KONG POLYTECHNIC UNIVERSITY. The use of bleach. Hung Hom, Hong Kong. 2007. Disponible: <[www.polyu.edu.hk/cvp/Influenza\\_A\\_H1N1/news/grp-useofbleach\\_rev\\_-en-Nov07.pdf](http://www.polyu.edu.hk/cvp/Influenza_A_H1N1/news/grp-useofbleach_rev_-en-Nov07.pdf)>

<sup>23</sup> GRATACÓS, Jorge Marcó. Generadores de cloro por electrólisis de salmuera con tecnología de célula con membrana [online]. Aquatracta (Barcelona, España). Enero – Febrero 2014.

<sup>24</sup> OCCIDENTAL CHEMICAL CORPORATION OXY. Op. cit., p. 7.

Figura 5. Producción de hipoclorito de sodio por vía química



Fuente: Occidental Chemical Corporation OXY. Sodium Hypochlorite Handbook. Diciembre, 2014.

El proceso de producción de NaOCl es de carácter exotérmico, haciendo que aumente la temperatura de la solución y como consecuencia acelerando el proceso de descomposición del hipoclorito de sodio que se ha formado; por lo cual se hace necesaria la implementación de un sistema de enfriamiento que permita mantener un control de la temperatura en un rango entre 30 y 35 °C. En definitiva, este proceso proporciona soluciones las cuales tienen una concentración de hasta 150 g/L de cloro disponible<sup>25</sup>.

#### 1.4 PRODUCCIÓN DE HIPOCLORITO DE SODIO POR VÍA ELECTROQUÍMICA

Desde que empezó la industrialización del hipoclorito de sodio para implementarlo en los diferentes sectores en los cuales tiene aplicación, se han buscado alternativas para su obtención, de donde resulta el desarrollado de la electrólisis para este fin. Para producir hipoclorito de sodio como agente oxidante por medio de la electrólisis se implementa como materia prima el cloruro de sodio, con el fin de obtener tanto el cloro gaseoso como el hidróxido de sodio con la ayuda de la electroquímica para que posteriormente se dé la reacción de formación del agente oxidante como se indica anteriormente.

**1.4.1 Principio de la electrólisis.** La transformación de cloruro de sodio a partir de electrólisis para obtener un agente oxidante como lo es el hipoclorito de sodio se fundamenta en el principio de la electroquímica en el cual según Brown “es el estudio de las relaciones entre la electricidad y las reacciones químicas”<sup>26</sup>, con el fin de aprovechar la transferencia de electrones en las reacciones de óxido-reducción (Redox). No obstante, la electrólisis específicamente se refiere a la aplicación de un potencial eléctrico externo a reacciones Redox no espontáneas<sup>27</sup> para forzar el paso de los electrones de un lado a otro y permitir que se den dichas reacciones.

Este proceso se ejecuta en una celda electrolítica la cual está constituida básicamente por tres unidades las cuales cumplen una función específica en el dispositivo. En primer lugar, como elementos principales se encuentran los electrodos que se encarga de conducir la corriente eléctrica y es el lugar donde se generan las reacciones de óxido-reducción; así mismo, los electrodos se clasifican por un lado como ánodo, en donde se da la reacción de oxidación, y por el otro lado como cátodo, en donde se da la reacción de reducción; para así darse un flujo de electrones desde el ánodo hacia el cátodo<sup>28</sup>. En segundo lugar se

<sup>25</sup> IDEAM. Op. cit., p. 282.

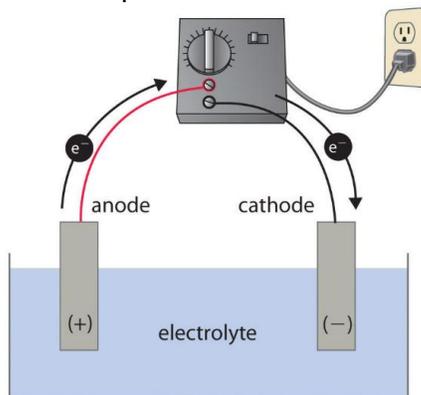
<sup>26</sup> BROWN. Op. cit., p. 777.

<sup>27</sup> EBBING, Darrell; GAMMON, Steven. General Chemistry. Ninth Edition. Boston, New York, USA. Houghton Mifflin Company, 2009. p. 800.

<sup>28</sup> SAYLOR ACADEMY. General Chemistry – Principles, patterns, and applications [online]. 2012.

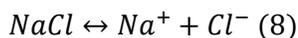
requiere de un electrólito, en el cual se encuentran disueltos los iones que constituyen las materias primas y los productos que se forman en el proceso<sup>29</sup>. Por último, se encuentra la fuente de energía en donde como anteriormente se menciono tiene la función de proporcionar un potencial eléctrico el cual permita que los electrones se transfieran a través del sistema desde la zona positiva (ánodo) hasta la zona negativa (cátodo). En la figura 6 se encuentra el esquema que tiene una celda electrolítica.

Figura 6. Esquema de celda electrolítica



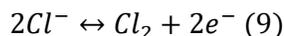
Fuente: Saylor Academy. General Chemistry – Principles, patterns, and applications [online]. 2012.

**1.4.2 Proceso electroquímico.** En el proceso de electrólisis de cloruro de sodio para obtener hipoclorito de sodio se especifica un mecanismo por el cual transcurre el proceso en el cual ocurren diferentes reacciones y semi-reacciones de óxido-reducción que permiten la transformación de la sal como materia prima para la síntesis del agente oxidante por medio de la presencia de un potencial eléctrico. De esta forma, como primera medida se da la disolución de las moléculas de cloruro de sodio para dar lugar al electrólito el cual está constituido por los iones positivos de sodio ( $\text{Na}^+$ ), los iones negativos de cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) y moléculas de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ )<sup>30</sup>, según como se indica en la siguiente reacción:



Seguidamente, se necesita del uso de corriente eléctrica para poner en funcionamiento los electrodos y permitir la transferencia de electrones entre ánodo y cátodo, para así cambiar el estado de oxidación de aquellas partículas que se oxidan o se reducen. De manera puntual, las reacciones que se llevan a cabo en la superficie de los electrodos son:

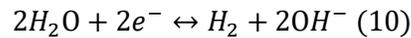
- Las partículas cargadas negativamente de cloro son atraídas hacia el ánodo por efecto de la electricidad suministrada, en donde dos moléculas de cloruro interactúan para ocasionar la semi-reacción de oxidación y así obtener cloro gaseoso más un par de electrones.



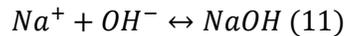
<sup>29</sup> BROWN. Op. cit., p. 114 y G-4.

<sup>30</sup> RONCO, C.; MISHKIN, G.J. Disinfection by Sodium Hypochlorite: Dialysis Applications. Volumen 154. Suiza: KARGER, 2007. p. 10.

- Al mismo tiempo en el cátodo se da lugar a la semi-reacción de reducción de las moléculas de agua presentes, las cuales interactúan con los electrones provenientes del ánodo, y de esta forma se originan los grupos hidroxilo y como subproducto de la reacción se da el hidrógeno gaseoso.

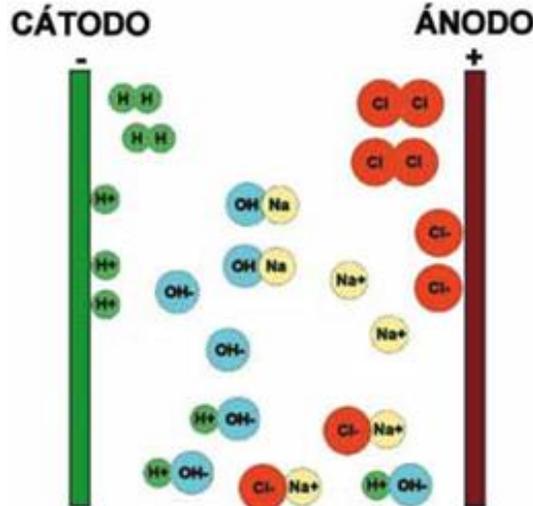


Posteriormente, los iones de sodio que no participaron en las reacciones de óxido – reducción van a interactuar con los iones hidroxilo que son generados en la celda para formar hidróxido de sodio, haciendo que el medio electrolítico se vuelva de carácter básico.



Dicho lo anterior, el proceso de electrólisis de cloruro de sodio para formar moléculas de hidróxido de sodio y cloro gaseoso se representa en el esquema presentado en la figura 7.

Figura 7. Proceso de electrólisis de cloruro de sodio



Fuente: GRATACÓS, Jorge Marcó. Generadores de cloro por electrólisis de salmuera con tecnología de célula con membrana [online]. Aquatracta (Barcelona, España). Enero – Febrero 2014.

Por último, ocurre la reacción de formación del hipoclorito de sodio como agente oxidante, en donde el cloro gaseoso producido en el ánodo reacciona con el hidróxido de sodio presente en el electrolito con la misma velocidad de formación del gas. Al final del proceso, según como lo afirma Gratacós “se obtiene una mezcla de Hipoclorito sódico de baja concentración (0.8%), una concentración residual de cloro e hidróxido de sodio en equilibrio, y salmuera residual que no se utiliza en el proceso”<sup>31</sup>.



<sup>31</sup> GRATACÓS. Op. cit., p. 110.

**1.4.3 Ventajas y Desventajas.** La producción de hipoclorito de sodio por vía química es una alternativa de proceso que se utiliza únicamente cuando se requiere almacenar este compuesto durante un periodo prolongado de tiempo bajo condiciones óptimas de mantenimiento para que no se dé su descomposición<sup>32</sup>. En relación con el proceso productivo de NaOCl por vía química, este cuenta con la desventaja de ser altamente riesgoso al momento de manipular las materias primas por las propiedades con las que cuentan, lo que genera una implementación rigurosa de sistemas de control y seguridad.

La producción de hipoclorito de sodio por vía electroquímica se caracteriza por su versatilidad en cuanto a las condiciones de operación debido a que normalmente se realiza *in situ* con el fin de aprovechar de forma continua el efecto de este agente oxidante, especialmente en la desinfección de agua. De igual manera, la electrólisis es una opción que actualmente se estudia y se aplica a nivel industrial en gran medida debido a los atributos que posee como lo son:<sup>33</sup>

- Disminuye los riesgos generados por el almacenamiento y manipulación de sustancias peligrosas como el cloro en la vía química, así como el precio de inversión para el proceso.
- Por medio de esta técnica se incrementa la concentración de hipoclorito de sodio obtenido gracias a que por las condiciones a las que se da el proceso no se genera la degradación del producto de interés.
- Al ser una operación que se puede realizar *in situ* se permite el uso de esta técnica en áreas que no se encuentran completamente tecnificadas.

Por último, un factor que es relevante tener en cuenta cuando se va a elegir el método por el cual se va a producir hipoclorito de sodio es la concentración que tiene la solución de esta sal después de realizarse el proceso. Cuando se requiere de soluciones con una alta concentración de hipoclorito de sodio, entonces la mejor alternativa sería la vía química, dado que permite obtener disoluciones con un porcentaje de soluto de hasta 16.5% (m/m); mientras que la vía electroquímica solamente proporciona soluciones de 0.7 a 0.9% (m/m)<sup>34</sup>. En contraste con lo anterior, la pureza que tiene las soluciones varía según el tipo de vía, en donde el producto de la vía electroquímica posee un mayor grado de pureza que las soluciones resultantes de la vía química.

## 1.5 PARÁMETROS TERMODINÁMICOS Y CINÉTICOS DEL PROCESO

Para analizar los fenómenos que se presentan durante el proceso de electrólisis para la obtención de la sal de hipoclorito de sodio, se deben tener en cuenta diferentes factores termodinámicos y cinéticos los cuales describen el comportamiento de la energía y las reacciones involucradas. De esta manera, por medio de estos aspectos de estudio se puede identificar la tendencia con la que se dan las reacciones de óxido-reducción, la espontaneidad del proceso, la energía intercambiada en la celda y la velocidad con la cual se está formando el componente de interés.

---

<sup>32</sup> IDEAM. Op. cit., p. 282.

<sup>33</sup> GRATACÓS. Op. cit., p. 109.

<sup>34</sup> INTRATEC SOLUTIONS. Op. cit., p. 11-12.

**1.5.1 Leyes de la Electrólisis.** Desde que se descubrió la técnica de electrólisis en 1800 por el químico inglés William Nicholson, se empezó a estudiar la relación que había entre la electricidad y las reacciones químicas para dar explicación a lo que sucedía durante el proceso. No fue hasta 1833 que el físico británico Michael Faraday desarrollo una serie de experimentos los cuales utilizó como base para establecer las leyes de la electrólisis<sup>35</sup>.

Primera Ley: El peso de una sustancia depositada es proporcional a la intensidad de la corriente (o sea, al número de electrones por segundo) y al tiempo que ésta circula. Faraday descubrió esta primera ley al observar que cuando una corriente pasa a través de una celda durante un tiempo determinado, la pérdida de peso en el ánodo es igual a la ganancia de peso en el cátodo, independiente del área de los electrodos para tiempos diferentes<sup>36</sup>.

$$m_i = \frac{Eq_i}{F} Q'$$

*Ecuación 1.* Primera ley de la electrólisis

$$m_i = \frac{Eq_i}{F} * I * t$$

Donde  $F$  corresponde a la constante de Faraday la cual representa la cantidad de carga eléctrica que tiene un mol de electrones y tiene un valor de 96,500 C/mol.

Segunda Ley: El peso de una sustancia depositada durante la electrólisis es proporcional al peso equivalente de la sustancia. Para la segunda ley, Faraday realizo el experimento cambiando el material de los electrodos utilizados, descubriendo que el número de equivalentes electrolizados por cierta cantidad de electricidad es un valor fijo el cual va a depender del peso molecular ( $PM$ ) de la especie en cuestión<sup>37</sup>.

*Ecuación 2.* Segunda ley de la electrólisis

$$Eq = \frac{PM}{n}$$

De lo anterior se puede inferir que un proceso de electrólisis es más eficiente cuando se aplica una alta intensidad de corriente durante un tiempo prolongado, que cuando se utiliza una baja intensidad de corriente en un corto periodo de tiempo. Así mismo, entre mayor sea el peso equivalente de un componente dentro del electrolito mayor va a ser su deposición en los electrodos, permitiendo de esta manera la aplicación de esta técnica en industrias como la galvanoplastia para la extracción y recuperación de metales<sup>38</sup>. En definitiva, las leyes de Faraday para la electrólisis se pueden agrupar para formar una ley general que gobierne el proceso, expresada en la ecuación 3.

---

<sup>35</sup> EMPRESA PROVINCIAL DE ENERGÍA DE CÓRDOBA. La historia de la electricidad: Faraday y la electrólisis [online]. Córdoba, Argentina. Disponible en: <<https://www.epec.com.ar/docs/educativo/institucional/fichafaraday.pdf>>

<sup>36</sup> POSADAS, Dionisio. Introducción a la Electroquímica. Argentina: Washington OEA, 1980. p. 25.

<sup>37</sup> *Ibíd.*, p. 26.

<sup>38</sup> EMPRESA PROVINCIAL DE ENERGÍA DE CÓRDOBA. *Op. cit.*, p. 2.

Ecuación 3. Ley general de la electrólisis

$$m_i = \frac{PM_i}{n * F} * I * t$$

**1.5.2 Potencial de celda o FEM.** De manera simple, se puede comparar el flujo de electrones en una celda con el flujo de agua en una cascada, en donde “el agua fluye de manera espontánea sobre la cascada debido a la diferencia de energía potencial entre la parte superior de la cascada y el flujo de abajo”<sup>39</sup>. De manera similar, los electrones fluyen desde el electrodo negativo de una celda voltaica hasta el electrodo positivo, es decir, los electrones fluyen desde el ánodo de la celda hasta el cátodo y lo hacen de manera espontánea debido a la diferencia en la energía potencial. No obstante, cuando se trata de una celda electrolítica debido a que el proceso no es espontáneo, se obliga a que los electrones fluyan de forma contraria desde el electrodo positivo de la celda hasta el electrodo negativo, conservando el flujo de electrones desde el ánodo hacia el cátodo.

La diferencia de potencial entre los dos electrodos de una celda proporciona la fuerza impulsora o electromotriz que empuja a los electrones a través del circuito externo; a esta fuerza se le conoce potencial de celda o *fem*, y esta designada como  $E_{celda}$ . El potencial de celda indica la espontaneidad de un proceso de óxido-reducción<sup>40</sup>, bajo el criterio presentado en la tabla 1.

Tabla 1. Espontaneidad de un proceso de óxido-reducción

Potencial de Celda	Tipo de Proceso
$E_{celda} > 0$	Espontáneo
$E_{celda} < 0$	No espontáneo

La *fem* de una celda depende de las reacciones específicas que ocurren tanto en el cátodo como en el ánodo, así como de las concentraciones de los reactivos y los productos, y la temperatura del sistema. Se establece que bajo condiciones normales de temperatura (25 °C), presión (1 atm) y a una concentración de 1 M, el potencial de celda es estándar  $E^{\circ}_{celda}$  o también conocido como *fem* estándar<sup>40</sup>.

**1.5.3 Potencial estándar de reducción.** El potencial de celda es la diferencia entre dos potenciales de electrodos, uno asociado con el cátodo y otro asociado al ánodo, y el cual depende en particular de las semi-reacciones involucradas en ambos lados. De modo que para determinar el potencial que tiene cada electrodo se tiene en consideración el potencial necesario para que se dé la reducción de un compuesto en dicho lugar; denominado como  $E^{\circ}_{red}$  a condiciones normales. De modo que el potencial estándar de una celda se expresa como la diferencia entre el  $E^{\circ}_{red}$  del proceso de reducción y del proceso de oxidación<sup>41</sup>.

Ecuación 4. Potencial de celda estándar

$$E^{\circ}_{celda} = E^{\circ}_{red}(\text{proceso de reducción}) - E^{\circ}_{red}(\text{proceso de oxidación})$$

<sup>39</sup> CHANG, Raymond. Química. Décima Edición. México: Mc Graw Hill, 2010. p. 842.

<sup>40</sup> BROWN. Op. cit., p. 789.

<sup>41</sup> CHANG. Op. cit., p. 843.

Debido que para que ocurra la oxidación de un elemento se requiere la reducción de otro compuesto y viceversa, no se puede hacer una medición del potencial de reducción de una semi-reacción en particular. Por lo tanto, para determinar los potenciales de reducción de cualquier semi-reacción se tiene en cuenta una reacción de referencia a la cual se le asigna un potencial de 0 V en condiciones normales de temperatura, presión y concentración, para así poder comparar el comportamiento que tiene el proceso frente a otras reacciones. Este punto de referencia corresponde a la reacción de reducción del hidrógeno, la cual se puede llevar a cabo tanto en el ánodo como en el cátodo dependiendo de la otra media reacción que se le asigne, dando como resultado los diferentes potenciales de reducción estándar para algunas reacciones<sup>42</sup> (Anexo A). A partir de esto se tiene que mientras más positivo sea el valor de  $E^{\circ}_{red}$ , más grande será la fuerza impulsora necesaria para la reducción bajo condiciones estándar, aumentando de igual manera su poder como agente oxidante.

**1.5.4 Energía libre de Gibbs.** La energía libre de Gibbs es una propiedad termodinámica la cual permite establecer el grado de espontaneidad de una reacción química en condiciones de temperatura y presión constante. Cuando una reacción se lleva a cabo a una temperatura y una presión constante, se presenta una transformación de los reactivos en producto, lo que genera un cambio de propiedades como la entalpía ( $\Delta H$ ) y la entropía del sistema ( $\Delta S$ )<sup>43</sup>; estos cambios están relacionados por medio de la energía libre de Gibbs.

*Ecuación 5.* Energía libre de Gibbs

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Esta propiedad es extensiva lo cual hace que depende de manera proporcional a la cantidad de masa o del tamaño del cuerpo, y cuyo valor representa la entalpía realmente disponible o entalpía libre del proceso<sup>44</sup>. Para una reacción química, en condiciones estándar de temperatura y presión, la energía libre de Gibbs de reacción viene dada por la diferencia entre la energía libre de Gibbs estándar de formación de los productos y los reactivos; esta energía corresponde al “cambio de energía libre que ocurre cuando se forma una mol de sustancia a partir de sus elementos en sus estados más estables”<sup>45</sup>. Dicho de otra manera, la energía libre de Gibbs de una reacción en condiciones normales se puede calcular como:

$$\Delta G^{\circ}_R = \sum \gamma_p \Delta G^{\circ}_f(\text{productos}) - \sum \gamma_r \Delta G^{\circ}_f(\text{reactivos})$$

Al mismo tiempo, existe una relación especial entre la energía libre de Gibbs estándar y el equilibrio de una reacción química, la cual permite establecer la constante de equilibrio la cual relaciona las concentraciones de los reactivos y de los productos cuando se llega a este estado<sup>46</sup>. Esta relación se puede obtener de la siguiente manera:

$$\Delta G^{\circ}_R = -RT * \ln(k_{eq})$$

<sup>42</sup> BROWN. Op. cit., p. 791.

<sup>43</sup> EBBING. Op. cit., p. 745.

<sup>44</sup> CASTAÑOS, Enrique. La energía libre de Gibbs y la espontaneidad de las reacciones [online]. Junio, 2015. Disponible en: <<https://lidiakonlaquimica.wordpress.com>>

<sup>45</sup> EBBING. Op. cit., p. 746.

<sup>46</sup> BROWN. Op. cit., p. 763.

Finalmente, cuando el análisis de esta propiedad termodinámica se realiza en condiciones no estándar y en un momento diferente al equilibrio, la expresión de la energía libre de Gibbs de una reacción en función de la temperatura y de la composición del medio queda expresada mediante la ecuación 6; donde Q corresponde al cociente de reacción que relaciona las concentraciones en un instante de tiempo.

*Ecuación 6.* Energía libre de Gibbs de una reacción

$$\Delta G_R = \Delta G^\circ_R + RT * \ln(Q)$$

**1.5.4.1 Espontaneidad de una reacción.** En un sistema aislado, la variación de entropía permite determinar la espontaneidad que tiene dicho sistema, en donde entiéndase un proceso espontáneo cuando no necesita de un estímulo exterior para que ocurra, mientras que un proceso no espontáneo obligatoriamente necesita de dicho estímulo para llevarse a cabo. Por el contrario, si se trata de un sistema no aislado hay que tener en cuenta el cambio de entropía que sufre el entorno por el efecto del sistema, lo cual dificulta el análisis de espontaneidad. Es por esto que se tiene en cuenta la energía libre de Gibbs para determinar este criterio, al relacionar la entropía con la entalpía la cual tiene asociado el intercambio de energía del sistema con el entorno<sup>47</sup>. Siendo así, la energía libre de Gibbs permite determinar la espontaneidad de una reacción de acuerdo con el criterio que se presenta en la tabla 2.

*Tabla 2.* Espontaneidad de una reacción química

<b>Energía libre de Gibbs de una reacción</b>	<b>Criterio de Espontaneidad</b>
$\Delta G_R < 0$	Espontáneo
$\Delta G_R > 0$	No espontáneo
$\Delta G_R = 0$	Equilibrio químico

**1.5.5 Relación entre Energía libre de Gibbs y FEM.** El cambio de la energía libre de Gibbs  $\Delta G$ , es la medida de la espontaneidad de un proceso que ocurre a temperatura y presión constante. De igual manera, la *fem* de una celda  $E^\circ_{celda}$ , indica si las reacciones de óxido-reducción que ocurren en un proceso son espontáneas o no. Por un lado, se tiene que la variación de la energía libre de Gibbs de una reacción equivale al trabajo máximo que puede realizar dicha reacción, es decir:

$$\Delta G = W_{m\acute{a}x}$$

Por otro lado, al hablar de una celda electroquímica, el trabajo máximo que puede realizar es en forma de energía eléctrica, y se considera como negativo al ser un trabajo que es realizado por el sistema. De igual manera, la energía eléctrica suministrada en una celda depende de la carga que pasa a través de la fuente por el potencial estándar que tiene dicho sistema, de lo cual se tiene que:

$$Q' * E_{celda} = -W_{m\acute{a}x}$$

<sup>47</sup> CASTAÑOS. Op. cit.

Ahora bien, la cantidad de carga que pasa por el sistema se define como el producto entre la cantidad de carga que hay en un mol de electrones ( $F$ ) y la cantidad de electrones que se transportan ( $n$ ). Por lo tanto:

$$Q' = n * F$$

De lo anterior, al combinar las tres ecuaciones plantadas se puede obtener la ecuación 7 la cual indica la relación que hay entre la energía libre de Gibbs y el potencial de celda  $fem$ <sup>48</sup>.

*Ecuación 7.* Relación entre energía libre de Gibbs y FEM

$$\Delta G = -n * F * E_{celda}$$

Tanto  $n$  como  $F$  son números positivos, por lo que para un valor positivo de  $E_{celda}$  en la ecuación resulta un valor negativo de  $\Delta G$ , afirmando que para esta condición se cumple el criterio en donde la reacción es espontánea. La importancia de esta relación radica en la posibilidad de asociar el potencial de celda con la constante de equilibrio para condiciones normales o con la condición de reacción para cualquier momento de la reacción, y más precisamente con la concentración en el medio. El químico alemán Walther Nernst, el cual estableció muchos de los fundamentos de la electroquímica, planteó una ecuación para determinar el potencial de la celda en condiciones distintas a los estándares. Para esto, tomo la energía libre de Gibbs de una reacción y la relación de dicha energía con la  $fem$  de la celda a condiciones estándar y a condiciones no estándar, para obtener la ecuación de Nernst (ecuación 8)<sup>49</sup>.

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$-n * F * E_{celda} = -n * F * E^\circ_{celda} + RT \ln Q$$

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} * \ln Q$$

Comúnmente la ecuación de Nernst se utiliza en términos de logaritmo en base 10 en lugar de logaritmo natural, por lo cual se emplea un factor de 2.303 el cual relaciona los dos tipos de logaritmos, para así obtener que:

*Ecuación 8.* Ecuación de Nernst

$$E = E^\circ - \frac{2.303 RT}{nF} * \log(Q)$$

**1.5.6 Entalpía.** La entalpía es una propiedad termodinámica la cual representa el cambio en la energía térmica de un sistema frente a su entorno, en donde este puede absorber o ceder energía en forma de calor desde o hacia el exterior, respectivamente. Al igual que la energía libre de Gibbs, la entalpía es una propiedad extensiva que depende de la cantidad

---

<sup>48</sup> POSADAS. Op. cit. 19.

<sup>49</sup> BROWN. Op. cit., p. 799.

de materia del sistema, y relaciona la energía interna de un sistema con el volumen que tiene este para una presión constante<sup>50</sup>, de lo que resulta que:

$$H = U + P\dot{V}$$

Para una reacción química se define la entalpía de reacción como la variación de la cantidad de calor que tiene un sistema cuando se da la reacción de los reactivos para la formación de los productos, bajo una presión constante. La entalpía de una reacción química a condiciones normales de temperatura y presión está dada por la diferencia entre las entalpías de formación estándar de los compuestos que hacen parte de la reacción. Dicho de otra manera, la entalpía de una reacción a condiciones estándar se expresa como:

$$\Delta H^{\circ}_R = \sum \gamma_p H^{\circ}_f(\text{productos}) - \sum \gamma_r H^{\circ}_f(\text{reactivos})$$

Sin embargo, cuando el sistema no se opera en condiciones normales se requiere de hacer una corrección de la entalpía de reacción por el factor de temperatura, la cual depende del calor específico de cada uno de los componentes que participan en la reacción. Es por esto que, en la ecuación 9 se establece la entalpía de reacción para condiciones no estándar.

*Ecuación 9.* Entalpía de una reacción

$$\Delta H_R = \Delta H^{\circ}_R + \sum \left[ \gamma_j \int_{T_{ref}}^T C_{p_j}^{\circ} dT \right]$$

Esta propiedad termodinámica permite identificar la dirección del flujo de calor cuando se produce una reacción química, de modo que cuando la entalpía de una reacción es negativa la reacción es de carácter exotérmico, dando como resultado la liberación de energía en forma de calor. Caso contrario, cuando la entalpía de una reacción es positiva la reacción es endotérmica haciendo que el sistema absorba energía en forma de calor; esto se puede evidenciar en la tabla 3.

*Tabla 3.* Carácter térmico de una reacción química

<b>Entalpía de reacción</b>	<b>Tipo de Reacción</b>
$\Delta H_R < 0$	Exotérmica
$\Delta H_R > 0$	Endotérmica

**1.5.7 Relación entre Entalpía y FEM.** Para un proceso electroquímico, se puede hacer una relación entre la variación de la entalpía del sistema y el potencial de celda que se le aplica al sistema. Para esto se parte de la ecuación general de la energía libre de Gibbs y de las relaciones de Maxwell para la entropía, para obtener:

$$\Delta G = \Delta H + T \left[ \frac{\delta(\Delta G)}{\delta T} \right]_P$$

<sup>50</sup> CENGEL, Yunes A.; BOLES, Michael A. Termodinámica. Séptima Edición. México: Mc Graw Hill. 2012. p. 127.

Ahora bien, si se tiene en cuenta la relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial de celda, se puede establecer la variación de la esta energía en función de la temperatura al derivar dicha relación.

$$\left[ \frac{\delta(\Delta G)}{\delta T} \right]_p = -nF \left( \frac{\delta E_{celda}}{\delta T} \right)_p$$

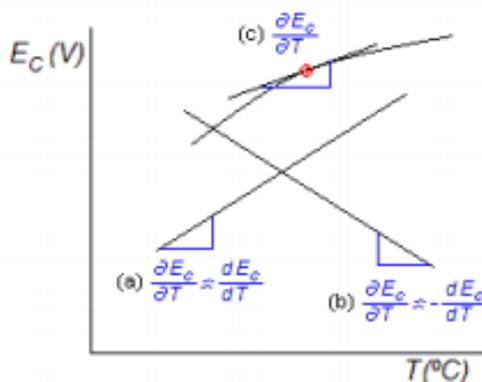
Para terminar, al relacionar las dos expresiones anteriores con la ecuación 7, se puede determinar la relación que existe entre la entalpía y el potencial de celda o *fem*, indicada en la ecuación 10<sup>51</sup>. En esta ecuación el término  $(\delta E_{celda}/\delta T)_p$  se denomina como coeficiente de temperatura.

*Ecuación 10.* Relación entre entalpía y FEM

$$\Delta H = -nF \left[ T \left( \frac{\delta E_{celda}}{\delta T} \right)_p + E_{celda} \right]$$

Para conocer el valor del coeficiente de temperatura se puede usar la ecuación de Nernst, o experimentalmente como la pendiente de la gráfica del potencial de celda en función de la temperatura<sup>52</sup>, como se indica en la figura 8.

*Figura 8.* Variación del potencial de celda con respecto a la temperatura



Fuente: UNIVERSIDAD AUTÓNOMA MÉXICO. Fuerza electromotriz y potencial estándar. p. 20.

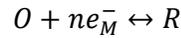
**1.5.8 Análisis Cinético.** Las reacciones químicas se llaman homogéneas cuando los reactivos y los productos se encuentran en la misma fase, en cuyo se tiene lugar la reacción. Por otro lado, se llaman heterogéneas cuando la reacción se produce en una interfase; en este caso, los reactivos pueden provenir de una sola fase o de fases distintas<sup>53</sup>. Para el

<sup>51</sup> UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE MÉXICO. Termodinámica Electroquímica [online]. Disponible en: <[http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/ApuntesUnidad3\\_24936.pdf](http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/ApuntesUnidad3_24936.pdf)>

<sup>52</sup> UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE MÉXICO. Fuerza electromotriz y potencial estándar [online]. En: <[depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/FUERZAELECTROMOTRIZYPOTENCIALESTANDAR\\_224644.pdf](http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/FUERZAELECTROMOTRIZYPOTENCIALESTANDAR_224644.pdf)>

<sup>53</sup> POSADAS. Op. cit. 22.

caso de las reacciones electroquímicas simples las cuales ocurren en una interfase, se puede escribir la reacción como:



Donde la sustancia  $O$  y los electrones del material que constituye el electrodo donde se lleva a cabo la reacción  $ne_M^-$  conforman los reactivos para producir la sustancia  $R$ . La velocidad de una reacción química de primer orden en un sentido se puede expresar como el producto de una constante de velocidad ( $k'_o$ ) por la concentración de los reactivos que participan, en este caso  $C_o$ .

$$\vec{v} = -\frac{dn_o}{dt} = k'_o C_o$$

La expresión  $-dn_o/dt$  representa la velocidad de desaparición del reactivo  $O$  en función del tiempo, es decir, la velocidad con la cual se está consumiendo el reactivo para la formación de los productos, en el sentido en el cual se indica el mecanismo ( $\rightarrow$ ). De igual manera, la velocidad de reacción en sentido inverso se expresaría como:

$$\tilde{v} = -\frac{dn_R}{dt} = k'_R C_R$$

Tanto  $C_o$  como  $C_R$  son funciones del tiempo, además las constantes  $k'_o$  y  $k'_R$  se expresan en términos de velocidad como  $\text{cm}^3/\text{s}$  o en términos de la cantidad de materia en  $\text{mol}/\text{s}$ . Por último, al combinar la velocidad de reacción en sentido directo e inverso, la velocidad neta de reacción ( $v$ ) será la diferencia entre estas dos, como se indica en la ecuación 11.

*Ecuación 11. Velocidad neta de reacción*

$$v = \vec{v} - \tilde{v} = k'_o C_o - k'_R C_R$$

**1.5.9 Velocidad de una reacción electroquímica.** Una reacción electroquímica se caracteriza por un flujo de electrones a través de una interfase en cantidad equivalente a la velocidad de transformación del reactivo  $O$  en producto  $R$ . Por lo tanto, la expresión de la velocidad de una reacción electroquímica puede escribirse al multiplicar la cantidad de carga que pasa por el sistema con la velocidad de reacción<sup>54</sup>, obteniendo que:

- Velocidad de reacción en forma directa

$$\vec{I} = nF\vec{v} = nFk'_o C_o = -d\frac{(nFn_o)}{dt}$$

- Velocidad de reacción en forma inversa

$$\tilde{I} = nF\tilde{v} = nFk'_R C_R = -d\frac{(nFn_R)}{dt}$$

<sup>54</sup> SAND, Henry J.S. Electroquímica y análisis electroquímico. Inglaterra: Aguilar Editores – Madrid. 1951. p. 54.

Siendo así, la ecuación para la velocidad neta de reacción de un proceso electroquímico quedaría expresada como:

$$I = \vec{I} - \tilde{I} = nF(k'_O C_O - k'_R C_R)$$

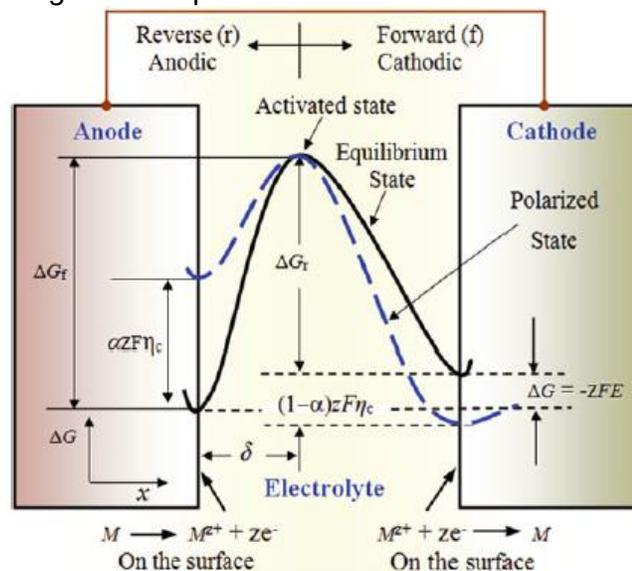
Dado que la velocidad de una reacción química depende de la extensión de la interfase en la que ocurre la reacción, conviene expresar dicha velocidad en términos de unidad de área, teniendo como resultado la densidad de corriente que define la cantidad de corriente eléctrica que pasa por una superficie, como se indica en la ecuación 12. Así se obtiene que las constantes de velocidad  $K_O$  y  $K_R$  están expresadas en términos del área del electrodo, donde  $K_i = k'_i/A$ , y quedarían expresadas en unidades de cm/s o como  $mol/cm^2 s$ .

*Ecuación 12.* Velocidad neta de reacción electroquímica

$$i = \frac{I}{A} = \vec{i} - \tilde{i} = nF(K_O C_O - K_R C_R)$$

**1.5.9.1 Constante de Velocidad en un electrodo.** Para determinar la velocidad neta de una reacción electroquímica se requiere del cálculo de las constantes de velocidades de la reacción de óxido-reducción que ocurren en los electrodos. La figura 9 representa la ley de distribución de la energía de Boltzmann o Maxwell-Boltzmann para especies reaccionantes iónicas en reacciones reversibles.

Figura 9. Esquema de una celda electrolítica



Fuente: PÉREZ, Néstor. Electrochemistry and corrosion science. p. 102.

Si los electrodos son polarizados por un sobrepotencial bajo condiciones estándar, la velocidad de reacción no es igual ( $R_F \neq R_A$ ). En general, la velocidad de reacción electroquímica para cualquier sobrepotencial en el ánodo y en el cátodo se puede predecir usando ambas ecuaciones de Faraday y la ecuación de Arrhenius respectivamente:

*Ecuación 13.* Ecuación de velocidad del cátodo deducida de la ecuación de Faraday

$$R_F = \frac{iA_w}{nF}$$

*Ecuación 14.* Ecuación de velocidad del ánodo deducida de la ecuación de Arrhenius

$$R_A = \gamma_a \exp\left(-\frac{\Delta G^*}{RT}\right)$$

Donde  $A_w$  representa el peso atómico de la especie en el cátodo y  $\gamma_a$  equivale a una constante de reacción química. En el equilibrio, las ecuaciones de Faraday y de Arrhenius se igualan dejando que  $R_F = R_A$ , y, en consecuencia, la densidad de corriente se puede calcular por medio de:

$$i = \gamma_o \exp\left(-\frac{\Delta G^*}{RT}\right)$$

El valor de la constante de velocidad electroquímica está definido como  $\gamma_o = \gamma_a nF / A_w$ , y tiene unidades de densidad de corriente. Por otro lado, si un electrodo es polarizado por un sobrepotencial bajo condiciones estables, entonces las tasas de reacción no son iguales  $R_F \neq R_A$  y dando como resultado que los componentes de densidad de corriente directa (catódica) e inversa (anódica) deben definirse en términos del cambio de energía libre de Gibbs, deducido a partir de la figura 9. Para reacciones reversibles se puede establecer que  $\gamma_o = k'_f$  para la corriente directa y  $\gamma_o = k'_r$  para la corriente inversa:

*Ecuación 15.* Corriente catódica en términos de la energía libre de Gibbs

$$i_f = k'_f \exp\left(-\frac{\Delta G^*_f}{RT}\right)$$

*Ecuación 16.* Corriente anódica en términos de la energía libre de Gibbs.

$$i_r = k'_r \exp\left(-\frac{\Delta G^*_r}{RT}\right)$$

En las ecuaciones 15 y 16, la energía libre de Gibbs para la corriente catódica se puede expresada por medio de  $\Delta G^*_f = \Delta G_f - \alpha nF\eta_c$ , mientras que la energía libre de Gibbs para la corriente anódica es  $\Delta G^*_r = \Delta G_r + (1 - \alpha)nF\eta_a$ . A partir de estas expresiones se define que  $\alpha$  es el coeficiente de simetría o de transferencia el cual generalmente tiene un valor de 0.5,  $\eta_a$  es el sobrepotencial anódico,  $\eta_c$  es el sobrepotencial catódico,  $F$  corresponde a la constante de Faraday y  $n$  al número de electrones transferidos.

Para un caso catódico, en donde la transferencia de electrones sea del cátodo al ánodo, la corriente neta,  $i = i_f - i_r$  o  $i = i_c - i_a$  y  $\eta_c$  menores a 0, se puede escribir por medio de la ecuación 17.

*Ecuación 17.* Densidad de corriente neta en términos de la energía libre de Gibbs.

$$i = k'_f \exp\left(-\frac{\Delta G_f}{RT}\right) \exp\left(\frac{\alpha n F \eta}{RT}\right) - k'_r \left(-\frac{\Delta G_r}{RT}\right) \exp\left(-\frac{(1-\alpha)n F \eta}{RT}\right)$$

Por lo tanto, el cambio de la densidad de corriente en la celda electrolítica se expresa como:

*Ecuación 18.* Cambio de la densidad de corriente en una celda.

$$i_o = k'_f \exp\left(-\frac{\Delta G_f}{RT}\right) = k'_r \left(-\frac{\Delta G_r}{RT}\right)$$

Sustituyendo la ecuación 18 en la ecuación 17 para una reacción electroquímica de un paso se obtiene la ecuación de Butler-Volmer para un electrodo polarizado en un circuito abierto:

*Ecuación 19.* Ecuación de Butler-Volmer.

$$i = i_o \left\{ \exp\left[\frac{\alpha n F \eta}{RT}\right]_f - \exp\left[-\frac{(1-\alpha)n F \eta}{RT}\right]_r \right\}$$

Donde el sobrepotencial de la celda es la diferencia entre el potencial en un tiempo determinado y el potencial estándar,  $E - E^\circ$ . La ecuación de Butler-Volmer sirve para calcular la corriente neta de una celda electroquímica en función del cambio de corriente que experimentan los electrodos. Adicionalmente, se sabe que las constantes catódicas y anódicas están relacionadas con la constante de equilibrio de la celda,  $K = k_f / k_r$  así que:

$$\ln K = \ln k_f - \ln k_r$$

Sabiendo que  $R_f$  y  $R_r$  son las velocidades de reacción en el cátodo y el ánodo respectivamente, y usando la ecuación 14 junto con la relación anteriormente descrita  $\gamma_o = k'_r$  y  $\gamma_o = k'_f$ , se obtienen las constantes para cada electrodo conociendo la diferencia de energía libre de Gibbs que desarrolla cada electrodo<sup>55</sup>.

*Ecuación 20.* Constante catódica en función de la energía libre de Gibbs.

$$\ln k_f = \ln R_f + \frac{\Delta G_f}{RT}$$

*Ecuación 21.* Constante anódica en función de la energía libre de Gibbs.

$$\ln k_r = \ln R_A + \frac{\Delta G_r}{RT}$$

---

<sup>55</sup> PÉREZ, Néstor. Electrochemistry and corrosion science. Segunda Edición. Puerto Rico: Springer, 2016. p. 102.

## 2. VARIABLES DE PROCESO EN LA OBTENCIÓN DE HIPOCLORITO DE SODIO

En el siguiente capítulo se desarrollara la revisión bibliográfica acerca de las condiciones de operación que están involucradas en un proceso de electrólisis y de esta forma identificar el efecto que tienen sobre la producción de hipoclorito de sodio por esta técnica. Seguido a esto, teniendo en cuenta dicho efecto se realizara la selección de las variables y los parámetros del proceso, y con base a los datos reportado por estudios previos se planteará un diseño de experimentos con el fin de estudiar el comportamiento de la electrólisis bajo ciertas condiciones de operación.

### 2.1 CONDICIONES DE OPERACIÓN DEL PROCESO DE ELECTRÓLISIS

Al desarrollar la técnica de electrólisis para la obtención de hipoclorito de sodio se deben tener en cuenta diferentes variables y condiciones de operación del proceso, las cuales pueden tener efecto en el rendimiento de la celda, la conversión y la selectividad de las reacciones. Por lo tanto se requiere de un análisis de cada una de las variables a tener en consideración para hacer una selección de las condiciones de trabajo que garanticen un desempeño adecuado del proceso.

**2.1.1 Electroodos.** Uno de los principales factores por los cuales se puede ver afectado el comportamiento de la electrólisis es el material que constituye a los electrodos, tanto para el ánodo como para el cátodo; dado que los electrodos seleccionados para desarrollar el proceso de electrólisis deben garantizar que se lleven a cabo las reacciones de óxido-reducción que generan el producto de interés, minimizando a su vez la formación de reacciones secundarias sobre la superficie. Adicionalmente, los materiales de los electrodos deben tener un alto grado de estabilidad frente al medio electrolítico sin sufrir afectaciones de sus propiedades fisicoquímicas y mecánicas; de igual manera, al realizar el proceso de electrólisis no deben darse reacciones de óxido-reducción de los elementos que conformar el material<sup>56</sup>. De esta forma, los electrodos más comunes para la producción de hipoclorito de sodio por electrólisis son: ánodos de grafito, titanio con revestimientos de platino (Ti/Pt) o titanio con revestimiento de rutenio (Ti/RuO<sub>2</sub>), y cátodos de grafito, acero inoxidable, níquel, titanio sin revestimiento o con revestimiento de óxidos de iridio (Ti/IrO<sub>2</sub>)<sup>57</sup>.

Otros estudios, contemplan materiales de los electrodos como lo es el diamante dopado con boro (BDD) para el caso del ánodo, y de platino principalmente para el cátodo. Sin embargo, se observa que estos electrodos presentan una menor tasa de producción de cloro activo frente a la mostrada por los ánodos de titanio y grafito, debido básicamente por la actividad electrocatalítica que poseen<sup>58</sup>. Además, para garantizar su operación a nivel industrial, se requiere que los electrodos sean de un material de bajo costo de adquisición, aspecto que no cumplen estos dos últimos materiales.

---

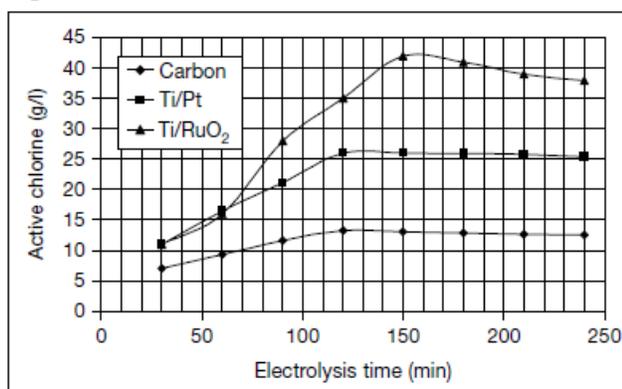
<sup>56</sup> GHERNAOUT, Djamel; WAHIB, Mohamed & Others. On the dependence of chlorine by-products generated species formation of the electrode material and applied charge during electrochemical water treatment. En: Desalination. Enero, 2011. vol. 270, no. 1-3, p. 9-22.

<sup>57</sup> RONCO, C.; MISHKIN, G.J. Disinfection by Sodium Hypochlorite: Dialysis Applications. Volumen 154. Suiza: KARGER, 2007. p. 11.

<sup>58</sup> JEONG, Joonseon; KIM, Choonsoo & Others. The effect of electrode material on the generation of oxidants and microbial inactivation in the electrochemical disinfection processes. En: Water Research. Diciembre, 2008. vol. 43, no. 4, p. 595-901.

**2.1.1.1 Ánodo.** Al realizar el proceso de electrólisis utilizando como ánodo los materiales más comunes descritos con anterioridad y hacer una comparación de su desempeño en el proceso, se puede establecer que los tres ánodos son resistentes a la corrosión, sin embargo debido a que los ánodos de titanio tienen un recubrimiento, estos muestran una mayor eficiencia en la producción de cloro activo con respecto al grafito. Dicho comportamiento se puede evidenciar en la figura 10.

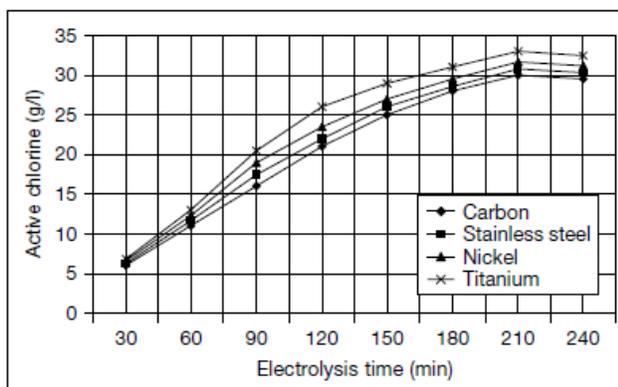
Figura 10. Efecto de la naturaleza del ánodo



Condiciones: Cátodo Ti;  $S_a/S_c = 1.33$  cm; densidad de corriente  $15 \text{ A/dm}^2$ ;  $2 \text{ M NaCl}$ ;  $20^\circ \text{C}$ . Fuente: RONCO, C.; MISHKIN, G.J. Disinfection by Sodium Hypochlorite: Dialysis Applications. p. 17.

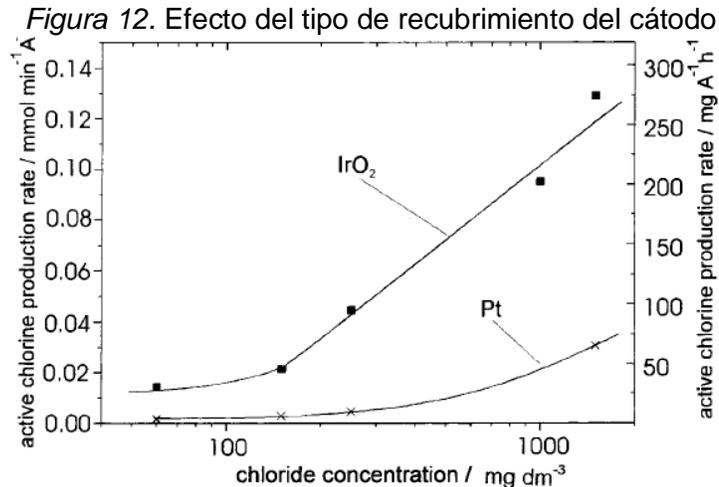
**2.1.1.2 Cátodo.** De la misma manera, se realizaron experimentos con diferentes cátodos manteniendo el mismo ánodo en los experimentos (titanio con recubrimiento de rutenio), se utilizaron cátodos de grafito, acero inoxidable, níquel y titanio que son los más utilizados para la realización de este proceso. Con los diferentes tipos de cátodos se evidenció un comportamiento similar, por lo que la producción de cloro activo no mostraba grandes diferencias y durante los primeros 180 minutos de operación mostraban velocidades de producción similares con una ligera ventaja del cátodo de titanio y posterior a esto las velocidades de formación de hipoclorito disminuían para cualquier cátodo, manteniendo su concentración en aproximadamente  $30 \text{ g/L}$ , como se ve en la figura 11.

Figura 11. Efecto de la naturaleza del cátodo



Condiciones: Ánodo  $\text{Ti/RuO}_2$ ;  $S_a/S_c = 1.33$  cm; densidad corriente  $10 \text{ A/dm}^2$ ;  $\text{NaCl } 2 \text{ M}$ ;  $20^\circ \text{C}$ . Fuente: RONCO, C.; MISHKIN, G.J. Disinfection by Sodium Hypochlorite: Dialysis Applications. p. 14.

Ahora bien, aunque el comportamiento del titanio es ligeramente mayor que el de los demás materiales, esta presenta un gran inconveniente puesto que tiene una alta permeabilidad al hidrógeno, compuesto que se genera en la superficie del cátodo durante el proceso de electrólisis de cloruro de sodio, y por lo tanto genera grandes tensiones dentro del material favoreciendo su deformación<sup>59</sup>. Para darle solución a este problema, se han implementado recubrimiento de platino e iridio para mejorar sus propiedades mecánicas, evidenciando que él segundo presenta un mejor rendimiento en la producción de cloro activo<sup>60</sup>, tal y como se indica en la figura 12.



Condiciones de Operación: Densidad de corriente 15 mA/cm<sup>2</sup>; NaCl 0 – 1500 mg/dm<sup>3</sup>; 23 °C. Fuente: KRAFT, A.; STADELMANN, M. & Others. Electrochemical water disinfection. Part I: Hypochlorite production from very dilute chloride solutions. p. 863.

**2.1.2 Relación de Área Superficial.** El tamaño de los electrodos influye en la producción de cloro activo, debido a que es en el área superficial de los electrodos en donde se llevan a cabo las reacciones de óxido-reducción y, por lo tanto, entre mayor sea su tamaño mayor es la producción de cloro activo. Sin embargo, dentro del proceso de electrólisis hay un factor limitante respecto al área superficial de los electrodos o más precisamente en la relación de tamaño entre el ánodo y el cátodo.

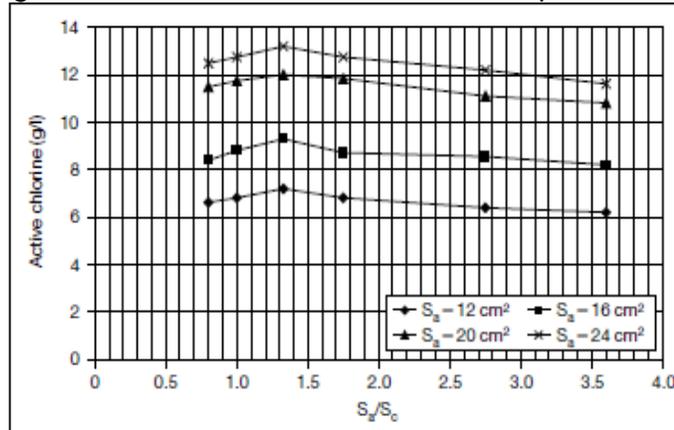
De acuerdo a experimentos realizados, cuando el área superficial del ánodo ( $S_a$ ) es mayor al área superficial de cátodo ( $S_c$ ), la producción de cloro libre aumenta a partir de una relación de  $S_a/S_c$  igual a 1, en donde ambos electrodos tienen la misma área superficial; esto ocurre hasta un punto óptimo de producción para la relación de áreas igual a 1.33, en donde a partir de esta relación en adelante, la producción de cloro activo tiende a disminuir. Este fenómeno se puede explicar gracias a que mientras para una relación de área superficial mayor, el ánodo promueve la transformación de los iones cloruros a hipoclorito, mientras que con una relación de área superficial pequeña, el cátodo promueve la reducción del mismo ion de hipoclorito<sup>61</sup>. Dicho comportamiento se puede evidenciar en la figura 13.

<sup>59</sup> RONCO. Op. cit., p. 14.

<sup>60</sup> KRAFT, A.; STADELMANN, M. & Others. Electrochemical water disinfection. Part I: Hypochlorite production from very dilute chloride solutions. En: Journal of Applied Electrochemistry. Enero, 1999. vol. 29, no. 7, p. 861-868.

<sup>61</sup> RONCO. Op. cit., p. 12.

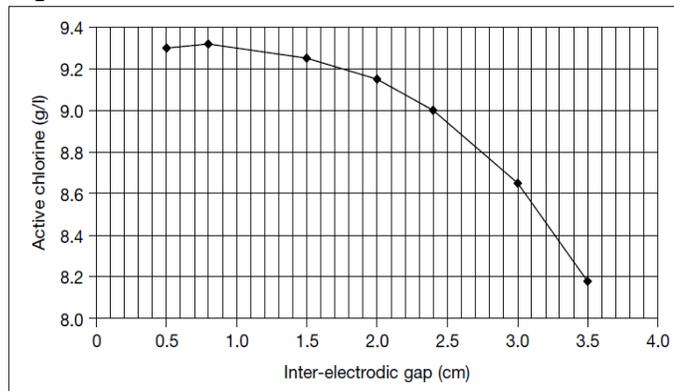
Figura 13. Efecto de la relación de área superficial



Condiciones de Operación: Ánodo de Ti/RuO<sub>2</sub>; Cátodo de Ti; 1 hora; densidad de corriente 10 A/dm<sup>2</sup>; NaCl 2 M; 20 °C. Fuente: RONCO. Disinfection by Sodium Hypochlorite: Dialysis Applications. p. 12.

**2.1.3 Distancia entre electrodos.** La distancia entre los electrodos afecta directamente la velocidad de reacción en la celda electrolítica, en vista de que la transferencia de iones hacia los electrodos se facilita a distancias menores. De esta forma, según los experimentos realizados se encontró que la distancia óptima para la producción de cloro activo es de 8 mm utilizando las mejores condiciones de operación para las otras variables<sup>62</sup>. La producción de cloro activo a distancias relativamente grandes disminuye debido a la caída del potencial de la celda que se genera por la resistencia que produce el flujo de carga a través de esta<sup>63</sup>. Otro aspecto a tener en cuenta es que la formación de cloro activo se mantiene casi constante en distancias menores a 20 mm, donde a partir de esta distancia la producción de cloro disminuye abruptamente, como se refleja en la figura 14.

Figura 14. Efecto de la distancias entre los electrodos



Condiciones de Operación: Ánodo de Ti/RuO<sub>2</sub>; Cátodo de Ti;  $S_a/S_c = 1.33 \text{ cm}$ ; 1 hora; densidad de corriente 10 A/dm<sup>2</sup>; NaCl 2 M; 20 °C. Fuente: RONCO, C.; MISHKIN, G.J. Disinfection by Sodium Hypochlorite: Dialysis Applications. p. 13.

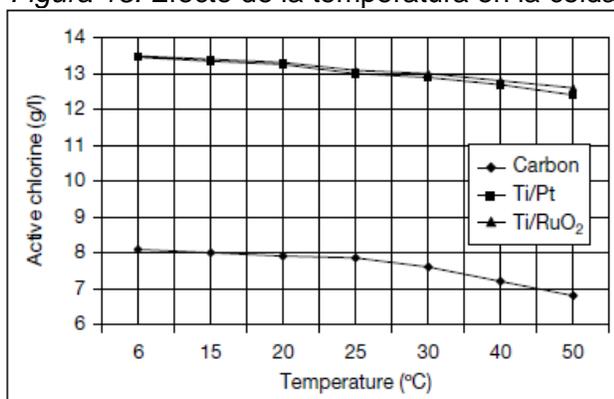
<sup>62</sup> *Ibíd*, p. 12.

<sup>63</sup> ABU, Nasser; TAMOS, Hassan & Others. Generation of sodium hypochlorite (NaOCl) from sodium chloride solution using C/PbO<sub>2</sub> and Pb/PbO<sub>2</sub> electrodes. *En*: International Journal of Minerals, Metallurgy and Materials. Junio, 2012. vol. 19, no, 6, p. 561-566.

**2.1.4 Temperatura.** La temperatura se conoce como “una magnitud que mide el nivel térmico o el calor que un cuerpo posee”<sup>64</sup> y corresponde a la cantidad de energía de las moléculas en movimiento que conforman el cuerpo. La temperatura es una de las variables más importantes que se deben evaluar en cualquier proceso debido a que genera la excitación de las moléculas y esto conlleva a un cambio en las propiedades de los materiales o compuestos y las reacciones químicas.

Para el caso de la electrólisis, al aumentar la temperatura en el proceso, la viscosidad del agua tiene un comportamiento inversamente proporcional y por lo tanto disminuye su resistencia a las deformaciones y a su vez su resistencia eléctrica, esto implica que la conductividad se ve afectada positivamente con el aumento de la temperatura. Este comportamiento si bien es conveniente para el paso de la corriente por la celda, tiene unos limitantes debido a que la producción de hipoclorito de sodio en forma de cloro activo se mantiene casi constante para una rango de temperatura de 10 a 40 °C, a partir de esta temperatura se evidencia un descenso perceptible de la producción de cloro activo favoreciendo la descomposición de los iones hipoclorito y como resultado dando lugar a la producción de iones clorato<sup>65</sup>. Este comportamiento se ve reflejado en la figura 15.

Figura 15. Efecto de la temperatura en la celda



Condiciones de Operación: Cátodo de Ti;  $S_a/S_c = 1.33$  cm; 1 hora; densidad de corriente 10 A/dm<sup>2</sup>; NaCl 2 M; 20 °C. Fuente: RONCO, C.; MISHKIN, G.J. Disinfection by Sodium Hypochlorite: Dialysis Applications. p. 15.

Puesto que la línea de investigación tiene como finalidad la producción de una gente oxidante para la desinfección de agua con el aprovechamiento del agua de mar para desarrollar la electrólisis, se debe tener en cuenta la temperatura promedio que tiene esta agua en dichas zonas, así como el efecto que tiene el desarrollo de la electrólisis en la temperatura de la solución. Por un lado, con base en el reporte realizado por el Instituto de Investigaciones Marinas y Costeras – Invemar, la temperatura del agua de mar varía según su localización geográfica y la época del año (época seca o lluviosa); sin embargo se puede establecer que tiene un valor promedio de  $27.8 \pm 0.6$  °C<sup>66</sup>. Por otro lado, la reacción de

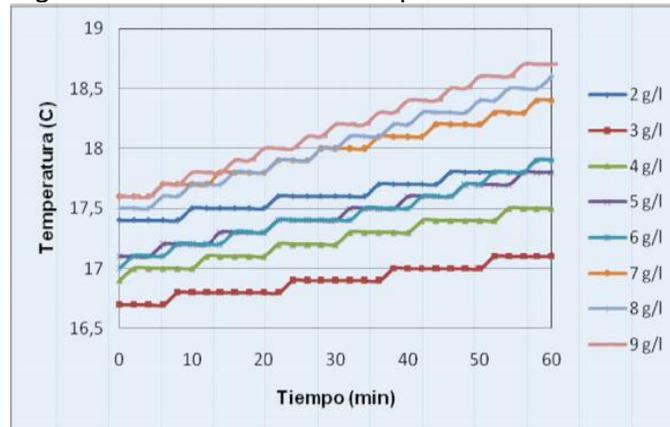
<sup>64</sup> NUESTRO CLIMA (BLOG). La Temperatura [online]. Argentina, 2017. Disponible en: < <http://blog.nuestroclima.com/la-temperatura/>>

<sup>65</sup> RONCO. Op. cit., p. 15.

<sup>66</sup> INSTITUTO DE INVESTIGACIONES MARINAS Y COSTERAS – INVEMAR. Diagnóstico y Evaluación de la Calidad Ambiental Marina en el Caribe y Pacífico Colombiano [online]. 2011. p. 169.

formación de hipoclorito de sodio se trata de una reacción exotérmica, la cual quiere decir que desprende calor y por ende aumenta la temperatura de la solución, aunque de acuerdo con Sánchez y Viola<sup>67</sup> en la reacción de electrólisis para la desinfección de agua de piscina, hay un incremento de la temperatura de hasta 4 °C durante el proceso evitando sobrepasar el límite de los 40 °C, como se observa en la figura 16.

Figura 16. Variación de la temperatura



Fuente: SÁNCHEZ, J; VIOLA, C. Evaluación de una celda electrolítica en la producción de hipoclorito de sodio a partir de aguas salinizadas artificialmente en Tecnologías Químicas Ltda. p. 98.

**2.1.5 pH.** La actividad desinfectante de las soluciones que contienen agentes clorados se ve afectado principalmente por el pH que estas presenten, en virtud de que existe un equilibrio entre el cloro gaseoso, el ácido hipocloroso y los iones de hipoclorito, el cual se trasladara hacia cualquiera de los dos sentidos de la reacción dependiendo del valor que tenga esta variable. De manera que cuando hay un aumento del pH de la solución, el equilibrio se trasladara hacia la derecha y como consecuencia las especies de cloro se encontraran en forma de sal disuelta como iones de hipoclorito. Por otro lado, si se presenta una reducción del pH de la solución, el equilibrio se trasladará hacia la izquierda dando lugar a la formación de cloro gaseoso.

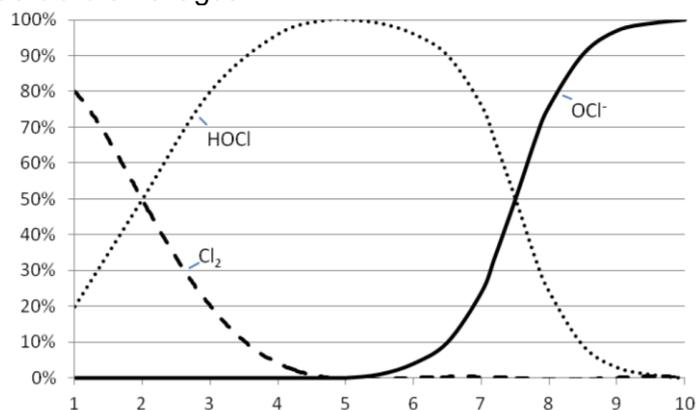


No obstante, este comportamiento tiene unos rangos específicos de pH en donde va a predominar cada una de las especies moleculares del cloro que se encuentra en el agua, como se indica en la figura 17. En primera instancia, el cloro estará en estado gaseoso a pH inferiores a 2; seguido a esto, para un rango de pH entre 2 y 7.4 se dará la formación del ácido hipocloroso, el cual tiene el mayor poder desinfectante dentro de las tres especies; y por último para un pH superior a 7.4, el ión hipoclorito prevalecerá en la solución<sup>68</sup>.

<sup>67</sup> SÁNCHEZ J.; VIOLA, C. Evaluación de una celda electrolítica en la producción de hipoclorito de sodio a partir de aguas salinizadas artificialmente en Tecnologías Químicas Ltda. Proyecto de Grafo Ingeniero Químico. Bogotá D.C.: Fundación Universidad de América. Facultad de Ingenierías, 2008. p. 98.

<sup>68</sup> OCCIDENTAL CHEMICAL CORPORATION OXY. Op. cit., p. 3.

**Figura 17.** Efecto del pH en el equilibrio de las especies de cloro en el agua



Fuente: Occidental Chemical Corporation OXY. Sodium Hypochlorite Handbook. Diciembre, 2014.

En consecuencia, cuando el pH disminuye el porcentaje de ácido hipocloroso incrementa, generando que el potencial de óxido-reducción de la mezcla incrementa. Sin embargo la estabilidad de la solución y el cloro activo presente incrementa con el pH, por lo cual es recomendable operar a pH básico dado que tienen una mayor estabilidad y un mejor manejo la sal de hipoclorito que los otros dos compuestos. De acuerdo con los experimentos realizados por Sánchez Méndez y Viola Almanza, el pH para la formación del hipoclorito puede variar de acuerdo con las condiciones en las que se hayan realizado los experimentos, aun así, la variación del punto de formación del hipoclorito está entre 7.4 y 7.6<sup>69</sup>, lo cual se puede identificar en la figura 18.

**Figura 18.** Relación compuestos de cloro libre según el pH

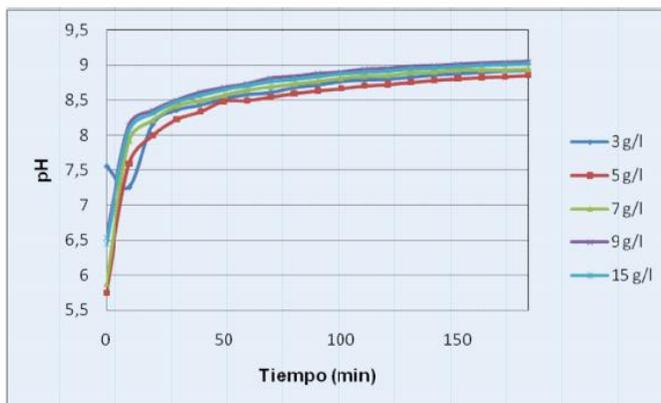
Valor de pH	% Acido hipocloroso	% ion hipoclorito
5	99,6	0,4
5,5	98,9	1,1
6	96,8	3,2
6,4	92,3	7,7
6,8	82,7	17,3
7,2	65,6	34,4
7,4	54,6	45,4
7,6	43,2	56,8
7,8	32,4	67,6
8	23,2	76,8
8,2	16	84
8,5	8,7	91,3
9	2,6	97,1

Fuente: SÁNCHEZ, J; VIOLA, C. Evaluación de una celda electrolítica en la producción de hipoclorito de sodio a partir de aguas salinizadas artificialmente en Tecnologías Químicas Ltda. p. 40.

<sup>69</sup> SÁNCHEZ J.; VIOLA, C. Op. cit., p. 40.

En relación con el comportamiento del pH durante el proceso de electrólisis para la obtención de NaOCl, se tiene que el pH de la solución tiende a aumentar a medida que transcurre el tiempo, favoreciendo la producción de esta sal y manteniendo las condiciones necesarias para su estabilidad. Este fenómeno se explica debido a la formación de grupos hidroxilo que se da en la semi-reacción de reducción de las moléculas de agua en el cátodo, generando que la solución electrolítica tenga un carácter básico. En la figura 19 se puede observar como es la variación del pH respecto al tiempo de operación de la electrólisis.

Figura 19. Comportamiento del pH durante la electrólisis



Fuente: SÁNCHEZ, J; VIOLA, C. Evaluación de una celda electrolítica en la producción de hipoclorito de sodio a partir de aguas salinizadas artificialmente en Tecnologías Químicas Ltda. p. 98.

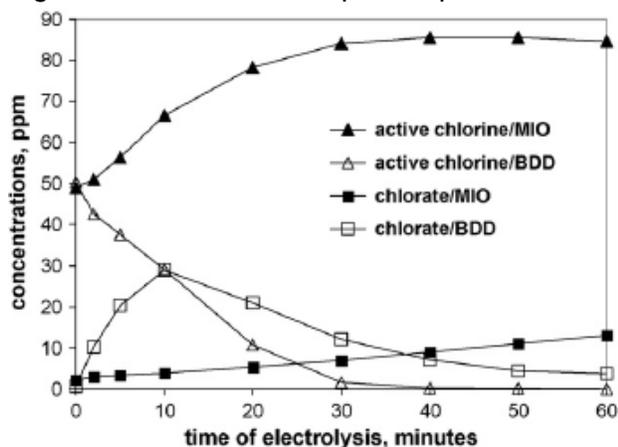
**2.1.6 Tiempo.** El tiempo puede considerarse como la variable independiente del proceso de electrólisis, debido a que se estudia el comportamiento de la producción de hipoclorito de sodio en función del tiempo, bajo determinadas condiciones de operación. Al ser una reacción reversible, la producción de hipoclorito se ve limitada por el equilibrio químico, y una vez se llega al equilibrio, este se traslada a la formación de reactivos o se favorece la producción del ion clorato. Según Ronco, el tiempo aproximado para la producción máxima de hipoclorito son 2 horas, a partir de este tiempo el equilibrio se ve alcanzado y desfavorece la reacción<sup>70</sup>. Dicho comportamiento se puede evidenciar en la figura 10, presentada con anterioridad.

Sin embargo, otros estudios, como es el caso de los experimentos desarrollados por Bergmann, establece que después de haberse transcurrido un tiempo de 30 minutos en la electrólisis, en las condiciones estudiadas, la producción de cloro activo se mantiene prácticamente constante cuando se emplean ánodos de titanio con revestimiento de iridio y rutenio. Así mismo, si se emplean ánodos de diamante BDD, la máxima producción de cloro activo se obtiene cuando han pasado 10 minutos de operación, e inmediatamente se da una disminución abrupta de este componente, hasta llegar a un tiempo de 40 minutos en donde la concentración de cloro activo es despreciable<sup>71</sup>, como se ve en la figura 20.

<sup>70</sup> RONCO. Op. cit., p. 14.

<sup>71</sup> BERGMANN, Henry; ROLLIN, Johanna. Product and by-product formation in laboratory studies on disinfection electrolysis of water using boron-doped diamonds anodes. *En: Catalysis Today*. Mayo, 2007. vol. 124, no. 3-4, p. 198-203.

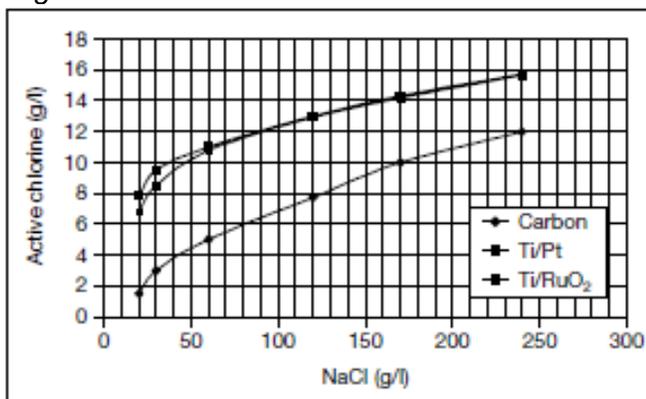
Figura 20. Efecto del tiempo de operación



Condiciones de Operación: Cátodo de  $Ti/IrO_2$ ; densidad de corriente 200 mA; NaCl 50 ppm; 20 °C; 300 RPM. Fuente: BERGMANN, Henry; ROLLIN, Johanna. Product and by-product formation in laboratory studies on disinfection electrolysis of water using boron-doped diamonds anodes. p. 201.

**2.1.7 Concentración de Sal.** La producción de cloro activo en la celda muestra una relación directa con la concentración de cloruro de sodio disuelto en el agua, en donde a mayores concentraciones de cloruro de sodio en el electrolito mayor producción de cloro activo tendrá la celda. A pesar de esto se evidencia que a concentraciones altas de sal, superiores a los 170 g/L, se presenta un comportamiento asintótico<sup>72</sup> en la producción de hipoclorito de sodio, por lo que hay un límite en la concentración de cloro activo que se encuentra en la celda, y por ende por más aumento de la concentración de sal, no va a haber una variación significativa en el valor de la concentración del agente oxidante, como se muestra en la figura 21.

Figura 21. Efecto de la concentración inicial de sal



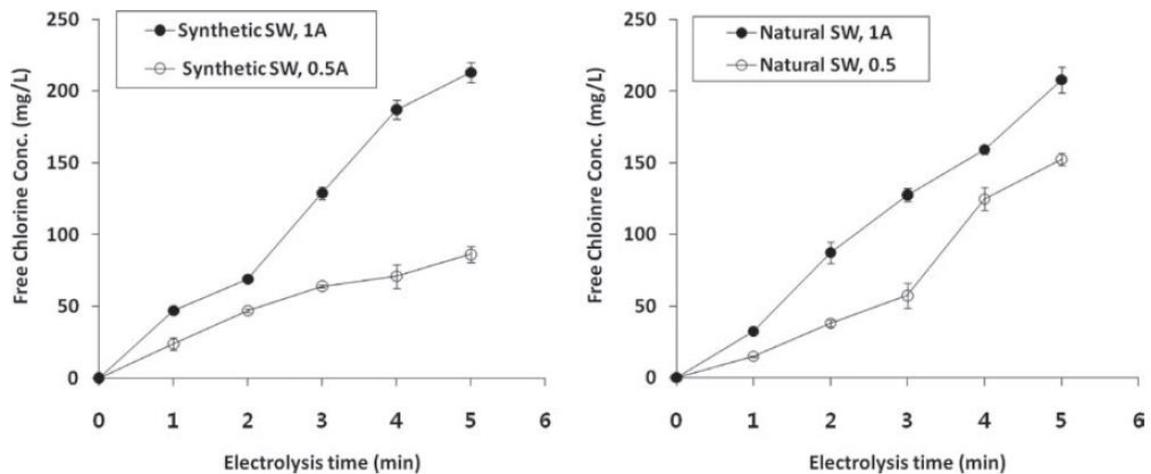
Condiciones de Operación: Cátodo de Ti; 1 hora; densidad de corriente 10 A/dm<sup>2</sup>; 20 °C. Fuente: RONCO, C.; MISHKIN, G.J. Disinfection by Sodium Hypochlorite: Dialysis Applications. p. 15.

Considerando que el proyecto busca ser implementado en las zonas costeras del país, como electrolito se podría implementar el agua de mar la cual tiene una salinidad media de 35 g de sales por litro, de lo cual el 77,83% corresponde a NaCl, 9.66% a MgCl<sub>2</sub>, 6.1% a

<sup>72</sup> RONCO. Op. cit., p. 16.

MgSO<sub>4</sub>, 4.05% a CaSO<sub>4</sub>, y 2.11% a KCl<sup>73</sup>, dando como resultado que la concentración de cloruro de sodio que estaría presente en el agua de mar es de 27.24 g/L. Por otro lado, según el estudio realizado por Byung Soo Oh la presencia de iones de magnesio, calcio y de sulfatos, no afecta el proceso electrolítico dado que realizó una comparación del cloro residual libre resultante al utilizar en el proceso de electrólisis agua de mar natural y un agua sintética con presencia solamente de cloruro de sodio. Estableció que existe un mejor rendimiento cuando se emplean soluciones de agua de mar sintética con una concentración conocida de cloruro de sodio; sin embargo, se puede inferir que no existe una diferencia significativa en la formación del agente oxidante cuando se emplea agua de mar natural o sintética; adicionalmente, se observó que hay una concentración de clorato mucho menor con el uso de agua natural que con el agua sintética<sup>74</sup>. Dicho comportamiento se evidencia en la figura 22.

Figura 22. Efecto de la naturaleza de la solución del electrolito



Condiciones de Operación: 20 °C; pH 8; 20,000 mg/L de Cl<sup>-</sup> en el agua de mar sintética. Fuente: SOO, Byung; OH, Sang-Geun & Others. Evaluation of a seawater electrolysis process considering formation of free chlorine and perchlorate. p. 248.

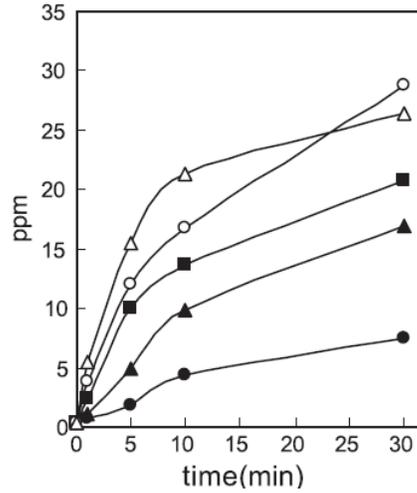
**2.1.8 Densidad de Corriente.** De la misma manera, la intensidad de corriente por unidad de área aplicada a los electrodos de la celda electrolítica tiene un comportamiento directo con la producción de cloro activo<sup>75</sup>, por lo que para valores de corriente mayores la producción de cloro activo será mayor debido a que esta variable corresponde a la cantidad de electrones que se transfiere por segundo a través de los electrodos, por lo tanto la velocidad de la reacción de óxido-reducción que ocurre en este lugar está ligada a ella, tal y como se indica en la figura 23.

<sup>73</sup> KUAN, Chee; LIU, Qinglin & Others. High-temperature electrolysis of synthetic seawater using solid oxide electrolyzer cells. *En: Journal of Power Sources*. Febrero, 2017. vol. 342, p. 79-87.

<sup>74</sup> SOO, Byung; OH, Sang-Geun & Others. Evaluation of a seawater electrolysis process considering formation of free chlorine and perchlorate. *En: Desalination and Water Treatment*. Diciembre, 2009. vol. 18, no. 1-3, p. 245-250.

<sup>75</sup> NAKAJIMA, Norihito; NAKANO, Takashi. Evaluation of disinfective potential of reacted free chlorine in pooled tap water by electrolysis. *En: Journal of Microbiological Methods*. Mayo, 2004. vol. 57, no. 2, p. 163-173.

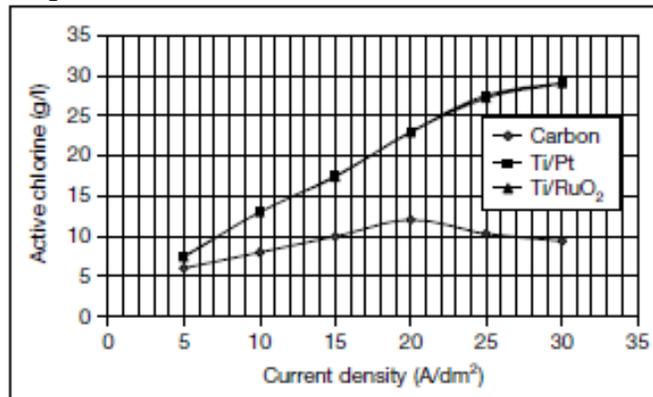
Figura 23. Efecto de la densidad de corriente aplicada a los electrodos



Condiciones de Operación: densidad de corriente ● 10 mA, ▲ 20 mA, ■ 30 mA, ○ 40 mA, △ 50 mA; Electrodo de Ti-Pt. Fuente: NAKAJIMA, Norihito; NAKANO, Takashi. Evaluation of disinfective potential of reacted free chlorine in pooled tap water by electrolysis.

Acorde a varios estudios, la relación entre la densidad de corriente y la producción de cloro activo es casi lineal para algunos materiales como lo es en el caso del titanio; sin embargo, con otros materiales como el grafito, el comportamiento tiene una tendencia diferente debido a que la producción de cloro activo llega hasta un valor máximo de esta variable y a partir de este disminuye su producción debido a la baja tolerancia que tiene el grafito a altas intensidades de corriente<sup>76</sup>; justificando la descomposición de los iones hipoclorito para formar iones clorato y oxígeno. Dicho comportamiento se puede evidenciar en la figura 24.

Figura 24. Efecto de la densidad de corriente según el material del ánodo



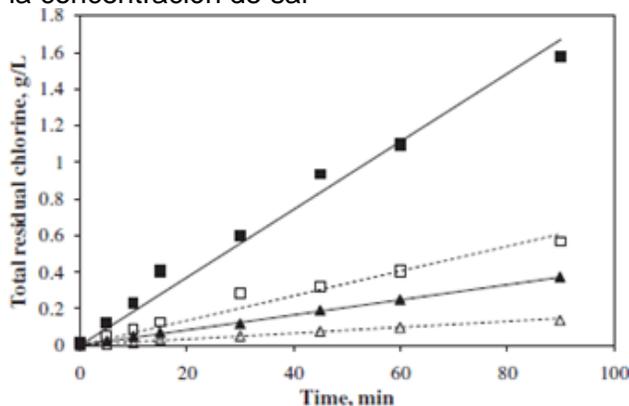
Condiciones de Operación: Cátodo de Ti; 1 hora; NaCl 2 M; 20 °C. Fuente: RONCO, C.; MISHKIN, G.J. Disinfection by Sodium Hypochlorite: Dialysis Applications. p. 15.

<sup>76</sup> RONCO. Op. cit., p. 16.

El fenómeno anteriormente descrito ocurre debido a las propiedades de los materiales, si bien el titanio es un material que se encuentra dentro de los metales de transición de la tabla periódica y, por lo tanto, como metal tiene propiedades o características conductoras excelentes; caso contrario con el grafito el cual es un material semiconductor que bajo determinadas condiciones se puede comportar como un elemento aislante o como un elemento conductor.

Por otro lado, Lacasa<sup>77</sup> realizó experimentos de la producción de cloro activo con electrodos de diamante BDD con respecto a la variación de la concentración y la densidad de corriente en la celda electrolítica, a partir del cual estableció que el aumento en la concentración de la sal disuelta en la celda optimiza la cantidad de corriente que puede tener la celda dado al aumento en la cantidad de iones disueltos en el agua ocasionando una mayor producción de cloro activo, como se ve en la figura 25. Desde otro punto de vista, el autor concluye que esta variable de operación es un factor importante que influye directamente en la producción de cloro libre residual, sin embargo, aclara que con el manejo de bajas densidades de corriente se podría evitar la formación de especies de cloro indeseables.

Figura 25. Efecto de la densidad de corriente y la concentración de sal



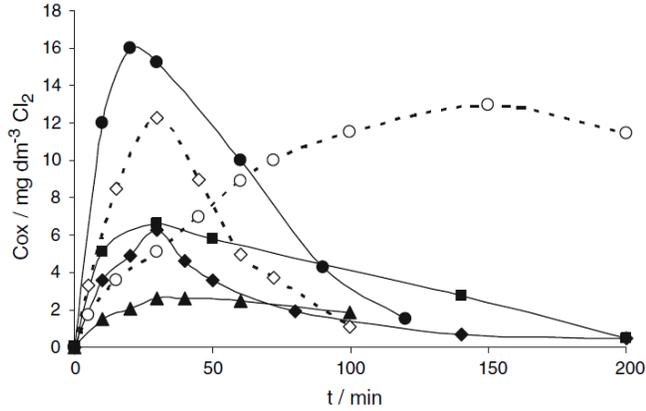
Condiciones de Operación:  $\triangle$  255 A/m<sup>2</sup> – 3 g/L NaCl,  $\blacktriangle$  255 A/m<sup>2</sup> – 30 g/L NaCl,  $\square$  1273 A/m<sup>2</sup> – 3 g/L NaCl,  $\blacksquare$  1273 A/m<sup>2</sup> – 30 g/L NaCl. Fuente: LACASA, Engracia; TSOLAKI, Efi & Others. Electrochemical disinfection of simulated ballast water on conductive diamond electrodes.

**2.1.9 Agitación.** De acuerdo a lo reportado por Polcaro y Vacca, la agitación dentro de la celda es un factor que afecta la cinética del proceso, dado que utilizando agitación, la velocidad de formación del agente oxidante es mayor, y a su vez disminuye la formación de iones clorato dentro de la solución, por lo que con una agitación baja, el agotamiento de la especie de interés es mayor dado que se favorece su descomposición<sup>78</sup>, como se observar en la figura 26.

<sup>77</sup> LACASA, Engracia; TSOLAKI, Efi & Others. Electrochemical disinfection of simulated ballast water on conductive diamond electrodes. En: Chemical Engineering Journal. Mayo, 2013. vol. 223, no. 1. p. 516-523.

<sup>78</sup> POLCARO, A. M.; VACCA, A. & Others. Product and by-product formation in electrolysis of dilute chloride solutions. En: Journal of Applied Electrochemistry. Febrero, 2008. vol. 38, no. 7, p. 979-984.

Figura 26. Efecto de la agitación en la celda electrolítica

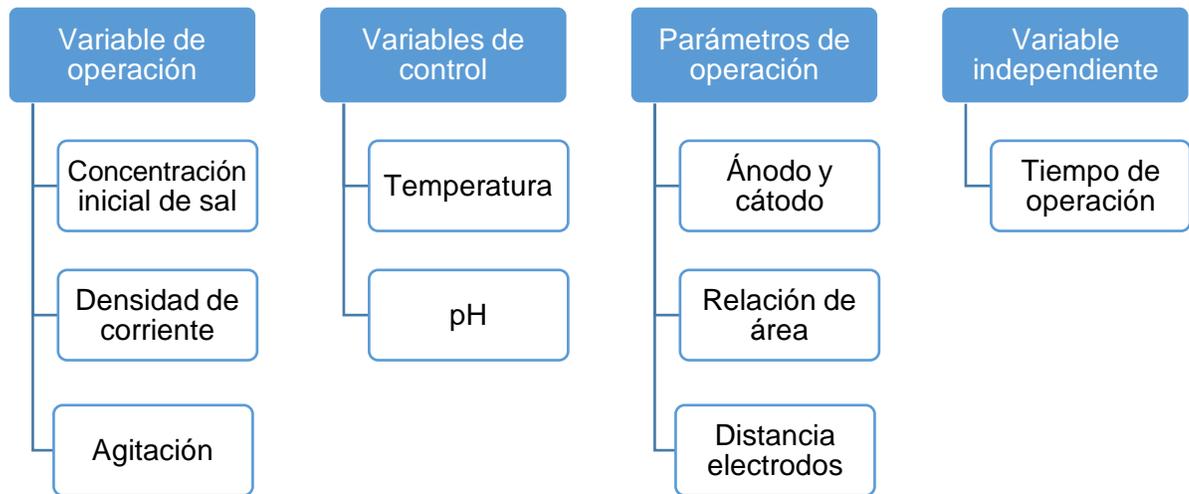


Condiciones de Operación: Ánodo de BDD;  $\text{Cl}^-$  100  $\text{mg}/\text{dm}^3$ ; densidad de corriente 5  $\text{mA}/\text{cm}^2$ ; agitación ● 300 RPM, ◆ 0 RPM. Fuente: POLCARO, A. M.; VACCA, A. & Others. Product and by-product formation in electrolysis of dilute chloride solutions. p. 981.

## 2.2 SELECCIÓN DE VARIABLES Y PARÁMETROS DEL PROCESO

Teniendo en cuenta la variación que se produce en la obtención de hipoclorito de sodio por medio de la técnica a partir del cambio en las condiciones de operación del proceso, y comparando el efecto que tiene cada una de las variables sobre el objetivo del proyecto, se puede hacer una clasificación de las variables identificando aquellas que tienen un alto grado de repercusión en la variable respuesta, denominadas como variables determinantes del proceso de electrólisis. Para la selección de las variables y los parámetros se realizó una revisión bibliográfica de estudios previos cuyos resultados se encuentran reportados en el anexo B. En el diagrama 2 se encuentra la clasificación de las variables que están involucradas en el proceso de electrólisis.

Diagrama 2. Clasificación de variables del proceso



Fuente: Autores

**2.2.1 Variables de operación.** Con lo anteriormente expuesto se puede identificar que las variables de operación determinantes para un proceso de electrólisis son: la concentración inicial de sal en el electrólito, la densidad de corriente que pasa a través de la celda y la agitación que se aplique a la solución; puesto que estas variables logran modificar de manera considerable el proceso en función del tiempo y la geometría de la celda en sus condiciones más favorables. A continuación, se exponen las razones por las cuales se seleccionaron estos factores como variables determinantes.

- La concentración de la solución de cloruro de sodio es una variable decisiva en el proceso de electrólisis, dado que a partir de la concentración inicial de cloruro de sodio se va a generar la concentración final de los iones de hipoclorito en la solución, de forma cuanto mayor sea la concentración de la solución de salmuera mayor va a ser la producción de hipoclorito<sup>79 80</sup>. Lo anterior se deba a que una mayor concentración de iones cloruro puede acelerar los procesos de difusión y de migración que ocurren al interior de la celda, favoreciendo el transporte de masa y carga en el electrolito, lo que conlleva a un aumento de la velocidad de producción del agente desinfectante<sup>81</sup>. Se determinó variar la concentración inicial de la solución y comparar las concentraciones finales de hipoclorito en función de la concentración de sal, así como el consumo de cloruro de sodio que hay durante el proceso.
- La densidad de corriente es una variables que “contrala que reacción debe ocurrir y su velocidad, y comúnmente determina la eficiencia del proceso”<sup>82</sup>, por lo que puede considerarse como una variable determinante durante el desarrollo de la electrólisis. Así mismo, según lo reportado la densidad de corriente es directamente proporcional a la producción de hipoclorito, es decir, la concentración del agente desinfectante aumenta linealmente con el incremento de esta variable<sup>83</sup>. De esta forma, la variación de la densidad de corriente es determinante para el proceso y se le asignaran diferentes valores a esta variable para evaluar su comportamiento y establecer su relación con la concentración del agente oxidante obtenido y las otras variables determinantes.
- El proceso de la electrolisis tiene dos fundamentos: la transferencia de carga y la transferencia de masa; este último toma un papel importante en el proceso cuando la distancia entre los electrodos es considerable y por eso es crucial el efecto de la agitación, debido a que genera una mayor uniformidad y una mayor concentración de los iones en la superficie del electrodo, dando como resultado un incremento en la eficiencia del proceso electroquímico<sup>84</sup>. De esta manera, la electrolisis se realizara con diferentes agitaciones para establecer el comportamiento que ocurre en la celda al modificar esta variable.

---

<sup>79</sup> RONCO. Op. cit., p. 16.

<sup>80</sup> KIURA, Hiromasa; SANO, Kouichi & Others. Bactericidal activity of electrolyzed acid water from solution containing sodium chloride at low concentration, in comparison with that at high concentration. En: Journal of Microbiological Methods. Mayo, 2002. vol. 49, no. 3, p. 288.

<sup>81</sup> BERGMANN, Henry. Drinking water disinfection by in-line electrolysis: Product and inorganic by-product formation. En: Electrochemistry for the environment. New York: Springer, 2010. p. 172-173.

<sup>82</sup> GHERNAOUT. Op. cit., p. 10.

<sup>83</sup> SOO, Byung; OH, Sang-Geun & Others. Formation of hazardous inorganic by-products during electrolysis of seawater as a disinfection process for desalination. En: Science of the Total Environment. Noviembre, 2010. vol. 408, no. 23, p. 5960.

<sup>84</sup> GHERNAOUT. Op. cit., p. 10.

**2.2.2 Variables de control.** En la operación de la celda electrolítica para originar hipoclorito de sodio se presentan dos factores que pueden llegar a tener un efecto significativo siempre y cuando se encuentren en ciertas condiciones. De esta forma, las variables de control durante el proceso son la temperatura y el pH, de modo que se debe asegurar que los valores de estas variables se encuentren dentro de un rango específico, como se presenta en el siguiente análisis:

- La temperatura siempre es un factor que afecta el comportamiento de las reacciones químicas pues modifica las propiedades y naturaleza de los compuestos que intervienen. El proceso de electrólisis se ve modificado por la temperatura en cuanto a que a valores mayores a 40°C la producción de hipoclorito baja y se da lugar a reacciones de producción de cloratos y oxígeno que consumen el hipoclorito generado<sup>85</sup>. La temperatura de la celda según lo reportado no aumenta más de 5°C y se trabajará con agua a temperatura ambiente la cual no excede de los 25°C, así esta variable se tendrá que mantener en un rango entre los 18°C y 35°C para garantizar que se den las reacciones deseadas, y en caso de que supere estos límites estudiar como es el comportamiento de cloro libre en la celda<sup>86</sup>.
- El pH en el proceso es determinante en el equilibrio entre el cloro gaseoso, el ácido hipocloroso y el ion hipoclorito, cuando el pH es mayor que 7,4 se da lugar la producción del ion hipoclorito encargado de generar el hipoclorito de sodio, y todo el cloro gaseoso según la figura 17 se convierte en hipoclorito, por lo tanto, es necesario mantener el pH en medio básico<sup>87</sup>.

**2.2.3 Parámetros de operación.** Un parámetro corresponde a una variable a la cual se le ha fijado o parametrizado su valor a lo largo del proceso con el objetivo de disminuir los grados de libertad del proceso y permitir el análisis de las variables más influyentes. Existen diferentes razones por las cuales se puede considerar una variable como parámetro, no obstante, su selección debe basarse en referentes teóricos o bibliográficos para evitar que tengan una influencia en la variable respuesta. Siendo así, los parámetros que se han fijado para el proceso de producción de hipoclorito de sodio por medio de la electrólisis de cloruro de sodio son:

- Para el desarrollo de la electrólisis actualmente se utilizan varios tipos de ánodos y a través de la experimentación se descubren más materiales con el fin de favorecer el rendimiento de la celda como los ánodos de óxidos mixtos. Es posible trabajar con un ánodo de titanio para el desarrollo de la electrólisis, a pesar que es un material costoso su eficiencia en el proceso es claramente significativa, sin embargo, todos los experimentos que trabajan con ánodos de titanio tienen recubrimientos debido a la permeabilidad de este material frente al hidrógeno<sup>88</sup>, provocando la fragilización del ánodo e impidiendo la producción de cloro gaseoso de manera eficiente. Los recubrimientos que se manejan para evitar la interacción del hidrógeno son muy costosos y actualmente en Colombia no es posible elaborarlos. Por lo tanto, el ánodo de grafito es una solución viable para el desarrollo del proceso debido a que si bien su

---

<sup>85</sup> RONCO. Op. cit., p. 15.

<sup>86</sup> SÁNCHEZ J.; VIOLA, C. Op. cit., p. 40.

<sup>87</sup> OCCIDENTAL CHEMICAL CORPORATION OXY. Op. cit., p. 3.

<sup>88</sup> GIL MUR, F.J.; APARICIO, C. & Otros. Aleaciones ligeras. España: Edicions UPC, 2001. p. 65.

eficiencia no es tan alta como el titanio, en la mayoría de condiciones tiene un comportamiento similar y llega a producir cantidades significantes de hipoclorito<sup>89</sup>. El problema del grafito es el aumento de la temperatura pues aumenta la solubilidad de este material en el agua y genera desprendimientos, pero sin generar alguna reacción.

- El cátodo por otra parte utiliza más materiales como lo son el titanio, el níquel y el acero, en este electrodo no hay gran diferencia en la eficiencia del proceso y manejan velocidades de producción similares solo el titanio muestra un ligero aumento en la producción pero no es significativo, el segundo mejor cátodo en cuanto a rendimiento es el de acero inoxidable por lo cual se estableció que era el más óptimo. Los cátodos de níquel tienen un problema al ser un metal pesado pues como se elaborará un desinfectante su destino es doméstico y es necesario evitar la contaminación de la solución; el grafito es el material que muestra menos rendimiento y por lo tanto se descartó frente al de acero<sup>90</sup>.
- El área superficial de los electrodos es determinante en el proceso debido a que es donde tiene lugar la reacción de óxido-reducción para la generación de cloro e hidrógeno gaseoso, de acuerdo a la información obtenida de los autores consultados es evidente que realizar el proceso con un ánodo más grande tiene mayor producción de hipoclorito por lo tanto esta relación va a determinar el tamaño de los electrodos elegidos; la relación más óptima y utilizada por los referentes bibliográficos es de 1,33 sin embargo para disminuir el error que se pueda generar con un valor límite se decidió trabajar con una relación de área superficial de 1,2 la cual no muestra mucha diferencia en la producción del hipoclorito con respecto a la de 1,33.
- La distancia óptima entre electrodos para una mayor eficiencia del proceso es de 0,8 cm, sin embargo, se eligió una distancia de 1,5 cm; se utiliza esta distancia por efectos de agitación, es decir, como se planea realizar una agitación en la celda electrolítica la distancia de 0,8 cm es la más óptima porque la reacción se desarrolla solo en términos de la transferencia de carga de los electrodos y la transferencia de masa es la más mínima, si se aumenta la distancia entre los electrodos la transferencia de masa va a tomar un papel importante en el movimiento de las cargas y se podrá evidenciar el efecto de la agitación en el proceso de electrólisis.
- El tiempo es considerado la variable independiente del proceso pues el desarrollo de la electrólisis se cuantifica en términos del tiempo transcurrido para establecer la variación de la concentración de hipoclorito. En todas las referencias que se consultaron, el desarrollo de la electrólisis se hace por una hora, a partir de esto se determinó utilizar este tiempo límite para el desarrollo del experimento. Durante este periodo de tiempo, la concentración de iones hipoclorito cambia de manera exponencial hasta llegar a un límite en donde se mantiene constante esta concentración o empieza a disminuir este componente en la solución<sup>91</sup>.

---

<sup>89</sup> RONCO. Op. cit., p. 14.

<sup>90</sup> *Ibíd.* p. 14.

<sup>91</sup> BERGMANN. Product and by-product formation in laboratory studies on disinfection electrolysis of water using boron-doped diamonds anodes, Op. cit., p. 201.

En la tabla 4 se encuentran los parámetros de operación que se tuvieron en cuenta para desarrollar la electrólisis de cloruro de sodio para la obtención de hipoclorito de sodio, con sus respectivos valores y condiciones.

Tabla 4. Parámetros de operación

Parámetro	Condición
Ánodo	Grafito
Cátodo	Acero Inoxidable
Relación de áreas	1.2
Distancia entre electrodos	1.5 cm
Tiempo	1 hora

Fuente: Autores

## 2.3 DISEÑO DE EXPERIMENTOS

El diseño de experimentos ayuda a investigar los efectos de las variables de entrada o factores sobre una variable de salida, para este caso es la concentración de agente desinfectante obtenida con respecto al tiempo. Para el desarrollo del diseño de experimentos se realizan una serie de pruebas con cambios intencionales en las variables de entrada y en cada prueba se recolecta información o datos del comportamiento del experimento. El diseño de experimentos se utiliza para identificar las condiciones del proceso y los componentes del producto que afectan la calidad, para luego determinar la configuración de factores que optimiza el proceso.<sup>92</sup>

Para identificar el efecto que tienen las variables determinantes del proceso de electrólisis sobre la obtención del agente desinfectante, se planteó un diseño de experimentos de orden 3<sup>3</sup>, en donde los factores corresponde a las tres variables mencionadas anteriormente (concentración de sal, densidad de corriente y agitación), y cada una de ellas estará constituida por tres niveles. En la identificación y selección de los niveles de cada variable se tuvo en cuenta:

- La concentración de sal para el desarrollo de la electrólisis parte del valor promedio de este componente en el agua de mar que es donde se pretende aplicar el proyecto, la cual corresponde a una concentración de 27 g/L de cloruro de sodio<sup>93</sup>; no obstante, debido principalmente a factores climatológicos se puede presentar una variación de la concentración de sal en las corrientes de agua de mar. Así mismo, para el proceso de desinfección de agua potable por medio de esta técnica se puede plantear hacer diluciones entre el agua de mar y el agua a tratar, con el fin de disminuir la carga de iones cloruro en el producto final. A partir de esto se evaluará el proceso de electrólisis con una concentración de sal equivalente al 100%, el 50% y el 30%, lo cual corresponde a concentraciones de sal de 27 g/L, 13 g/L y 8 g/L, respectivamente.
- La densidad de corriente eléctrica es la cantidad de electrones que pasan por segundo a través de la celda por lo tanto la variación de este factor influye en el proceso; sin embargo, existen valores límites de densidad de corriente para el proceso, como es el

<sup>92</sup> MINITAB, Diseño de un experimento, 2015, online. Disponible en: <<https://support.minitab.com/es-mx/minitab/18/getting-started/designing-an-experiment/>>

<sup>93</sup> KUAN. Op. cit., p. 81.

caso del grafito como ánodo, en donde a partir de una corriente mayor de 20 A/dm<sup>2</sup> la producción de hipoclorito disminuye debido a que predominan las reacciones que descomponen de este ion<sup>94</sup>. Según lo establecido en las investigaciones de Spasojevic<sup>95</sup>, Scialdone<sup>96</sup> y Girenko<sup>97</sup>, los valores de operación para la densidad de corriente empleada durante el proceso están comprendidos entre 1 y 10 A/dm<sup>2</sup>; no obstante, la fuente de energía a emplear en la experimentación (BAKU BK-305D) opera hasta un máximo de 6.9 A/dm<sup>2</sup>. Conforme a lo anterior se llevara a cabo la electrólisis bajo valores de densidad de corriente de 1.4 A/dm<sup>2</sup>, 3.5 A/dm<sup>2</sup> y 6.7 A/dm<sup>2</sup>, lo que equivale a una intensidad de corriente de 1.03 A, 2.50 A y 4.84 A, respectivamente.

- La operación de la celda electrolítica se va a operar con agitación para favorecer los fenómenos de transferencia. De acuerdo con lo reportado por Polcaro<sup>98</sup> y Soo Oh<sup>99</sup>, esta operación se va a desarrollar sin agitación (0 RPM), con una agitación media de 300 RPM y con una agitación rápida de 800 RPM.

Resumiendo, el diseño de experimentos planteado para el proyecto quedaría representado en el cuadro 2.

Cuadro 2. Diseño de experimentos

Factores	Concentración de Sal (g/L)			Densidad de Corriente (A/dm <sup>2</sup> )			Agitación (RPM)		
	Niveles	8.0	13.0	27.0	1.4	3.5	6.7	0	300

<sup>94</sup> RONCO. Op. cit., p. 15.

<sup>95</sup> SPASOJEVIC, M.; KRSTAJIC, N. & Others. Modelling current efficiency in an electrochemical hypochlorite reactor. En: Chemical Engineering Research and Design. Enero, 2015. vol. 93, p. 591.

<sup>96</sup> SCIALDONE, O.; RANDAZO, S. & Others. Electrochemical oxidation of organics in water: Role of operative parameters in the absence and in the presence of NaCl. En: Water Research. Mayo, 2009. vol. 43, no. 8, p. 2264.

<sup>97</sup> GIRENKO, D.V.; PILETSKA, A.O. & Others. Novel electrode material for synthesis of low concentration sodium hypochlorite solutions. En: Chemical and Materials Engineering. Agosto, 2013. vol. 1, no. 23, p. 58.

<sup>98</sup> POLCARO. Op. cit., p. 981.

<sup>99</sup> SOO, Byung. Formation of hazardous inorganic by-products during electrolysis of seawater as a disinfection process for desalination, Op. cit., p. 5959.

### 3. CINÉTICA DE REACCIÓN DEL PROCESO ELECTROQUÍMICO

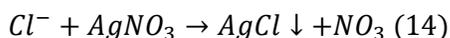
La velocidad con la que se produce una reacción química es un aspecto muy importante, de acuerdo con la velocidad a la que se lleve la reacción determinará la cantidad de sustancia formada o bien la cantidad de sustancia consumida para el caso de los reactivos. Hay varios factores importantes que influyen en la cinética química de una reacción, uno de ellos es la concentración del reactivo pues es proporcional a la cantidad de choques que se puedan generar en la reacción, otro es la temperatura debido a que es capaz de modificar la naturaleza de los reactivos, la constantes de velocidad y la naturaleza de la reacción (endotérmica o exotérmica); ahora bien, en el caso de las reacciones electroquímicas hay un factor fundamental que afecta la cinética y velocidad de reacción de oxidación-reducción y es la corriente que circula por la celda<sup>100</sup>, debido a que determina las constantes de los electrodos y el cambio en el equilibrio de la celda.

#### 3.1 MÉTODOS DE CUANTIFICACIÓN

Para establecer la productividad del proceso, se requiere de un análisis químico del medio acerca de la obtención del agente oxidante a partir de la electrolisis y el consumo de Cloruro de Sodio durante el proceso; para esto, los métodos de cuantificación a desarrollar se basan en el análisis de Cloro residual libre y el análisis de Cloruros, respectivamente.

**3.1.1 Análisis de Cloruros.** Según la Norma Técnica Colombiana NTC 4844 del 2000, la cuantificación de los iones cloruro se puede desarrollar mediante diferentes alternativas tales como el método argentométrico, el método de nitrato mercúrico, el método potenciométrico, y técnicas automatizadas como los métodos con ferrocianuro y de inyección de flujo de tiocianato mercúrico. Adicionalmente, la cuantificación de este parámetro se puede desarrollar con la ayuda de la cromatografía de iones<sup>101</sup>.

El cloro, en forma de cloruro (Cl<sup>-</sup>), es uno de los principales aniones en el agua y es el encargado de del sabor salado producido por la concentración de cloruro y es variable según la composición química del agua. Para esta investigación, se aplicará el método argentométrico, el cual es adecuado para uso en aguas relativamente claras cuando hay presente de 0,15 a 10 mg de Cl<sup>-</sup> en la muestra. El principio por el cual se rige este método es que en una solución neutra o ligeramente alcalina, el cromato de potasio puede indicar el punto final de la titulación del cloruro con nitrato de plata. El cloruro de plata se precipita cuantitativamente antes de que se forme el cromato de plata rojo<sup>102</sup>. Este método es conocido como el método de Mohr, el cual se basa en la reacción de precipitación del cloruro de plata siendo, por tanto, este método una volumetría de precipitación, la reacción de valoración que se da es:



---

<sup>100</sup> POSADA. Op. cit., p. 22.

<sup>101</sup> COLOMBIA. INSTITUTO COLOMBIANO DE NORMAS TÉCNICAS Y CERTIFICACIONES (ICONTEC). Norma Técnica Colombiana NTC 4844 del 30 de Agosto de 2000. Calidad del Agua: Determinación del ion Cloruro.

<sup>102</sup> ASOCIACIÓN MUNICIPAL DE ACUEDUCTOS COMUNITARIOS – AMAC. Determinación de cloruro por método volumétrico – Método de Mohr [online]. Disponible en: < [http://repositorio.utp.edu.co/dspace/bitstream/handle/11059/2337/6281586132G915\\_anexo.pdf?sequence=2](http://repositorio.utp.edu.co/dspace/bitstream/handle/11059/2337/6281586132G915_anexo.pdf?sequence=2)>

El punto final de una valoración de precipitación se puede determinar de distintas formas, bien mediante medida de la turbidez de la disolución o bien mediante el empleo de indicadores visuales. Para este método, la reacción indicadora del punto en donde se visualiza por la formación de un segundo precipitado de cromato de plata de color rojo-anaranjado dado por la reacción:



Una vez se origina el precipitado de color rojo-anaranjado se toma lectura de la cantidad de nitrato de plata utilizado para la titulación y así conocer la cantidad de cloruros que se encuentran en ella mediante la ecuación 22.

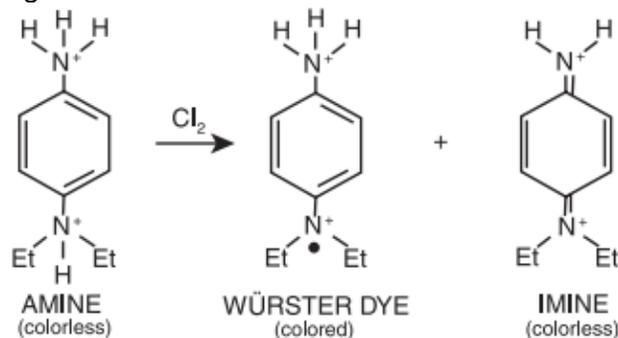
*Ecuación 22.* Determinación de cloruros

$$Cl^-(g/L) = \frac{(\dot{V}_{AgNO_3} - \dot{V}_{blanco}) * M_{AgNO_3} * PM_{NaCl}}{\dot{V}_{muestra}}$$

**3.1.2 Análisis de Cloro Residual Libre.** En el análisis de aguas naturales y tratadas, para la determinación de la concentración del cloro libre residual se implementan técnicas de análisis físico-químico como lo son el método yodométrico, el método amperométrico de titulación, el método titulométrico de la DPD ferrosa, el método colorimétrico de la DPD, el método de la siringaldacina (PCLD) y la técnica yodométrica de electrodo<sup>103</sup>.

Este método se basa en que el presencia de un agente oxidante (cloro libre) y a pH comprendido entre 6.2 y 6.5, la N,N-dietil-p-fenilendiamina (DPD) se oxida en un radical semiquinónico el cual se caracteriza por tener una tonalidad de roja a rosada que permite su determinación colorimetría a 510 nm, pero que también se puede terminar por volumetría utilizando un reducto como el sulfato de hierro y amonio (FAS) como indicador<sup>104</sup>. La oxidación de la DPD es rápida, pues el cloro reacciona instantáneamente con esta molécula según la reacción presentada en la figura 27.

*Figura 27.* Reacción método colorimétrico DPD

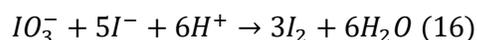


Fuente: VAN LONDON COMPANY. The Chemistry of Chlorine – The measurement of Free Chlorine [online].

<sup>103</sup> AMERICAN PUBLIC HEALTH ASSOCIATION. Standard Methods for the examination of water and wastewater. Décimo séptima Edición. Madrid: Díaz de Santos S.A., 1992. p. 4-51.

<sup>104</sup> RODIER; COLS. Control de la Desinfección. Análisis Físicoquímico de Aguas Naturales [online]. p. 629. Disponible en: <cidta.usal.es/cursos/etap/modulos/libros/Rodier%20y%20cols%202011.pdf>

**3.1.2.1 Curva de Calibración.** Para determinar la concentración de cloro libre por espectrofotometría, es necesario relacionar la concentración de cloro en la muestra con la absorbancia que esta tiene por medio de una curva de calibración, para esto se requiere de preparar soluciones patrón de concentraciones conocidas a partir de una solución madre que tenga el compuesto a analizar. Sin embargo, como se quiere analizar cloro el cual tiene una baja esta estabilidad dentro de las soluciones, se debe emplear otros agentes oxidantes más fáciles de controlar, y que reaccionen con la molécula de DPD de la misma forma que lo haría el cloro<sup>105</sup>. Para esto, se puede utilizar una solución de yodato potásico yodurada que libera yodo, el cual reacciona con la DPD exactamente como el cloro, permitiendo establecer que un mol de yodato corresponde a 3 moles de yodo o de cloro.



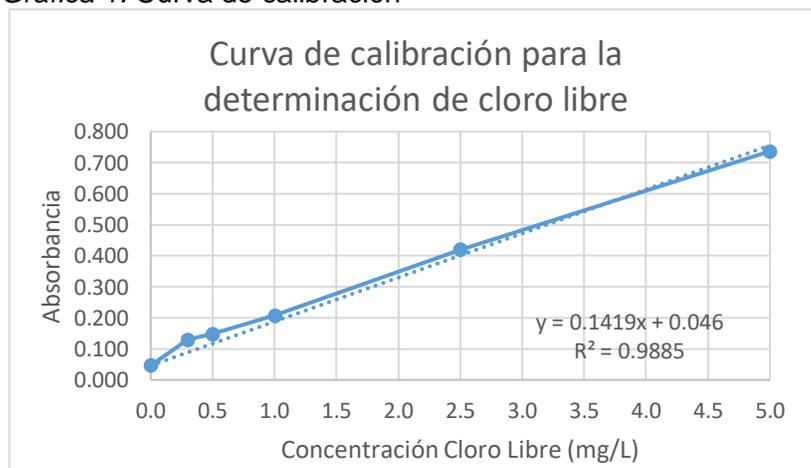
Para construir la curva de calibración, se requiere de hacer las disoluciones indicadas a las cuales se le agrega solución tampón de fosfato para regular el pH y la solución indicadora de DPD, posteriormente se hace la medición de la absorbancia inmediatamente a una longitud de onda de 510 nm. A partir de las soluciones de yodo nombradas, los datos de la curva de calibración se pueden observar en la tabla 5.

*Tabla 5.* Resultados curva de calibración

<b>Concentración cloro libre (mg/L)</b>	<b>Absorbancia</b>
0	0.046
0.300	0.130
0.500	0.148
1.000	0.207
2.500	0.420
5.000	0.737

Una vez obtenidos los datos se procede a graficarlos para obtener la ecuación que permita relacionar la concentración de hipoclorito de sodio obtenido a partir de la absorbancia medida. La curva de calibración se muestra en la gráfica 1.

*Gráfica 1.* Curva de calibración



<sup>105</sup> *Ibíd.* p. 630.

### 3.2 METODOLOGÍA DE EXPERIMENTACIÓN

El objetivo de realizar la experimentación es verificar el grado de significancia que tienen las variables escogidas (los factores y los niveles) previamente especificadas en el diseño de experimentos sobre el proceso de electrólisis. Así mismo, la etapa de experimentación tiene como finalidad establecer las condiciones de operación para obtener la mejor concentración de agente desinfectante posible, y comparar los resultados obtenidos con las investigaciones realizadas previamente el proceso de electrólisis de cloruro de sodio para la obtención de hipoclorito de sodio.

**3.2.1 Diseño de la celda electrolítica.** Para el desarrollo de la técnica de electrólisis se requiere de una celda en donde van a ocurrir las reacciones de óxido-reducción y a su vez la formación de la sal de hipoclorito. Para el diseño de dicha celda, se tuvieron en cuenta aspectos y parámetros establecidos por estudios previos para determinar las condiciones óptimas de la celda. En el anexo C se puede encontrar el estudio realizado para definir el diseño de la celda electrolítica, cuyos resultados se presentan en el cuadro 3.

*Cuadro 3. Dimensionamiento de la celda electrolítica*

<b>Operación de la celda</b>	Sistema Batch con agitación
<b>Material de la celda</b>	Polimetilmetacrilato (PMMA)
<b>Dimensiones de la celda</b>	Ancho: 12 cm Alto 6 cm Profundidad: 5 cm
<b>Dimensiones del ánodo</b>	Largo: 12 cm Alto: 6 cm Espesor: 3 mm
<b>Dimensiones del cátodo</b>	Largo: 12 cm Alto: 5 cm Espesor: 2 mm
<b>Distancia entre electrodos</b>	1.5 cm
<b>Volumen del electrolito</b>	250 cm <sup>3</sup>

De acuerdo con lo reportado por Bergmann<sup>106 107</sup> y Spasojevic<sup>108</sup> la operación de electrólisis es de tipo Batch con agitación con el fin de mantener constante la concentración de los componentes en el medio y de establecer el efecto de esta variable sobre el proceso. Por otro lado, para la construcción de la celda se debe emplear como material el polimetilmetacrilato (acrílico) dado que no interfiere en el proceso y tiene una alta resistencia al impacto<sup>109</sup>; en cuanto al dimensionamiento de la celda, para definir sus magnitudes se tendrán en consideración las dimensiones de los electrodos y el volumen

<sup>106</sup> BERGMANN, Henry; KOPARAL, A. Tansu & Others. The influence of products and by-products obtained by drinking water electrolysis on microorganisms. En: Microchemical Journal. Agosto, 2008. vol. 89, no. 2, p. 101.

<sup>107</sup> BERGMANN. Drinking water disinfection by in-line electrolysis: Product and inorganic by-product formation, Op. cit., p. 165.

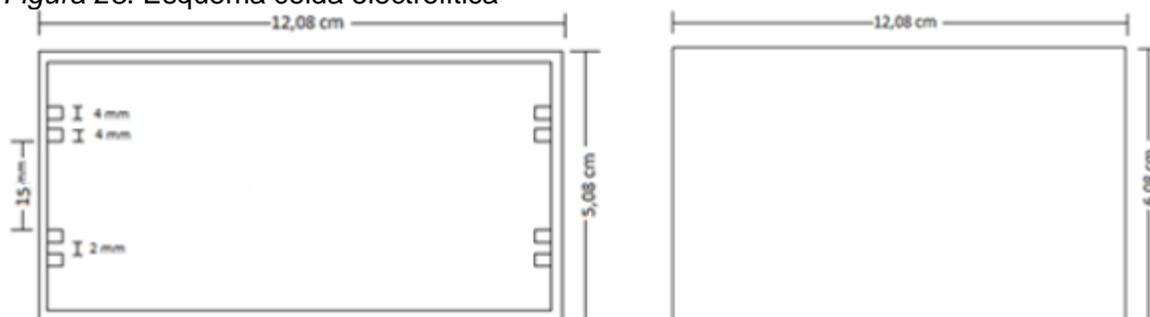
<sup>108</sup> SPASOJEVIC. Op. cit., p. 593.

<sup>109</sup> PATIL, Rajkumar; JUVERKAR, Vinay & Others. A polarity switching technique for the efficient production of sodium hypochlorite from chloride using platinum electrodes. En: Industrial & Engineering Chemistry Research. Noviembre, 2014. vol. 53, no. 50, p. 19428.

del electrolito. Acorde con lo establecido en las investigaciones previas<sup>110</sup>, la solución de salmuera empleada en el proceso de electrolisis tendrá un volumen equivalente a 250 cm<sup>3</sup>. Conforme a las dimensiones de los electrodos, para establecer el tamaño del ánodo se tuvo en cuenta lo establecido por Rusolf<sup>111</sup>, en donde el ánodo cuenta con unas dimensiones de 6 cm · 12 cm y un espesor de 3 mm; el espesor fue determinado por la empresa encargada de diseñar las barras de grafito puesto que con menores grosores la lámina era susceptible a la fractura; para el cátodo las dimensiones son de 5 cm · 12 cm · 2 mm para mantener la relación de áreas superficiales entre los electrodos de 1,2. De igual manera, la distancia entre los electrodos empleada es de 1.5 cm conforme a lo expuesto anteriormente en la selección de variables y parámetros de operación (véase sección 2.2.3).

De esta forma, en la figura 28 se ilustra el esquema de la celda electrolítica con la cual se va a desarrollar la etapa de experimentación del proyecto para obtener Hipoclorito de Sodio, especificando las dimensiones de la celda, el lugar donde están localizados los electrodos y la distancia entre estos.

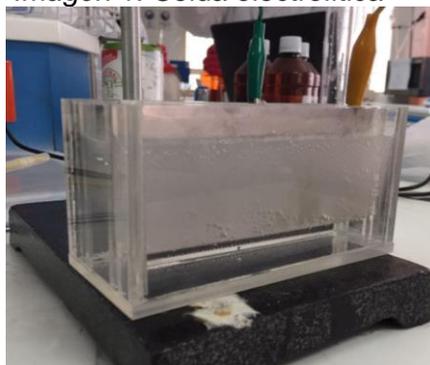
Figura 28. Esquema celda electrolítica



Fuente: Autores. Izquierda: vista superior; Derecha: vista frontal

Así mismo, en la imagen 1 se encuentra el prototipo construido de la celda y la configuración del funcionamiento para llevar a cabo la etapa de pre-experimentación y experimentación.

Imagen 1. Celda electrolítica

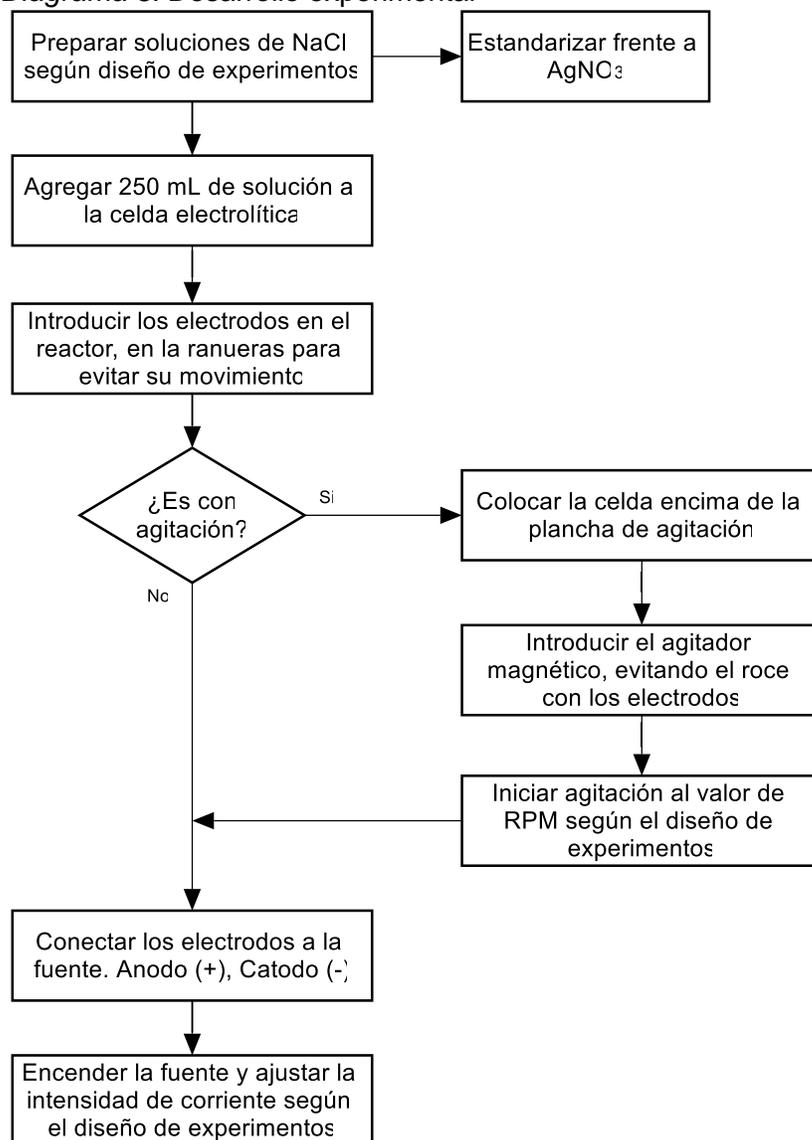


<sup>110</sup> SCIALDONE. Op. cit., p. 2262.

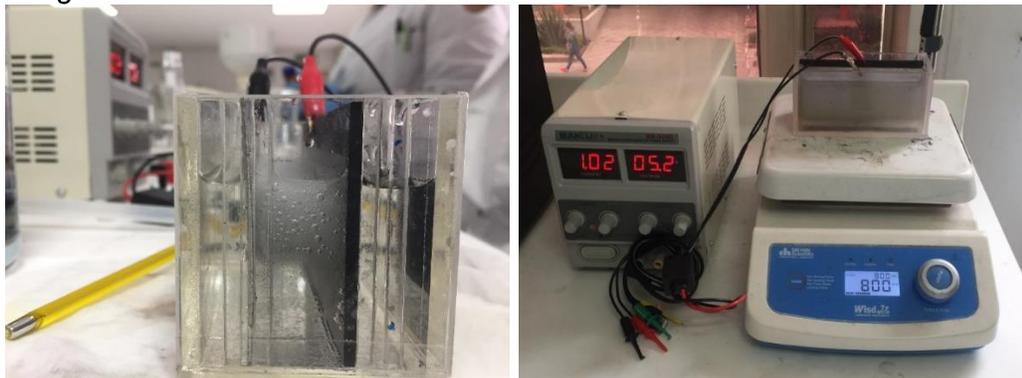
<sup>111</sup> RUSOLF, M.; ROUSAR, I. & Others. Cathodic reduction of hypochlorite during reduction of dilute sodium chloride solution. En: Journal of Applied Electrochemistry. Febrero, 1995. vol. 25, no. 2, p. 159.

**3.2.2 Desarrollo Experimental.** Antes del desarrollo de la electrólisis, se prepararon las soluciones para el desarrollo de los métodos de cuantificación establecidos previamente. Por un lado, se preparó la solución tampón de fosfato y la solución indicadora de DPD para el método colorimétrico, adicionalmente para este método era necesario preparar una solución patrón de yodato potásico yodurado. Por otro lado, se prepararon las soluciones para el método de Mohr, el cual consta de una solución indicadora de cromato de potasio y una solución titulante de nitrato de plata; en los anexos D y E se encuentra la metodología para realizar los análisis de cloruros y cloro residual libre, respectivamente. Posteriormente se llevó a cabo la etapa experimental de la electrólisis según el diseño de experimentos, el cual sigue el procedimiento establecido en el diagrama 3 y se encuentra representado en la imagen 2. Se debe tener en cuenta que para la preparación de las soluciones de cloruro de sodio, materia prima del proceso, el tipo de reactivo que se empleó fue de grado analítico, cuya ficha técnica se encuentra en el anexo F.

*Diagrama 3. Desarrollo experimental*



*Imagen 2. Desarrollo de la electrólisis*



La fuente de energía empleado en el desarrollo de la técnica de electrólisis es de referencia BAKU BK-305D la cual es una fuente reguladora la cual permite operar con un potencial eléctrico constante entre 0 y 30 V o con una intensidad de corriente contante entre 0 y 5 A. Para este proyecto se operó bajo condiciones de intensidad de corriente, como se observa en la imagen 3.

*Imagen 3. Fuente de energía*



A partir del inicio de la electrólisis se miden, cada 5 minutos durante la primera media hora y posteriormente cada 10 minutos hasta el término de una hora, la concentración de cloro residual libre con el método colorimétrico, así como la temperatura de la celda y la variación del voltaje. El método colorimétrico de la DPD tiene valores límites de cloro libre para se pueda hacer la cuantificación por tal motivo es necesario hacer una dilución de la muestra tomada de 1/1000, así, se utilizan 5 mL de la solución tampón y 5mL de la solución indicadora DPD para el análisis de una muestra de 100  $\mu$ L de solución que se diluyen en 100 mL de agua desionizada (sin demanda de cloro), posteriormente se colocan en la celda del espectrofotómetro y se mide la absorbancia. Después de realizar la cuantificación, es necesario lavar los recipientes utilizados con agua destilada para remover residuos de cloro libre que puedan quedar y afectar mediciones posteriores. En las imagen 4 se encuentra el equipo utilizado para llevar a cabo las mediciones de absorbancia de cada una de las muestras a analizar.

*Imagen 4. Espectrofotómetro*



A continuación, en la imagen 5, se muestran ejemplos de los resultados obtenidos tanto para el método colorimétrico de la DPD para el análisis de cloro residual libre, en donde se evidencia la variación de la tonalidad de la muestra según la concentración de cloro libre presente.

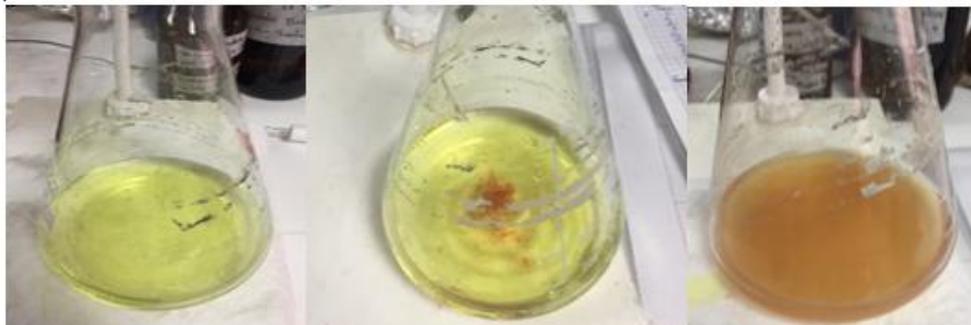
*Imagen 5. Resultados método colorimétrico*



NOTA: Medidas de las concentraciones del cloro libre, de menor a mayor concentración.

Una vez finalizada la electrólisis se procede a medir la concentración de cloruros que quedaron en la celda y la cantidad de cloruro de sodio que se encuentra al final del proceso; así como con el caso anterior, es necesario diluir la muestra para este proceso, en donde se toman 100  $\mu$ L de solución y se diluyen con 100 mL de agua desionizada, se coloca 1 mL de la solución indicadora de cromato de potasio y se titula con nitrato de plata 0,0141M. En la imagen 6 se evidencia los resultados obtenidos para el método argentométrico.

*Imagen 6. Resultados método argentométrico*



### 3.3 EFECTO DE LAS VARIABLES DE OPERACIÓN

Partiendo de los datos obtenidos durante el desarrollo experimental sobre la concentración de cloro libre en el medio para cada uno de los experimentos, por medio de un análisis estadístico de varianza, denominado análisis ANOVA, se puede determinar el efecto que tienen las variables de operación sobre la concentración de cloro libre. Este método de análisis se basa en el grado de dispersión de los datos de la variable respuesta para establecer el comportamiento del proceso y de esta forma predecir los valores esperados de la variable de interés bajo ciertas condiciones<sup>112</sup>.

El objetivo principal del experimento consiste en determinar el efecto de distintos factores X sobre una variable Y, para este caso es determinar qué efecto tiene la concentración, la intensidad de corriente y la agitación sobre la producción de hipoclorito de sodio en el tiempo. Para ello se especificaron los distintos niveles que pueden tener los distintos factores que se evidencian en la tabla 2 del diseño de experimentos. Con lo anteriormente dicho se puede determinar si los diferentes niveles del factor tienen un efecto significativo sobre el valor de la variable dependiente.

El funcionamiento de la técnica ANOVA, a grandes rasgos, consiste en: a fin de comparar las medias de Y asociadas a los distintos niveles del factor, se compara una medida de la variación entre diferentes niveles (MS-factor) con una medida de la variación dentro de cada nivel (MS-error). Si el MS-factor es significativamente mayor que el MS-error, se concluye que las medias asociadas a diferentes niveles del factor son distintas. Esto significa que el factor influye significativamente sobre la variable dependiente Y, si, por el contrario, el MS-factor no es significativamente mayor que el MS-error, no se rechaza la hipótesis nula de que todas las medias, asociadas a diferentes niveles del factor, coinciden<sup>113</sup>.

Al realizar el análisis de varianza ANOVA del diseño de experimentos planteado, se obtiene que tanto las variables de operación como la interacción entre un par de estas o entre todas tienen un efecto significativo en la concentración de cloro residual libre, dado que cada uno de los casos presentan un nivel de significancia estadística menor a 0.05, lo que significa que se debe rechazar la hipótesis nula de la prueba<sup>114</sup>, la cual afirma que “no hay una diferencia significativa en la variable respuesta por el cambio de nivel en el factor o por la interacción entre factores”. De esta forma se puede concluir que hay efecto de la concentración de sal, de la intensidad de corriente y de la agitación durante el proceso de electrólisis para la obtención de hipoclorito de sodio, así como de cada una de las posibles interacciones entre ellas. En el Anexo G se puede encontrar los resultados obtenidos para el análisis de varianza obtenido mediante el software estadístico STATA.

Para el caso de la concentración de sal se evidencia que hay una relación directa entre esta variable y la producción de cloro libre, es decir, que a mayores concentraciones de cloruro de sodio en la celda al inicio del proceso, mayor será la cantidad del agente desinfectante

---

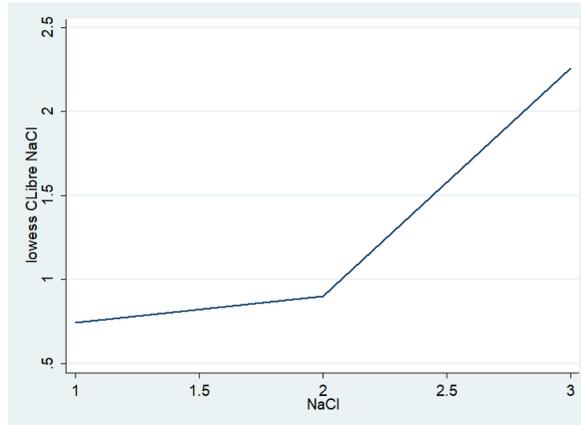
<sup>112</sup> MONTGOMERY, Douglas. Diseño y análisis de experimentos. Segunda Edición. México: Limusa Wiley, 2004. p. 25

<sup>113</sup> TERRÁDEZ, Manuel; ÁNGEL, Juan. Análisis de la varianza ANOVA [online]. 2017. Disponible en: <<https://www.uoc.edu/in3/emath/docs/ANOVA.pdf>>

<sup>114</sup> UNIVERSIDAD DE BARCELONA. Análisis de la varianza con un factor (ANOVA) [online]. Disponible en: <[http://www.ub.edu/aplica\\_infor/spss/cap4-7.htm](http://www.ub.edu/aplica_infor/spss/cap4-7.htm)>

obtenido. De igual manera, se observa que existe una diferencia significativa para una concentración de 27 g/L frente a las concentraciones de 13 g/L y 8 g/L, en donde para la concentración más alta se tiene una media de producción de 2.258 g/L, mientras que para los otros dos niveles el promedio de la concentración de cloro libre es de 0.901 g/L y 0.741 g/L. En la gráfica 2 se detalla el efecto de la concentración de sal en el proceso.

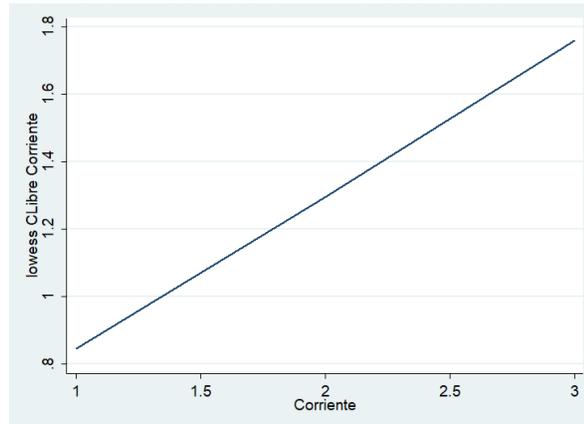
Gráfica 2. Efecto de la concentración de sal



Obtenido con Stata. Concentración NaCl: (1) 8 g/L, (2) 13 g/L, (3) 27 g/L.

Por otro lado, el comportamiento de la producción de cloro libre en el proceso de electrólisis es directamente proporcional a la intensidad de corriente que pasa por la celda, como se evidencia en la gráfica 3. De esta forma, se presenta una diferencia significativa del Hipoclorito de Sodio producir entre los diferentes niveles que tiene esta variable, en donde para una intensidad de corriente de 1.03 A en promedio se obtiene una concentración de 0.845 g/L de esta sal, en el caso de una intensidad de corriente de 2.50 A el promedio de la concentración es de 1.296 g/L y para una intensidad de corriente de 4.84 A la media de la concentración es de 1.760 g/L, reflejando el incremento de la variable respuesta respecto al incremento de los valores de este factor.

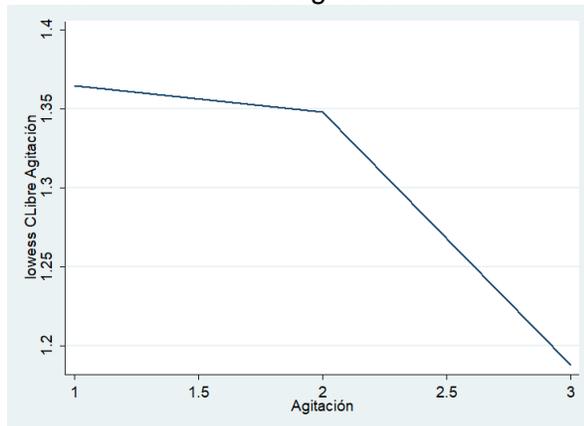
Gráfica 3. Efecto de la intensidad de corriente



Obtenido con Stata. Intensidad corriente: (1) 1.03 A, (2) 2.50 A, (3) 4.84 A.

Con respecto a la agitación realizada en la celda durante el desarrollo de la técnica de electrolisis, se presenta un comportamiento contrario al de las otras variables, puesto que a medida que aumenta la velocidad de agitación en el medio, menor va a ser la cantidad alcanzada del agente oxidante. No obstante, se puede observar que entre los niveles de 0 RPM y 300 RPM no hay una diferencia significativa en la media de la concentración de cloro libre, cuyos valores se encuentran en 1.365 g/L y 1.348 g/L, respectivamente; mientras que con una agitación rápida igual a 800 RPM el promedio de la concentración del hipoclorito en la solución disminuye a 1.188 g/L. Dicho comportamiento se ve reflejado en la gráfica 4.

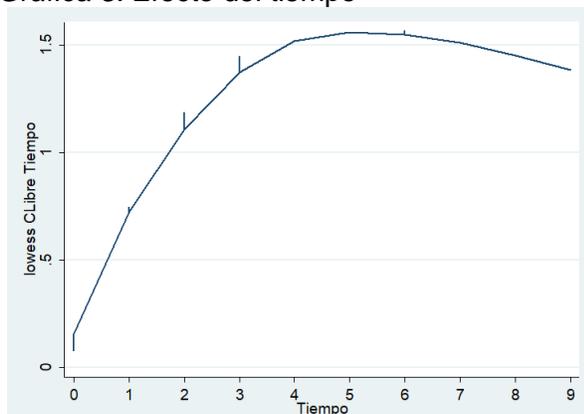
Gráfica 4. Efecto de la agitación



Obtenido con Stata. Agitación: (1) 0 RPM, (2) 300 RPM, (3) 800 RPM.

Finalmente, al hacer un análisis sobre el efecto que tiene el tiempo en el proceso de la técnica de electrólisis, se puede establecer que en promedio la máxima concentración de hipoclorito de sodio se obtiene en un tiempo igual a los 25 minutos. Sin embargo, se evidencia que durante el periodo conformado entre los 20 minutos y los 30 minutos no hay diferencia significativa en el valor de la concentración del cloro activo; así mismo después de los 30 minutos empieza a disminuir la concentración del agente desinfectante que produce el proceso. En la gráfica 5 se puede observar el efecto del tiempo en la electrólisis.

Gráfica 5. Efecto del tiempo

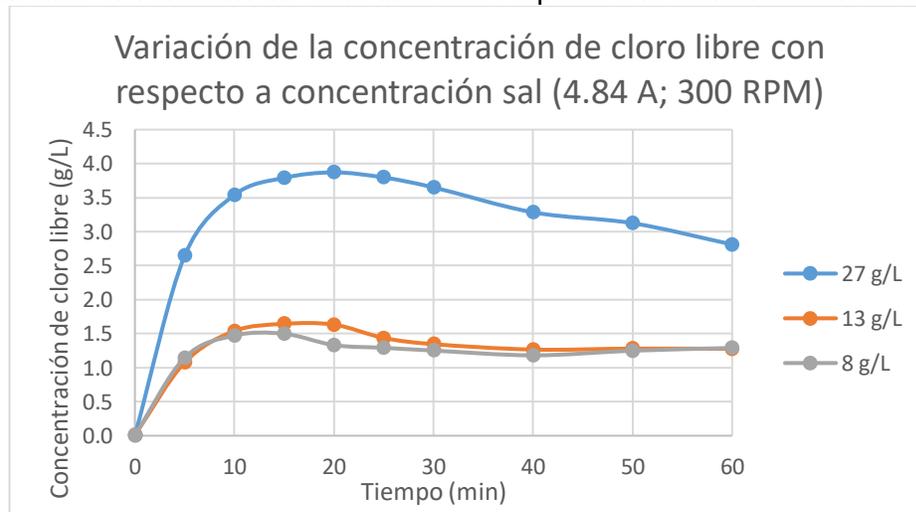


Obtenido Stata. Tiempo (min): (0) 0, (1) 5, (2) 10, (3) 15, (4) 20, (5) 25, (6) 30, (7) 40, (8) 50, (9) 60.

Considerando lo anterior, las condiciones necesarias para obtener la máxima concentración de iones hipoclorito por la técnica de electrolisis bajo los parámetros establecidos para este estudio, son una concentración inicial de sal en el electrolito de 27 g/L, una intensidad de corriente para los electrodos de 4.84 A, y una agitación en la celda de 300 RPM, esta opción se escoge por encima de los 0 RPM dado que como hay una significancia entre estos niveles, se escoge operar con agitación ya que produce una fracción de hipoclorito mayor a las condiciones de concentración e intensidad seleccionadas; adicionalmente, el tiempo de operación del proceso de electrólisis debe ser igual a 20 minutos, debido a que en este instante de tiempo termina la fase exponencial de producción de hipoclorito de sodio. Por lo tanto, los análisis realizados posteriormente y descritos de ahora en adelante se realizarán teniendo en cuenta únicamente dichos valores.

**3.3.1 Efecto de la concentración de sal.** Durante la experimentación en condiciones constante de intensidad de corriente (4.84 A) y agitación (3000 RPM) se puede verificar el efecto que tiene la concentración de sal en el proceso. Para cada uno de los casos, en la etapa inicial del experimento se observa una velocidad de formación de hipoclorito alta, pero al llegar a los 10 minutos de operación la tasa de producción de esta sal se detiene y se mantiene constante hasta aproximadamente los 30 minutos, en donde empieza a disminuir considerablemente la concentración de cloro libre para el caso de 27 g/L, mientras que para los otros casos la disminución no es tan pronunciada. Para una concentración de cloruro de sodio de 27 g/L la máxima concentración de cloro libre fue de 3.871 g/L en un tiempo de 20 minutos, mientras que para la concentración de 13 g/L fue de 1.644 g/L a los 15 minutos y para la concentración de sal de 8 g/L fue de 1.499 g/L a los 15 minutos, como se puede observar en la gráfica 6.

Gráfica 6. Variación del cloro libre con respecto a la concentración de sal

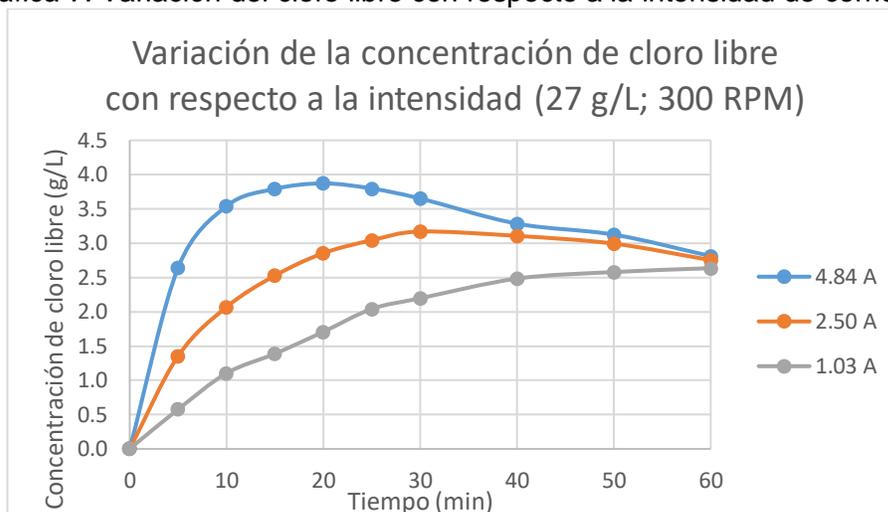


Esta relación entre la concentración de sal y el cloro libre obtenido se debe a la presencia de una mayor cantidad de iones cloruro en la solución, lo cual hace que la frecuencia con la cual se oxidan estos iones en el ánodo sea mayor, aumentando la producción de cloro en estado gaseoso el cual va a reaccionar con los iones de sodio en la solución, los cuales también se encuentran en mayor proporción, para generar el agente oxidante de interés. Teniendo en cuenta el principio de Le Chatelier, cuando hay una mayor concentración de

reactivos en un medio, el equilibrio químico de la reacción se va a desplazar hacia la formación de productos para compensar el equilibrio<sup>115</sup>.

**3.3.2 Efecto de la intensidad de corriente.** Para evaluar el comportamiento de la técnica de electrolisis en función de la intensidad de corriente, es necesario fijar los valores de concentración de sal y la agitación, en 27 g/L y 300 RPM, respectivamente. A partir de esto se obtiene que para una intensidad de corriente de 4.84 A la máxima concentración de cloro libre alcanzada fue de 3.871 g/L en 20 minutos, y posterior a este tiempo hay una reducción considerable de esta compuesto en la solución. Por otro lado, cuando se trabaja con una intensidad de corriente de 2.50 A, el proceso alcanza su punto máximo a los 30 minutos con una concentración correspondiente a 3.169 g/L, y al igual que en el caso anterior, a partir de este punto se presenta una disminución en la concentración de cloro libre pero de forma menos notable. Finalmente, con una intensidad de corriente de 1.03 A la producción del agente oxidante aumenta con el tiempo hasta llegar a una concentración de 2.636 g/L al final de la operación (60 minutos). Dicho comportamiento se evidencia en la gráfica 7.

Gráfica 7. Variación del cloro libre con respecto a la intensidad de corriente



El efecto que tiene la intensidad de corriente en la producción de hipoclorito de sodio se puede explicar por medio de la primera ley de la electrólisis propuesta por Faraday, en donde afirma que “el peso de una sustancia depositada es proporcional a la intensidad de la corriente”<sup>116</sup>, lo que significa que a mayor valores de intensidad de corriente la corriente depositada en el ánodo, mayor va a ser la acumulación de iones cloruro en la interfase del electrodo que son susceptibles a ser oxidados.

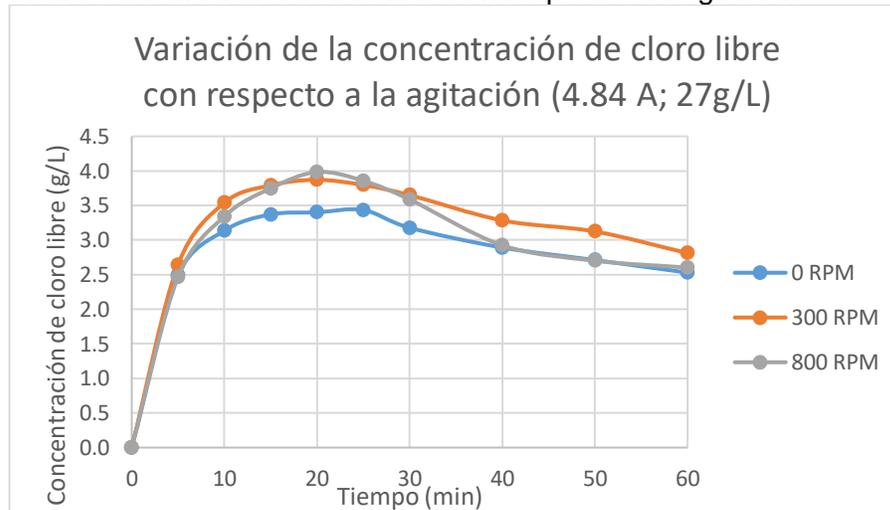
**3.3.3 Efecto de la agitación.** Cuando se quiere evaluar el efecto de la agitación realizada, se requiere de mantener constante los valores de concentración de sal (27 g/L) y de intensidad de corriente (4.84 A) para evitar el efecto de estos factores sobre la variable respuesta. El comportamiento presentado en las tres pruebas es el mismo, en donde la concentración llega hasta un punto máximo y empieza a disminuir, mostrando un mayor

<sup>115</sup> BROWN. Op. cit., p. 595.

<sup>116</sup> EMPRESA PROVINCIAL DE ENERGÍA DE CÓRDOBA. Op. cit., p. 2.

grado de reducción la agitación de 800 RPM, como se observa en la gráfica 8. Para el proceso sin agitación se llegó a una concentración máxima de hipoclorito de 3.434 g/L en un tiempo de 25 minutos, mientras que al aplicar una agitación de 300 RPM y de 800 RPM se obtuvo una concentración de 3.871 g/L y de 3.984 g/L, respectivamente, en 20 minutos.

Gráfica 8. Variación del cloro libre con respecto a la agitación



Este comportamiento presentado contradice lo establecido anteriormente, en donde se había establecido que el proceso era más productivo cuando no se utilizaba agitación. Por un lado, la agitación promueve los fenómenos de transferencia de masa que ocurren al interior de un reactor<sup>117</sup>, permitiendo una mayor interacción de las moléculas que participan en las reacciones de formación del agente oxidante y el contacto de los iones cloruro con el ánodo, explicando el comportamiento presentado en la gráfica 8 en donde a mayor agitación mayor es la producción de hipoclorito. Por otro lado, cuando se aplica una alta agitación a un líquido con moléculas de gas en disolución, aumenta el movimiento de las moléculas gaseosas a través de la fase líquida, haciendo que aumente la energía cinética de dichas moléculas, y como resultado disminuya la solubilidad del gas en el agua<sup>118</sup>, esto conlleva a que para este proceso se pierda parte del cloro gaseoso producido en el ánodo y el cual es el encargado directamente de producir el agente desinfectante, evidenciándose la disminución de cloro libre al aumentar la agitación, como se observa en la gráfica 4.

### 3.4 VARIACIÓN DE LAS CONDICIONES DE OPERACIÓN

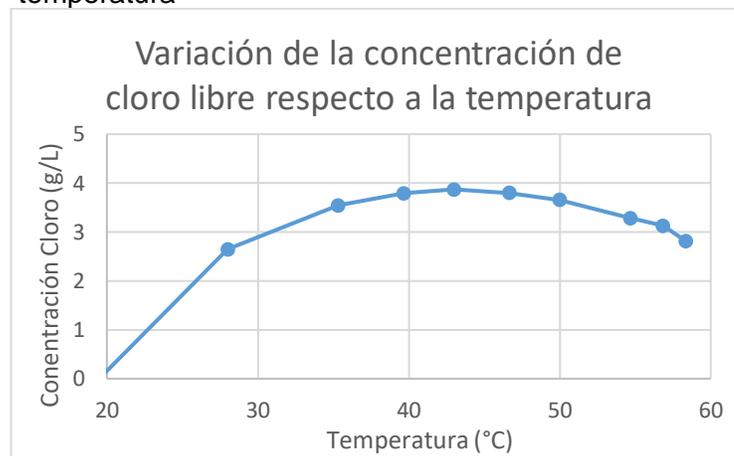
A lo largo del proceso experimental de la electrólisis de cloruro de sodio para la obtención de Hipoclorito de Sodio se tuvieron en consideración principalmente dos condiciones de operación las cuales sufrían una variación durante el desarrollo de la técnica, como lo son la temperatura y la diferencia del potencial eléctrico en la celda electrolítica. Por lo tanto, se estudia el comportamiento de estas condiciones frente a las variables de proceso, así como su efecto en la producción del compuesto de interés.

<sup>117</sup> GARCÍA, D.; JÁUREGUI, U. Hidrodinámica en tanques agitados con turbina de disco con paletas planas. En: Revista Facultad Ingeniería Universidad de Antioquia. Septiembre, 2006. no. 38, p. 99.

<sup>118</sup> Factors that affect rate of dissolving and solubility [online]. Disponible en: < [http://arthurscience.weebly.com/uploads/5/0/9/2/5092096/8.2\\_text\\_section.pdf](http://arthurscience.weebly.com/uploads/5/0/9/2/5092096/8.2_text_section.pdf)>

**3.4.1 Comportamiento de la temperatura.** Como se planteó en la selección de variables, la temperatura es considerada como una variable de control la cual puede afectar la concentración de cloro libre en el proceso. Para la prueba realizada en las condiciones seleccionadas para las variables de operación (concentración de sal, 27 g/L; intensidad de corriente, 4.84 A; agitación, 300 RPM) la temperatura aumentaba mientras aumentaba la concentración de cloro libre, sin embargo, al llegar a una temperatura de proceso de 40 °C se mantenía la concentración del agente desinfectante en aproximadamente 3.8 g/L, hasta llegar a una temperatura de 47 °C en donde empezaba a disminuir esta concentración. Lo anterior se debe a que cuando el hipoclorito de sodio en solución supera una temperatura de 40 °C se da lugar a reacciones secundarias en las cuales se descompone en iones clorato u oxígeno<sup>119</sup>, haciendo que su composición en la muestra disminuya. En la gráfica 9 se encuentra la variación de la concentración de cloro libre con respecto a la temperatura.

Gráfica 9. Variación del cloro libre con respecto a la temperatura



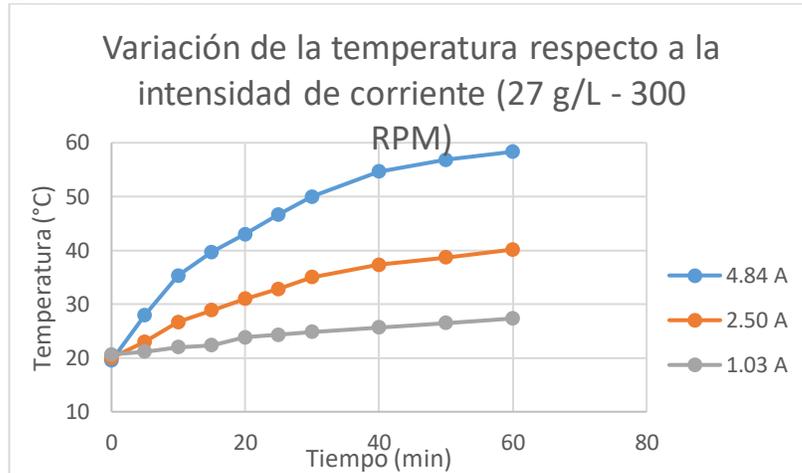
Al realizar una comparación de la temperatura del medio con relación a la intensidad de corriente aplicada, se evidencia que existe una relación directa entre este factor y el incremento de la temperatura durante el proceso; puesto que para una intensidad de corriente de 4.84 A el aumento de la temperatura fue hasta los 58 °C, para una intensidad de corriente de 2.50 A la temperatura máxima fue de 40 °C y para una intensidad de corriente de 1.03 A fue de 27 °C, como se evidencia en la gráfica 10. Este fenómeno se debe principalmente a dos factores, por un lado, se tiene que el proceso de formación de hipoclorito de sodio es de carácter exotérmico, lo cual conlleva a la liberación de energía en forma de calor; por el otro lado, en el proceso de electrólisis se debe tener en consideración el efecto Joule el cual establece que “la cantidad de calor producida, por el paso de una corriente eléctrica constante, es proporcional a la intensidad de corriente”<sup>120</sup>, como resultado del aumento de la energía cinética en los electrones por el efecto de una fuerza eléctrica, la cual provoca choques más enérgicos entre los electrones y los iones que conforman los electrodos, y así generando un aumento de la cinética media de vibraciones de los iones, la cual es proporcional a la temperatura<sup>121</sup>.

<sup>119</sup> RONCO. Op. cit., p. 15.

<sup>120</sup> SANTAMARÍA, Germán; CASTEJÓN, Agustín. Electrotecnia. Madrid: Editex, 2009. p. 31.

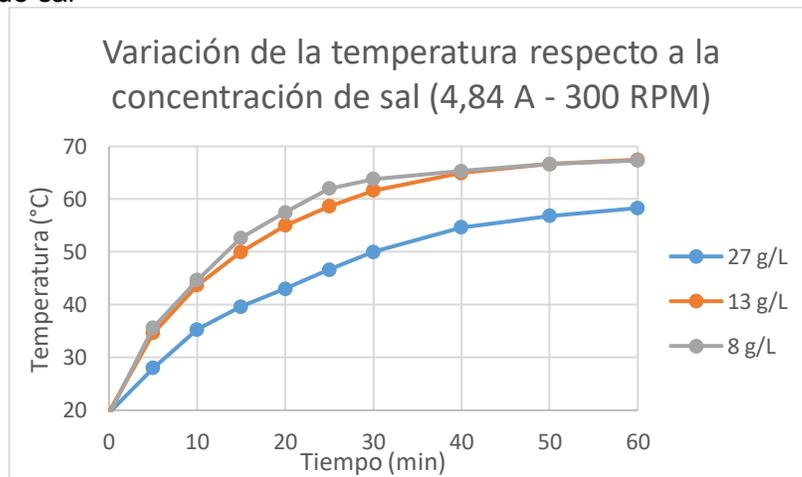
<sup>121</sup> FOUILLÉ, André. Compendio de Electrotecnia. Barcelona: Marcombo, 1979. p. 80.

Gráfica 10. Variación de la temperatura respecto a la intensidad de corriente



Otro aspecto a tener en cuenta es el comportamiento de la temperatura según la variación de la concentración de sal, en donde se presenta una relación inversa entre esta variable y el cambio de la temperatura en la celda. A partir de la gráfica 11, se puede concluir que cuando se opera con una concentración de sal de 27 g/L, la temperatura va a alcanzar un máximo de 58 °C, mientras que para concentraciones de 13 g/L y 8 g/L, la temperatura aumenta hasta los 67 °C y los 67.5 °C, respectivamente.

Gráfica 11. Variación de la temperatura respecto a la concentración de sal



**3.4.2 Comportamiento del potencial eléctrico.** El potencial eléctrico corresponde al trabajo consumido por el campo eléctrico para trasladar una carga de un punto a otro<sup>122</sup>, y depende de la cantidad de cargas eléctricas que se encuentran en movimiento dentro de un sistema, conocido como intensidad de corriente. Esta relación se fundamenta en la ley

<sup>122</sup> SERWAY, Raymond A; & JEWETT, Jhon W. Física para ciencias e ingeniería con Física Moderna, Volumen 2. Séptima edición. México: Cengage Learning, 2009. Pg. 693.

de Ohm la cual afirma que “la relación de corriente al campo eléctrico es una constante”<sup>123</sup> conocida como conductividad ( $\sigma$ ), por lo tanto, esta ley se puede expresar como:

$$\frac{I}{A} = \sigma E$$

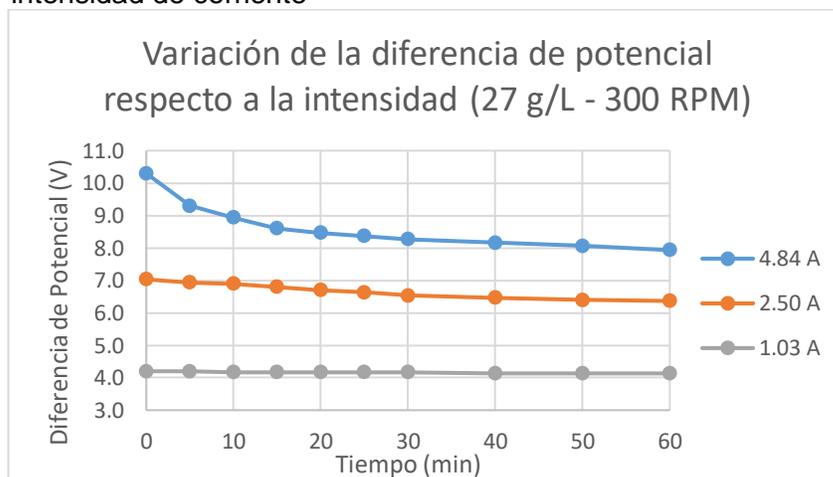
Teniendo en cuenta que  $\Delta V = E \cdot l$ , donde  $l$  corresponde a la longitud del material por donde se mueven los electrones, se puede relacionar la diferencia de potencial con la intensidad de corriente y la conductividad del medio, por medio de:

*Ecuación 23. Ley de Ohm*

$$\Delta V = \left( \frac{l}{\sigma A} \right) * I$$

Para el proceso de electrólisis, se estudió el comportamiento de la diferencia de potencial que sufre la celda a lo largo del desarrollo de la técnica; evidenciándose que es una condición que depende principalmente de la intensidad de corriente y la concentración de sal empelada. De modo que con relación a la intensidad de corriente, aplicando la ley de Ohm se puede inferir que hay una relación directa entre esta variable y la diferencia de potencial, donde a medida que aumenta la intensidad de corriente en la celda, la diferencia de potencial requerida para el proceso es mayor, como se evidencia en la gráfica 12.

*Gráfica 12. Variación del potencial eléctrico respecto a la intensidad de corriente*

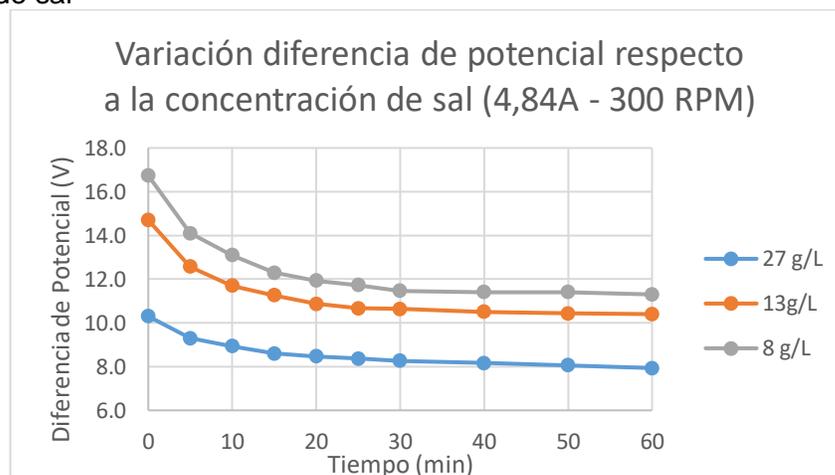


Por otra parte, la diferencia del potencial eléctrico en la celda también se ve influenciada por la concentración de sal en el electrolito, debido a que en un medio electrolítico se encuentran en disolución los iones que conforman la sal, los cuales son los encargados de transportar la corriente a través de la celda, y como resultado de esto a mayor concentración de iones disueltos, mayor será la conductividad en el medio<sup>124</sup>. Aplicando la ley de Ohm, cuando se presenta un aumento de esta propiedad hay una disminución en la diferencia de potencial, al estar relacionados de forma inversa, como se observa en la gráfica 13.

<sup>123</sup> SERWAY. Op. cit., p. 756.

<sup>124</sup> BROWN. Op. cit., p. 114.

Gráfica 13. Variación del potencial eléctrico respecto a la concentración de sal



### 3.5 CONSUMO DE CLORURO DE SODIO

Para determinar el consumo de cloruro de sodio en el proceso se plantea un balance de materia para esta sustancia en donde va a ser igual a la diferencia entre la concentración de cloruro de sodio del agua patrón con la cual se desarrolla la técnica y la concentración de esta sal después de haberse realizado el proceso.

*Ecuación 24.* Balance de materia cloruro de sodio

$$Entra = Sale + Consumo$$

$$Consumo = Entra - Sale$$

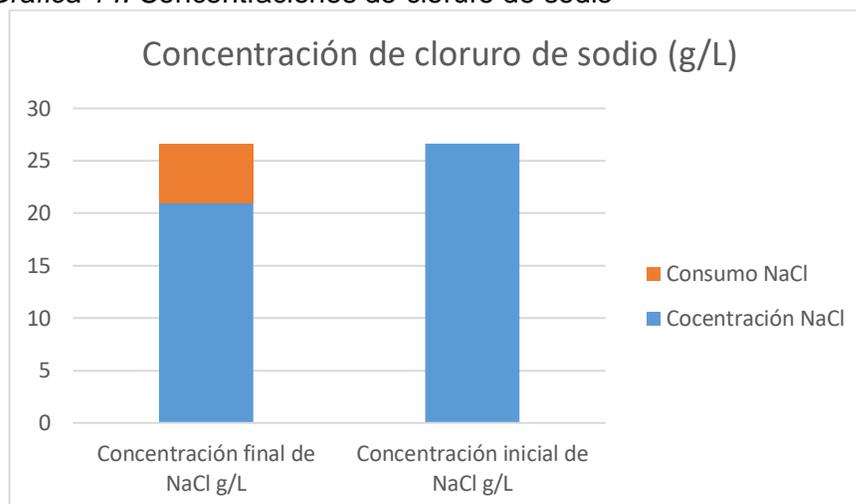
$$Consumo = 26.614 \frac{g}{L} - 20.967 g/L$$

$$Consumo = 5.648 g/L$$

En definitiva, el consumo de cloruro de sodio que se produjo durante el la electrólisis para este caso fue de 5.648 g/L. A partir de lo anterior, se puede establecer que el consumo de cloruro de sodio equivale al 21.2% del total de sal inicial presente en el electrólito, por lo que se podría entender que queda un 78.8% restante en la celda disponible para realizar procesos de electrólisis posteriores con el fin de aprovechar al máximo la materia prima no consumida.

A continuación, en la gráfica 14 se encuentra la relación entre la concentración inicial de sal presente en el electrolito y la concentración final de cloruro de sodio en la solución, así como el consumo originado durante el proceso.

Gráfica 14. Concentraciones de cloruro de sodio



### 3.6 ANÁLISIS TERMODINÁMICO Y CINÉTICO

Para realizar un análisis termodinámico y cinético de un proceso químico se requiere de un estudio de las reacciones químicas involucradas, así como de los parámetros que definen el comportamiento del sistema y los requerimientos energéticos que este tenga. De igual manera, al ser un proceso electroquímico se hace necesario el estudio de los fenómenos que relacionan la electricidad y las reacciones químicas que ocurren en los electrodos.

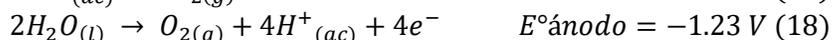
**3.6.1 Reacción de formación de cloro e hidrógeno gaseoso.** La reacción de formación del cloro e hidrógeno gaseoso es la reacción de oxidación-reducción que se da entre los electrodos de la celda, por lo tanto, es la reacción más importante que se da en el proceso debido a que realiza la formación de cloro gaseoso que posteriormente reaccionará en hipoclorito de sodio. Esta reacción tiene unas condiciones estándar que, con la variación de la temperatura y la concentración a través del tiempo, se modifican y es importante analizarlas para conocer el comportamiento de la reacción.

**3.6.1.1 Potencial de la celda y energía libre de Gibbs.** Dado que la electrólisis es el proceso en el que se consigue forzar una reacción de oxidación-reducción no espontánea mediante la aplicación de una fem adecuada, es necesario que el sistema al que se realiza la electrólisis sea conductor de la corriente. En caso contrario el circuito estaría abierto y la corriente no fluiría. Los compuestos iónicos, como el cloruro de sodio sólo conducen la corriente eléctrica cuando se encuentran fundidos o disueltos en agua<sup>125</sup>. Al colocar en una celda electrolítica una solución de cloruro de sodio, en cada electrodo hay dos posibles reacciones. Una disolución de cloruro de sodio contiene las especies  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$  y los iones hidronio ( $\text{H}^+$ ) e hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) provenientes del agua<sup>126</sup>. Las posibles ecuaciones químicas de la electrólisis del cloruro de sodio en disolución son:

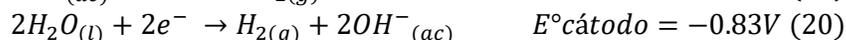
<sup>125</sup> INSTITUTO DE ENSEÑANZAS A DISTANCIA DE ANDALUCÍA, Propiedades de los compuestos iónicos, [online]. Disponible en: <[http://agrega.juntadeandalucia.es/repositorio/28012011/8b/es-an\\_2011012813\\_9111331/ODE-41e12ac3-e1c2-3ba6-85cc-b0557d87d6b2/4\\_qu\\_propiedades\\_presentan\\_los\\_compuestos\\_inicos.html](http://agrega.juntadeandalucia.es/repositorio/28012011/8b/es-an_2011012813_9111331/ODE-41e12ac3-e1c2-3ba6-85cc-b0557d87d6b2/4_qu_propiedades_presentan_los_compuestos_inicos.html)>

<sup>126</sup> BROWN. Op. cit., p. 813.

- Posibles reacciones en el ánodo:

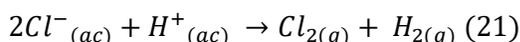


- Posibles reacciones en el cátodo:



La reacción que se llevará a cabo en el cátodo será aquella que requiera un menor potencial para su reducción, en consecuencia, se descarta la reducción del  $Na^{+}$  y se observa la producción de  $H_2$  (g), con la producción de un medio básico y la formación de  $NaOH$  (ac) al final de la electrólisis.

Se debe producir la reacción que requiera el menor potencial de oxidación en el ánodo, es decir, se debería favorecer la oxidación del agua, sin embargo, se observa que los valores de los potenciales de reducción son bastante cercanos y, en consecuencia, esta regla no se cumple en algunas celdas electrolíticas, debido más bien a factores cinéticos que a termodinámicos<sup>127</sup>. Así, se encuentra que ciertos electrodos favorecen la oxidación de  $Cl^{-}$  (ac) y forman  $Cl_2$  (g), en vez de realizarse la oxidación de agua con la producción de  $O_2$  (g) por lo que la reacción global resultante es la que produce hidrógeno y cloro gaseoso:



En los casos donde intervienen factores cinéticos se debe aplicar un sobrepotencial que permita la oxidación del agua a oxígeno, en general todas las reacciones que se realicen por medios electrolíticos requieren un sobrepotencial que asegure la reacción, un potencial más elevado al potencial de equilibrio y por lo tanto el sobrepotencial para la producción de oxígeno podría favorecer la producción de cloro si es muy grande<sup>128</sup>. Uno de los factores cinéticos que interviene en la reacción de la electrólisis es la cantidad de los agentes (oxidantes y reductores) presentes<sup>129</sup>.

Bajo condiciones no estándar, la concentración o la presión de las especies presentes alteran los potenciales necesarios para la electrólisis. Al comparar nuevamente la posible oxidación de  $Cl^{-}$  o del agua en la misma solución, se expresan tales oxidaciones mediante las siguientes ecuaciones de Nernst:

$$E_{Cl^{-}/Cl_2} = -1.36V + \left( \frac{2.303 * 8.314 \frac{J}{mol * K} * 298K}{2 * 96500 C/mol} \right) * \text{Log} \left( \frac{[Cl^{-}]^2}{p_{Cl_2}} \right)$$

<sup>127</sup> CEDRÓN, J.; LANDA, V.; ROBLES, J. Química general, Electrólisis de soluciones acuosas [online]. 2011. Disponible en: <<http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/433-electrolisis-de-soluciones-acuosas.html>>

<sup>128</sup> BROWN. Op. cit., p. 876.

<sup>129</sup> LOPEZ, Miller. Cinética electroquímica, 2006.

$$E_{H_2O/O_2} = -1.23V - \left( \frac{2.303 * 8.314 \frac{J}{mol * K} * 298K}{4 * 96500 \frac{C}{mol}} \right) * \text{Log}([H^+]^4 * p_{O_2})$$

Observamos que si la solución contiene una concentración muy baja de  $Cl^-$ , el potencial requerido para la oxidación de  $Cl^-$ , será mayor que 1,36 V, por lo tanto, se favorecería la oxidación del agua. Por el contrario, si se emplea una solución muy concentrada de  $Cl^-$ , se logra disminuir el valor del potencial requerido, y en este caso se observa la oxidación del  $Cl^-$  a  $Cl_2$  (g).

Para un proceso de electrólisis el potencial de celda se calcula de manera inversa que, en una celda galvánica, es decir, es la diferencia entre el potencial de reducción del ánodo y el cátodo debido al paso forzado que tienen los electrones al utilizar la corriente eléctrica<sup>130</sup>. Por lo tanto, las reacciones que se van a desarrollar en los electrodos son la oxidación de los iones cloruro en el ánodo y la reducción de la moléculas de agua en el cátodo.



Siendo así, el potencial de celda para el proceso de electrólisis de cloruro de sodio, en condiciones normales de temperatura y presión, tendría un valor de:

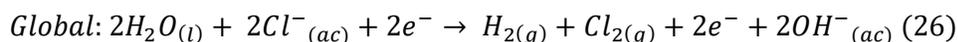
$$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{ánodo}} - E^\circ_{\text{cátodo}}$$

$$E^\circ_{\text{celda}} = -0.53V$$

Se observa que al obtener un signo negativo en el potencial de celda estándar la reacción tiende a ser no espontánea y es necesario una diferencia de potencial de celda de 0,53 V como mínimo para desarrollarla. A partir del potencial de celda estándar se calcula la energía libre de Gibbs estándar:

$$\Delta G^\circ = -n * F * E^\circ_{\text{celda}}$$

Para el cálculo de los electrones que tienen lugar en la reacción, n, se debe obtener la reacción global de la celda electrolítica:



En la reacción global tienen lugar dos electrones, por lo tanto la energía libre de Gibbs estándar que tiene este proceso es de:

---

<sup>130</sup> BROWN. Op. cit., p. 878.

$$\Delta G^\circ = -2 * 96500C/mol * -0.53 V$$

$$\Delta G^\circ = 102290 \frac{J}{mol} = 102.290 \frac{KJ}{mol}$$

Al obtener un valor positivo de la energía libre de Gibbs se aprecia también que la reacción no es espontánea a condiciones estándar, por lo tanto, es necesario utilizar un medio para el desarrollo de la reacción y es la utilización de energía eléctrica a través de la celda.

**3.6.1.2 Potencial de la celda y energía libre de Gibbs a condiciones no estándar.** Para el cálculo de la energía libre de Gibbs estándar se toma como concentración de 1M de la solución de cloruro de sodio, por tal motivo es necesario realizar una corrección de la energía libre de Gibbs a condiciones no estándar mediante la ecuación de Nernst y conocer la concentración inicial real de cloruro de sodio. La concentración teórica que se utilizaría serían 27g/L de agua, sin embargo, al realizar una estandarización de la solución mediante el método de Mohr se obtuvo que la concentración real de la solución son 26,6141 g por cada litro de agua, entonces la concentración de sal, en términos de molaridad, es:

$$\text{Molaridad NaCl} = \frac{26.6141 \text{ g/L}}{58.44 \text{ g/mol}} = 0.4554 \text{ M}$$

De la concentración real de cloruro de sodio es necesario hallar la cantidad de cloruro de sodio que aportará los cationes de sodio y los aniones de cloruro mediante una tabla de estequiometria o método ICE, la cual se encuentra en el cuadro 4.

Cuadro 4. Concentración de Na<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup>

Reacción	NaCl <sub>(s)</sub> [M]	Na <sup>+</sup> <sub>(ac)</sub> [M]	Cl <sup>-</sup> <sub>(ac)</sub> [M]
Inicial	0,4554	0	0
Cambio	(-)X	(+)X	(+)X
Equilibrio	5,16E-03	0,4502	0,4502
Keq	39,29		

Utilizando la ecuación de Nernst donde Q es el coeficiente de equilibrio de una reacción química es posible determinar el potencial de celda a condiciones no estándar:

$$Q = \frac{[OH^-]^2 [p_{H_2}] [p_{Cl_2}]}{[Cl^-]^2}$$

No se coloca la concentración inicial de agua por definición del coeficiente de equilibrio donde dice que para el cálculo se utilizan las concentraciones de compuestos en estado acuoso o gaseoso e ignorando las concentraciones en estado líquido o sólido (en abundancia) pues su cambio en concentración es despreciable<sup>131</sup>; para la determinación de la concentración inicial de hidroxilo (OH<sup>-</sup>) se determinó el pH inicial de la solución de cloruro de sodio 0.4554 M, presentando un valor de 6.98 el cual es similar al pH del agua debido a

<sup>131</sup> BROWN. Op. cit., p. 585.

que no hay presencia de ácidos o bases fuertes que puedan modificar este valor. Se sabe que el pH de una solución es la suma de las concentraciones de iones hidroxilo (OH<sup>-</sup>) e iones hidronio (H<sup>+</sup>):

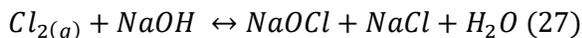
$$pH + pOH = 14$$

Para obtener la concentración de iones hidroxilo (OH<sup>-</sup>) e iones hidronio (H<sup>+</sup>) se determina la cantidad de pOH que se encuentra en el agua utilizando la fórmula anteriormente citada y de esta manera a través de la ecuación logarítmica del pOH es posible conocer la concentración de los iones hidroxilo, la cual para este caso de estudio es igual a  $9.5499 \cdot 10^{-8}$ . Reemplazando en la ecuación de Nernst se obtiene:

$$Q = \frac{[OH^-]^2 [p_{H_2}] [p_{Cl_2}]}{[Cl^-]^2}$$

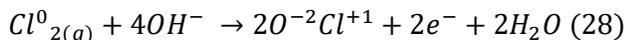
$$E = E^\circ - \frac{2.303RT}{nF} * \log Q$$

Para efectos de cálculo de las propiedades termodinámicas y las constantes cinéticas de la reacción, es necesario hallar el rendimiento de la reacción con respecto al tiempo; inmediatamente después de la reacción de formación del hidróxido de sodio, el medio básico de la solución por su formación genera el ion hipoclorito el cual reacciona con el hidróxido de sodio formando hipoclorito de sodio:

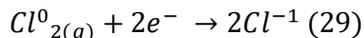


Esta es la reacción de producción del hipoclorito de sodio y se denomina reacción de dismutación o desproporción, donde un elemento es al mismo tiempo oxidado y reducido como es el caso del cloro gaseoso en esta reacción<sup>132</sup>, esto se puede evidenciar con la ecuación iónica ajustada, en donde el cloro se reduce para formar cloruro y al mismo tiempo se oxida para formar hipoclorito de la siguiente manera:

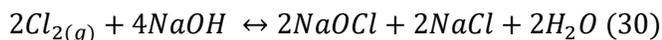
Oxidación:



Reducción:



Reacción global:




---

<sup>132</sup> BOLAÑOS CHOMBO, Vicente. Química analítica cualitativa (reacciones en solución). México: Universidad Autónoma del Estado de México, 2003. p 133.

Utilizando la primera ley de la electrólisis de Faraday la cual dice: “La masa de una sustancia depositada en un electrodo durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad transferida a este electrodo”<sup>133</sup> se puede obtener la concentración de iones hidroxilo que se oxida y los iones de cloruro que se reducen durante el proceso. Para determinar estas concentraciones, se requiere conocer la cantidad de carga eléctrica ( $Q'$ ) que pasa a través del circuito electroquímico cada instante de tiempo, la cual está definida por medio de la expresión:

$$Q' = I * t$$

$$Q' = 4.84A * 5min * \frac{60s}{1 min} = 1452 C$$

Asumiendo un rendimiento del 100% de la electrólisis se obtiene la concentración teórica de cloro gaseoso y las moles teóricas de este compuesto en la solución, las cuales se encuentran en la tabla 6.

Tabla 6. Moles de cloro gaseoso teóricas

Tiempo (min)	Concentración de $Cl_2$ (teórica)	Moles de $Cl_2$ (teóricos)
0	0	0
5	0,0301	0,0075
10	0,0602	0,0151
15	0,0904	0,0226
20	0,1206	0,0301
25	0,1508	0,0377
30	0,1810	0,0452
40	0,2414	0,0604
50	0,3019	0,0755
60	0,3624	0,0906

$$1452C * \frac{1 mol de e^-}{96500C} * \frac{1 mol de Cl_{2(g)}}{2 mol de e^-} = 7.5233x10^{-3} mol Cl_{2(g)}$$

$$\frac{7.5233x10^{-3} mol Cl_{2(g)}}{0.2499 L} = 0.03015 M de Cl_{2(g)}$$

El cloro gaseoso es determinante para la reacción de formación de hipoclorito de sodio, por lo tanto si no se genera cloro el hipoclorito de sodio no se formará y según la estequiometría de la reacción de hipoclorito de sodio balanceada, por cada mol de cloro gaseoso generado se formará una mol de hipoclorito de sodio, por lo tanto, la producción de hipoclorito estaría reflejada en la tabla 7.

<sup>133</sup> POSADAS. Op. cit., p. 21.

Tabla 7. Moles de hipoclorito de sodio teóricas.

Tiempo (min)	Concentración de ClO <sup>-</sup> (teórica)	Moles de ClO <sup>-</sup> (teóricos)
0	0	0
5	0,0075	0,0075
10	0,0151	0,0151
15	0,0226	0,0226
20	0,0301	0,0301
25	0,0377	0,0377
30	0,0452	0,0452
40	0,0604	0,0604
50	0,0755	0,0755
60	0,0906	0,0906

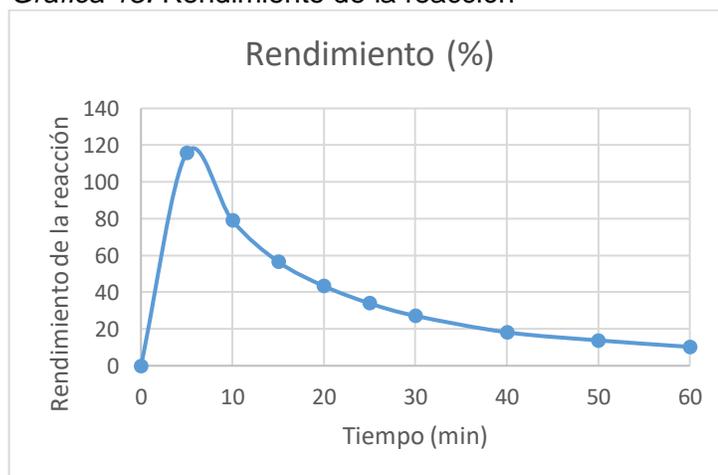
De la tabla 7 se infieren las moles de hipoclorito de sodio teóricas que se generarían con respecto al cloro gaseoso generado por la ley de Faraday; sin embargo, utilizando el método colorimétrico de la DPD se obtuvo la cantidad de iones hipoclorito de sodio generado en determinado tiempo. De esta forma, comparando la cantidad de moles de hipoclorito de sodio formadas en el proceso con las moles teóricas se puede calcular el rendimiento de la reacción para cada tiempo, como se evidencia en la tabla 8.

Tabla 8. Rendimiento de la reacción con respecto al tiempo.

Tiempo (min)	Moles de ClO <sup>-</sup> (teóricos)	Moles de ClO <sup>-</sup> (reales)	Rendimiento (%)
0	0	0	0
5	0,0075	0,0087	115,7
10	0,0151	0,0119	78,97
15	0,0226	0,0128	56,58
20	0,0301	0,0131	43,36
25	0,0377	0,0128	33,97
30	0,0452	0,0123	27,15
40	0,0604	0,0110	18,20
50	0,0755	0,0104	13,80
60	0,0906	0,0093	10,27

Al graficar el rendimiento de la reacción de formación de hipoclorito de sodio con respecto al tiempo se obtiene la gráfica 15.

Gráfica 15. Rendimiento de la reacción



El comportamiento de la celda electrolítica en cuanto a su rendimiento es el esperado, dado que a medida que transcurre la reacción va disminuyendo hasta que llega a cero por el fin de la reacción electrolítica, es decir, el momento que la reacción ha alcanzado su equilibrio y, por lo tanto, como se conoce en términos generales, la celda muere<sup>134</sup>.

Teóricamente la concentración de cloro gaseoso aumenta con el paso del tiempo por lo tanto la concentración de hipoclorito debe comportarse igual, en el comportamiento real la concentración del hipoclorito disminuye y se creería que la producción de cloro gaseoso también, sin embargo, la reacción predominante en la celda es la de oxidación-reducción y siempre se estará produciendo cloro gaseoso e hipoclorito, pero debido a condiciones de temperatura se generan reacciones indeseables.

A medida que la reacción transcurre las condiciones estándar siguen variando con el tiempo puesto que las concentraciones de los reactivos van disminuyendo y la de los productos aumentando, además se evidencia un incremento de temperatura, utilizando la ecuación de Nernst se puede determinar el cambio del potencial de celda con la temperatura y concentraciones de los reactivos y los productos. La concentración de cloruro con respecto al tiempo tiende a disminuir porque a medida que transcurre la reacción se van consumiendo para generar iones hipoclorito, por lo tanto, para determinar el consumo se utilizó la diferencia entre los cloruros iniciales y la producción de hipoclorito que es proporcional al consumo de cloruros:

$$[Cl^-](t) = \left( \frac{gCl^-(0) - gCl^- \text{ consumidos}(t)}{P.M \ Cl^- * Vsln} \right)$$

$$[Cl^-](300) = \left( \frac{16.1456g - 2.4322}{35.453 \frac{g}{mol} * 0.2499L} \right) = 1.5478 \text{ M}$$

<sup>134</sup> UNIVERSIDAD NACIONAL DE MÉXICO, Departamento de química, Termodinámica electroquímica [online]. Disponible en: <[http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/ApuntesUnidad3\\_24936.pdf](http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/ApuntesUnidad3_24936.pdf)>

Utilizando la ley de Faraday, la concentración de hidroxilo (OH<sup>-</sup>) en el tiempo se puede determinar por medio de la expresión:

$$1452C * \frac{1 \text{ mol de } e^-}{96500C} * \frac{2 \text{ mol de } OH^-_{(ac)}}{2 \text{ mol de } e^-} = 0.01504 \text{ mol } OH^-_{(ac)}$$

$$\frac{7.5233 \times 10^{-3} \text{ mol } Cl_{2(g)}}{0.2499 \text{ L}} = 0.06021 \text{ M de } OH^-_{(ac)}$$

El tiempo se utiliza en segundos y la variación del volumen se debe a la toma de muestras durante cada intervalo de tiempo, es necesario multiplicar la concentración de cloro gaseoso hallado con la ley de Faraday con el rendimiento en el tiempo respectivo. En la tabla 9 se encuentra la variación del potencial de celda durante el proceso.

Tabla 9. Variación del potencial de celda

Tiempo (s)	Temperatura (K)	Concentración Cl <sup>-</sup> [M]	Concentración OH <sup>-</sup> [M]	Concentración Cl <sub>2</sub> y H <sub>2</sub> [M]	E celda (V)
0	292,65	1,8216	0	0	-0,1828
300	301,15	1,5238	0,0602	0,0348	-0,3590
600	308,48	1,4234	0,1205	0,0476	-0,3834
900	312,82	1,3955	0,1808	0,0511	-0,3948
1200	316,15	1,3871	0,2411	0,0523	-0,4019
1500	319,82	1,3961	0,3015	0,0512	-0,4059
1800	323,15	1,4132	0,3620	0,0491	-0,4082
2400	327,82	1,4552	0,4828	0,0439	-0,4106
3000	329,98	1,4739	0,6038	0,0417	-0,4143
3600	331,48	1,5098	0,7248	0,0372	-0,4150

De la tabla 9 se puede observar que el potencial de celda en el desarrollo de la electrólisis es menor al potencial de celda estándar (-0,53 V), durante el desarrollo de la reacción el potencial de celda se hace más negativo hasta alcanzar el equilibrio para la reacción, es decir, el potencial de celda tiende a disminuir hasta llegar a un valor de -0.53 V. A partir de los datos del potencial de celda se puede obtener la energía libre de Gibbs para distintas temperaturas utilizando la siguiente ecuación y cuyos resultados están en la tabla 10.

$$\Delta G = -n * F * E_{celda}$$

Tabla 10. Cambio de la energía libre de Gibbs.

Tiempo (s)	Temperatura (K)	E celda (V)	ΔG (KJ/mol)
0	292,65	-0,1828	35,2796
300	301,15	-0,3590	69,2945
600	308,48	-0,3834	73,9961
900	312,82	-0,3948	76,1897
1200	316,15	-0,4019	77,5737

Tabla 10. (Continuación)

Tiempo (s)	Temperatura (K)	E celda (V)	$\Delta G$ (KJ/mol)
1500	319,82	-0,4059	78,3316
1800	323,15	-0,4082	78,7769
2400	327,82	-0,4106	79,2371
3000	329,98	-0,4143	79,9503
3600	331,48	-0,4150	80,1015

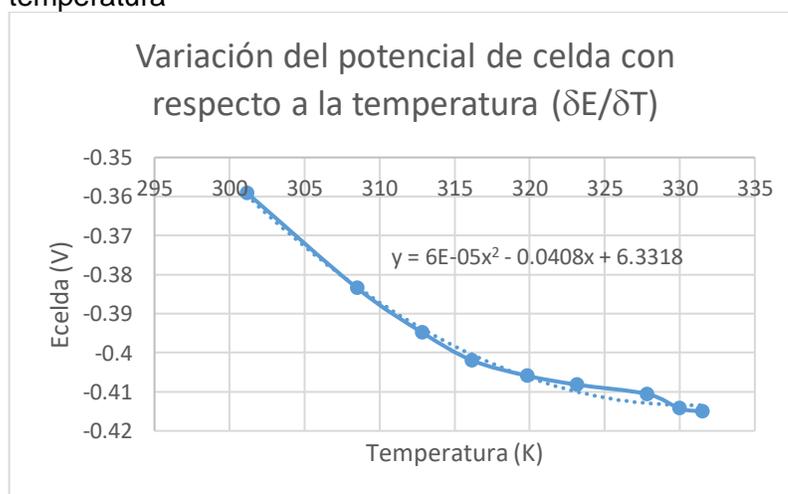
De la misma manera que con el potencial de celda, la energía libre de Gibbs de la reacción disminuye en los minutos iniciales del proceso, pero a medida que transcurre la reacción aumenta hasta el valor de 102.29 KJ/mol, el cual corresponde a la energía libre de Gibbs en condiciones estándar.

**3.6.1.3 Cambio de la entalpía de reacción.** Además de conocer la naturaleza de la reacción en cuanto a la espontaneidad, es importante determinar si la reacción es exotérmica o endotérmica, es decir, si libera calor o por el contrario necesita calor para llevarse a cabo. Para determinar el cambio de la entalpía de la reacción a distintas temperaturas se tiene la expresión:

$$\Delta H = -nF \left[ T \left[ \frac{\delta E}{\delta T} \right]_p - E_{celda} \right]$$

Para desarrollar esta ecuación es necesario obtener la variación del potencial de celda con respecto a la temperatura, si bien se puede derivar la ecuación de Nernst para hacerlo o algunos autores<sup>135</sup> sugieren para métodos experimentales graficar la variación del potencial de celda con respecto a la temperatura, la cual se encuentra en la gráfica 16.

Gráfica 16. Variación del potencial de celda con respecto a la temperatura



<sup>135</sup> UNIVERSIDAD NACIONAL DE MÉXICO, Fuerza electromotriz y potenciales estándar, online. En: <depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/FUERZAELECTROMOTRIZYPOTENCIALESTANDAR.pdf>

A partir de esta grafica se obtiene el polinomio que representa la variación del potencial de celda con respecto a la temperatura, el cual queda expresado como:

$$\frac{\delta E}{\delta T} = 6 \times 10^{-5} * T^2 - 0,0408 * T + 6,3318$$

Este polinomio es el comportamiento del potencial de celda con respecto a la variación de temperatura del sistema a presión constante  $[\delta E / \delta T]_p$ , y del cual se puede obtener la entalpía de la reacción a distintas temperaturas, que se presenta en la tabla 11.

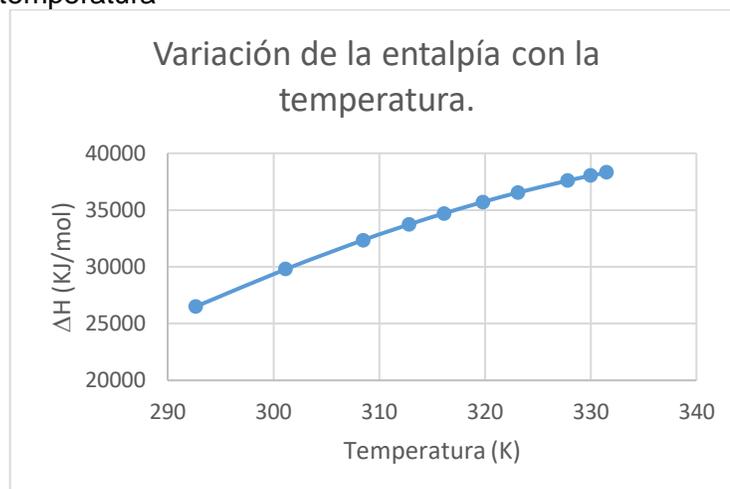
Tabla 11. Cambio de la entalpía durante la electrólisis

Tiempo (s)	Temperatura (K)	$[\frac{\delta E}{\delta T}]_p$ (V/K)	$\Delta H$ (KJ/mol)
0	292,65	-0,4697	26492,8
300	301,15	-0,5136	29784,5
600	308,48	-0,5446	32350,1
900	312,82	-0,5599	33724,8
1200	316,15	-0,5701	34706,4
1500	319,82	-0,5798	35707,0
1800	323,15	-0,5872	36541,5
2400	327,82	-0,5953	37584,2
3000	329,98	-0,5982	38016,2
3600	331,48	-0,5998	38295,9

Al obtener valores positivos del cambio de entalpía a diferentes temperaturas se deduce que la reacción de oxidación-reducción es una reacción de carácter endotérmico y por lo tanto para el desarrollo de la reacción absorbe calor del entorno. A medida que la temperatura aumenta, incrementa el cambio de entalpía generando que cada vez se necesite absorber más calor para desarrollar la reacción, esto se puede tener una explicación en que con el transcurso de la reacción la celda se acerca cada vez más al equilibrio y por lo tanto requerirá más energía para desarrollarse. Este comportamiento se puede evidenciar en la gráfica 17.

El aumento de la temperatura no deja alcanzar el equilibrio puesto que lo desplaza a medida que aumenta hacia los reactivos favoreciendo los productos, esto se puede argumentar con la variación del potencial de celda, en donde si  $E > E^\circ$  la relación  $C_{ox}/C_{red}$  debe aumentar y una corriente anódica neta fluirá hacia el electrodo para convertir  $H_2$ ; en cambio si  $E < E^\circ$  la relación  $C_{ox}/C_{red}$  debe disminuir y una corriente catódica neta fluirá desde el electrodo hacia la disolución para convertir  $Cl_2$ . Otro factor importante es la corriente constante que se está manejando, la corriente es la que fuerza la reacción de electrólisis y tiende a disminuir a medida que se va llegando al equilibrio en condiciones donde no se tiene controlado; como en este caso la corriente no varía, técnicamente siempre se está generando cloro gaseoso y favoreciéndose la reacción, sin embargo factores como el aumento de la temperatura, las reacciones indeseables y el cambio del potencial de celda son los encargados de que no sea así.

Gráfica 17. Variación de la entalpía con respecto a la temperatura



Adicionalmente, con el polinomio hallado se puede calcular la entalpía de la reacción a condiciones estándar utilizando el potencial de celda estándar de -0.53 V y la temperatura de 298 K, dando como resultado la entalpía de reacción a condiciones normales presentado en la tabla 12.

Tabla 12. Entalpía a condiciones estándar.

Temperatura (K)	$\left[\frac{\delta E}{\delta T}\right]_p$ (V/K)	ΔH (KJ/mol)
298,15	-0,4991	34436,9

Para condiciones estándar de temperatura y potencial estándar, la entalpía estándar de reacción implica grandes cantidades de energía para su desarrollo y como se evidenció en la tabla 11 el incremento de la temperatura aumenta la energía necesaria, aun así, la intensidad de corriente hace que la reacción se lleve a cabo.

**3.6.1.4 Cambio de la capacidad calorífica de reacción.** Se conoce que la reacción de formación de cloro e hidrógeno gaseoso es una reacción endotérmica y la entalpía aumenta con la temperatura, por otro lado, se puede conocer la cantidad de energía que necesita absorber un kilogramo de solución para aumentar su temperatura un grado o mejor conocido como la capacidad calorífica. Para calcular el cambio de la capacidad calorífica,  $\Delta C_p$ , se puede utilizar el polinomio hallado para la variación del potencial de celda y derivarlo con respecto a la temperatura, obteniendo el cambio de la capacidad calorífica como se ve en la tabla 13.

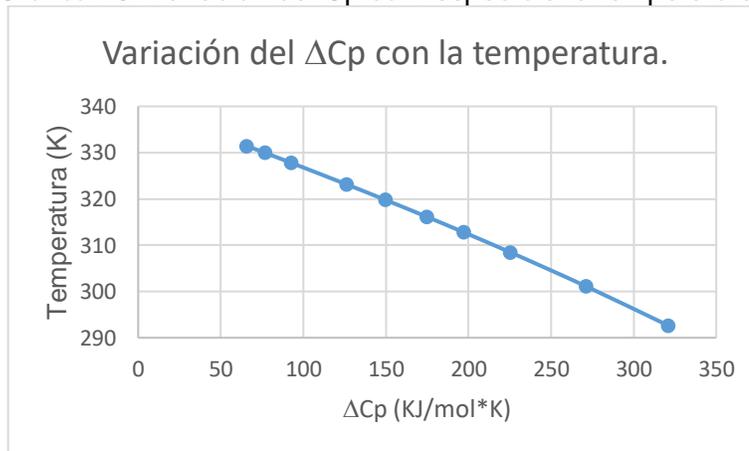
$$\frac{\delta^2 E}{\delta T^2} = 1,2 \times 10^{-4} * T - 0,0408$$

Tabla 13. Cambio del Cp durante el desarrollo de la electrólisis

Tiempo (s)	Temperatura (K)	$\left[\frac{\delta^2 E}{\delta T^2}\right]_p$ (V/K)	$\Delta C_p$ (KJ/Kg*K)
0	292,65	-0,0057	320,9
300	301,15	-0,0047	271,0
600	308,48	-0,0038	225,2
900	312,82	-0,0033	196,9
1200	316,15	-0,0029	174,6
1500	319,82	-0,0024	149,5
1800	323,15	-0,0020	126,1
2400	327,82	-0,0015	92,50
3000	329,98	-0,0012	76,55
3600	331,48	-0,0010	65,38

Se obtiene que para las diferentes temperaturas manejadas en la celda electrolítica la variación del Cp disminuye con el tiempo, de manera que durante el desarrollo de la reacción a temperaturas más elevadas la reacción necesita absorber menos energía para subir su temperatura un grado. En la gráfica 18 se observa este comportamiento.

Gráfica 18. Variación del Cp con respecto a la temperatura



**3.6.1.5 Constantes de los electrodos y velocidad de reacción.** Ahora bien, conociendo los requerimientos energéticos que demanda la reacción para su desarrollo, es necesario saber a qué velocidad transcurre la reacción y como se ve afectada con la temperatura. Para esto, la velocidad de la reacción de oxidación-reducción está dada por la ecuación:

$$i = \frac{I}{A} = \vec{i} - \tilde{i} = nF(K_f C_O - K_r C_R)$$

En este tipo de reacciones la velocidad de la reacción es dominada por la corriente neta que se aplique para el desarrollo de la electrólisis, que para este caso se mantuvo constante en 4.84 A, por lo tanto, la velocidad para cada tiempo también permanece constante como se evidencia en la tabla 14.

$$v = \frac{I}{nF}$$

$$v = \frac{4.84A}{2 * 96500 \frac{C}{mol}} = 2.5077 \times 10^{-5} \frac{mol}{A}$$

Tabla 14. Velocidad de reacción en el proceso de electrólisis

Tiempo (s)	Velocidad (mol/A)
0	2,507E-05
300	2,507E-05
600	2,507E-05
900	2,507E-05
1200	2,507E-05
1500	2,507E-05
1800	2,507E-05
2400	2,507E-05
3000	2,507E-05
3600	2,507E-05

Mediante la ecuación de Arrhenius y Faraday se pueden obtener las constantes de equilibrio ( $k$ ) y las constantes catódicas ( $k_f$ ) y anódicas ( $k_r$ ), por medio de las ecuaciones de velocidad del cátodo deducida de la ecuación de Faraday ( $R_F$ ) y la ecuación de velocidad del ánodo deducida de la ecuación de Arrhenius ( $R_A$ ). Para realizar este análisis se debe tener en cuenta la densidad de corriente ( $i$ ) aplicada al proceso y el valor de la constante de velocidad electroquímica ( $\gamma_o$ ). Las expresiones necesarias para el cálculo de todos los parámetros cinéticos de una reacción electroquímica se encuentran en la sección 1.5.9.1. Como primer paso, se determina la constante de velocidad  $\gamma_o$  por medio de la expresión:

$$\gamma_o = \frac{i}{\exp\left(-\frac{\Delta G^*}{RT}\right)}$$

Una vez hallado  $\gamma_o$ , se utiliza para hallar la constante  $\gamma_a$  ( $\gamma_a = A_w \gamma_o/nF$ ) y de esa manera hallar los valores de la velocidad de reacción en el cátodo y en el ánodo, de acuerdo con las ecuaciones 13 y 14, respectivamente. En la tabla 15 se tienen los resultados del cálculo de los valores de estos parámetros.

Tabla 15. Parámetros de las ecuaciones de Arrhenius y Faraday

Tiempo (s)	$\gamma_o$	$\gamma_a$	$R_F$	$R_A$
0	24,48	133270,77	1,235E-05	1,235E-05
300	1,292E+07	7,033E+10	1,235E-05	1,235E-05
600	4,184 E+07	2,278E+11	1,235E-05	1,235E-05

Tabla 15. (Continuación)

Tiempo (s)	$\gamma_o$	$\gamma_a$	$R_F$	$R_A$
900	6,521 E+07	3,550E+11	1,235E-05	1,235E-05
1200	8,107 E+07	4,414E+11	1,235E-05	1,235E-05
1500	7,686 E+07	4,184E+11	1,235E-05	1,235E-05
1800	6,695 E+07	3,644E+11	1,235E-05	1,235E-05
2400	5,221 E+07	2,842E+11	1,235E-05	1,235E-05
3000	5,594 E+07	3,046E+11	1,235E-05	1,235E-05
3600	5,180 E+07	2,820E+11	1,235E-05	1,235E-05

Las velocidades netas de reacción para cada electrodo  $R_f$  y  $R_r$  son iguales, esto debido a que estas velocidades dependen de la densidad de corriente y su variación en el tiempo, en un proceso donde la densidad de corriente es constante el sistema tendrá una corriente anódica y una corriente catódica igual una de la otra con el objetivo de estabilizar el sistema y se encontrará en desequilibrio, mientras que si la densidad de corriente no permanece constante las velocidades de cada electrodo serán diferentes e intentaran mantenerse en equilibrio.

Como se mencionó anteriormente, el potencial de celda negativo hace que la reacción se encuentre favorecida hacia los productos eso gracias a la corriente constante que se maneja durante todo el proceso. Para calcular el cambio de la energía libre de Gibbs en cada electrodo se utiliza el potencial estándar de reducción de cada electrodo por separado, inicialmente para hallar el potencial estándar de la celda se utilizaron potenciales estándar de reducción para cada electrodo de acuerdo con la reacción que allí sucediera, con esos valores se obtiene la tabla 16.

Tabla 16. Cambio de energía de Gibbs con respecto al cátodo (f) y al ánodo (r)

Tiempo (s)	$\Delta G_f$ (J/mol)	$\Delta G_r$ (J/mol)
0	-124910,4331	-227200,4331
300	-90895,5242	-193185,5242
600	-86193,9133	-188483,9133
900	-84000,3156	-186290,3156
1200	-82616,2678	-184906,2678
1500	-81858,3904	-184148,3904
1800	-81413,0903	-183703,0903
2400	-80952,8877	-183242,8877
3000	-80239,7146	-182529,7146
3600	-80088,4696	-182378,4696

Una vez halladas las diferencias de energía libre de Gibbs de cada electrodo se multiplican por el sobrepotencial que sufre cada electrodo en la celda obteniendo la tabla 17, que al utilizar una corriente constante, el sobrepotencial de los electrodos es el mismo para cada energía libre de Gibbs.

Tabla 17. Parámetros de las ecuaciones de Arrhenius y Faraday

Tiempo (s)	$\Delta G^*_f$ (J/mol)	$\Delta G^*_r$ (J/mol)
0	-158415,6497	-193695,2166
300	-107393,2863	-176687,7621
600	-100340,8699	-174336,9566
900	-97050,4734	-173240,1578
1200	-94974,4018	-172548,1339
1500	-93837,5856	-172169,1952
1800	-93169,6355	-171946,5451
2400	-92479,3316	-171716,4439
3000	-91409,5719	-171359,8573
3600	-91182,7044	-171284,2348

Se reemplazan los valores en la ecuación 20 y 21 para obtener la constante catódica y la constante anódica, adicionalmente se puede calcular la constante en el equilibrio para la reacción, dando como resultado lo expuesto en la tabla 18.

Tabla 18. Constantes catódica y anódica

Tiempo (s)	Temperatura (K)	$\ln k_f$	$\ln k_r$	$k_f$	$k_r$	K
0	292,65	-62,64	-104,7	6,248E-28	3,447E-46	6,248E-28
300	301,15	-47,61	-88,46	2,114E-21	3,822E-39	2,114E-21
600	308,48	-44,91	-84,79	3,134E-20	1,496E-37	3,134E-20
900	312,82	-43,60	-82,93	1,160E-19	9,626E-37	1,160E-19
1200	316,15	-42,73	-81,65	2,762E-19	3,468E-36	2,762E-19
1500	319,82	-42,09	-80,56	5,266E-19	1,033E-35	5,266E-19
1800	323,15	-41,60	-79,68	8,538E-19	2,491E-35	8,538E-19
2400	327,82	-41,00	-78,54	1,556E-18	7,806E-35	1,556E-18
3000	329,98	-40,55	-77,83	2,453E-18	1,574E-34	2,453E-18
3600	331,48	-40,36	-77,48	2,958E-18	2,247E-34	2,958E-18

Como las constantes catódica y anódica están en función de la ecuación de Arrhenius y el cambio de la energía libre de Gibbs, la temperatura está directamente relacionada con el cambio de la constante y por lo tanto el cambio de densidad de corriente que sufre un electrodo, adicionalmente también están en función de la corriente que fluye en la celda y del número de electrones que se transfieren en dicha reacción, entonces la naturaleza de la reacción de óxido-reducción también es determinante en el proceso.

Es evidente en la tabla 19 que las constantes catódicas a diferentes temperaturas son mayores que las constantes anódicas por lo tanto la reacción se desarrolla de manera directa, pero a medida que se va desarrollando la reacción de oxidación-reducción en la celda, la diferencia entre las dos constantes va disminuyendo dando a entender que la velocidad de reacción en cada electrodo disminuye con el paso del tiempo.

Tabla 19. Diferencia entre las constantes catódicas y anódicas

Tiempo (s)	$k_f$	$k_r$	Diferencia
0	6,248E-28	3,447E-46	6,245E-28
300	2,114E-21	3,822E-39	2,114E-21
600	3,134E-20	1,496E-37	3,134E-20
900	1,160E-19	9,626E-37	1,160E-19
1200	2,762E-19	3,468E-36	2,762E-19
1500	5,266E-19	1,033E-35	5,266E-19
1800	8,538E-19	2,491E-35	8,538E-19
2400	1,556E-18	7,806E-35	1,556E-18
3000	2,453E-18	1,574E-34	2,453E-18
3600	2,958E-18	2,247E-34	2,958E-18

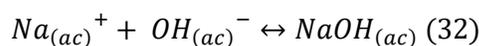
Durante el desarrollo de un proceso electroquímico existen tres fenómenos importantes en cuanto a la transferencia de masa, la reacción se da por mecanismos diferentes, migración por la diferencia de potencial que se encuentra presente en la celda, posteriormente se empieza a originar un gradiente de concentración en la celda, específicamente en las paredes de los electrodos por lo tanto las moléculas empiezan a moverse por difusión equilibrando el sistema y el tercer fenómeno es la convección que se realiza por medios mecánicos o en este caso la celda realiza un burbujeo por el desprendimiento de hidrogeno y este, al ser un compuesto apolar necesita buscar vías de escape que generan la agitación suave del sistema<sup>136</sup>.

Cuando se agrega agitación al sistema electrolítico se incrementa la transferencia de masa ayudando a las moléculas a desplazarse desde un electrodo hasta otro donde luego se realiza el intercambio de electrones, con una agitación de 300 RPM el proceso se ve positivamente afectado, no obstante, una agitación de 800 RPM es contraproducente debido al desorden molecular que genera, es decir, se incrementa tanto la agitación que no se logra crear con eficiencia una capa difusora sobre la superficie del electrodo alterando el mecanismo de la reacción.

**3.6.2 Reacción de formación de hidróxido de sodio.** Durante el desarrollo del proceso de electrólisis, los cationes sodio ( $\text{Na}^+$ ) y los aniones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) se unen formando hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) en condiciones acuosas asegurando un medio básico para el desarrollo de la reacción y como se mencionó anteriormente en la figura 17, asegurando el pH para la formación del ion hipoclorito y no el ácido hipocloroso. Además de generar un medio básico para la reacción, la formación de hidróxido de sodio tiene otras implicaciones como el aumento o disminución de la temperatura dependiendo la entalpía de la reacción y su espontaneidad.

**3.6.2.1 Energía libre de Gibbs y entalpía estándar.** Para la reacción de formación de hidróxido de sodio en condiciones estándar de temperatura y presión, se puede hallar el cambio de la energía libre de Gibbs del aporte de cada uno de los productos y los reactivos con la siguiente expresión:

<sup>136</sup> UNIVERSIDAD DE ALICANTE, Cinética electroquímica [online]. Disponible en: <<https://rua.ua.es/dspace/bitstream/10045/8229/1/CorrTema3.pdf>>



$$\Delta G_r^{\circ} = \sum n_p * G^{\circ}_{Productos} - \sum n_p * G^{\circ}_{Reactivos}$$

Utilizando la energía libre de Gibbs para cada compuesto del anexo H, se puede obtener el cambio de energía libre de Gibbs para la reacción de formación de hidróxido de sodio, teniendo en cuenta que  $n$  corresponde al coeficiente estequiométrico de cada componente; por lo cual la energía libre de Gibbs estándar de la reacción sería:

$$\Delta G_r^{\circ} = n\Delta G^{\circ}NaOH_{(ac)} - n\Delta G^{\circ}Na^{+}_{(ac)} - n\Delta G^{\circ}OH^{-}_{(ac)}$$

$$\Delta G_r^{\circ} = -419.1698 \frac{KJ}{mol} - (261.87 + 157.3) \frac{KJ}{mol}$$

$$\Delta G_r^{\circ} = 0.0002 \frac{KJ}{mol}$$

La reacción de formación de hidróxido de sodio está ligeramente desplazada del equilibrio siendo una reacción no espontánea a condiciones estándar, sin embargo, como no es un valor muy grande un ligero cambio en el equilibrio produce una reacción espontánea. Para determinar el cambio de la entalpía se hace de forma similar; no obstante, se utilizan las entalpías de formación estándar de cada componente para determinarla:

$$\Delta H_r^{\circ} = n\Delta H_f^{\circ}NaOH_{(ac)} - n\Delta H_f^{\circ}Na^{+}_{(ac)} - n\Delta H_f^{\circ}OH^{-}_{(ac)}$$

$$\Delta H_r^{\circ} = -469.5954 \frac{KJ}{mol} - (239.7 + 229.94) \frac{KJ}{mol}$$

$$\Delta H_r^{\circ} = 0.0446 \frac{KJ}{mol}$$

Una entalpía de reacción positiva indica que la reacción es endotérmica a condiciones estándar, por lo tanto, para la reacción de electrólisis se ve beneficiada por el aumento de temperatura de la celda gracias al desprendimiento de energía de la reacción de oxidación-reducción.

**3.6.2.2 Entalpía a condiciones no estándar.** Como pudo evidenciar anteriormente, la temperatura en la celda electrolítica no es constante y es necesario hacer una corrección de la entalpía de la reacción de formación de NaOH en función de la temperatura, la cual se determina mediante un polinomio que relaciona el cambio de la capacidad calorífica de la reacción en función de la temperatura.

$$\Delta H_r(T) = \Delta H_r^{\circ} + \int_{298}^T Cp dT$$

$$Cp = A + BT + CT^2 + DT^2$$

Resolviendo la integral, la expresión de la entalpía de formación de hidróxido de sodio a condiciones no estándar quedaría expresada de la siguiente manera:

$$\Delta H_r(T) = \Delta H_r^\circ + A(T_2 - 298) + \frac{B}{2}(T_2^2 - 298^2) + \frac{C}{3}(T_2^3 - 298^3) - \frac{D}{(T_2 - 298)}$$

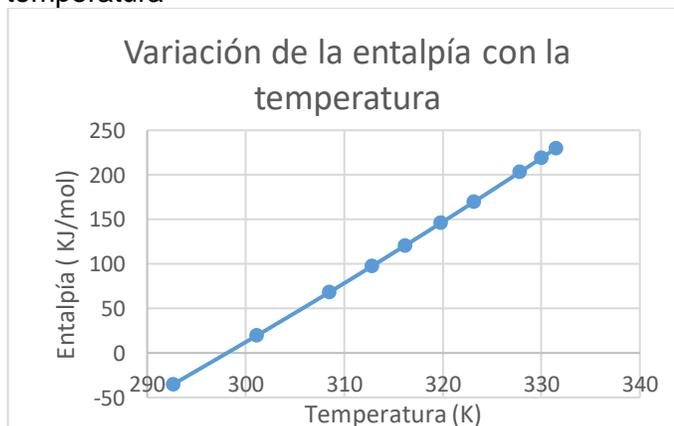
Utilizando los valores del anexo H, los valores de las constantes para el Cp del hidróxido de sodio, es posible conocer la variación de la entalpía en función de la temperatura, como se presenta en la tabla 20.

*Tabla 20.* Cambio de la entalpía de reacción del NaOH con respecto a la temperatura

Temperatura (K)	$\Delta H_r$ (KJ/mol)
292,65	-35,10
301,15	19,65
308,48	68,11
312,82	97,47
316,15	120,4
319,82	146,0
323,15	169,5
327,82	203,0
329,98	218,73
331,48	229,70

La tabla 20 muestra la variación de la entalpía de formación con respecto a la temperatura, donde a medida que aumenta la temperatura la reacción se vuelve más endotérmica y por lo tanto requiere más energía para desarrollar la reacción. Con el aumento de temperatura de la celda electrolítica la reacción de hidróxido de sodio se ve favorecida durante el tiempo de reacción esto asegura un medio básico para el desarrollo de la electrólisis y la producción de hipoclorito de manera eficiente. En la gráfica 19 se muestra un comportamiento lineal de la entalpía de formación de hidróxido de sodio en función de la temperatura.

*Gráfica 19.* Cambio de la entalpía con respecto a la temperatura



**3.6.3 Reacción de formación de hipoclorito de sodio.** Inmediatamente después de que se produce el hidróxido de sodio se genera la reacción de formación de hipoclorito de sodio; como el producto de interés es el hipoclorito de sodio pues es el agente desinfectante, esta es la reacción más importante, sin embargo, aunque sea la más importante para la producción del agente oxidante no significa que sea la más importante en el proceso puesto la reacción que rige el proceso es la de óxido-reducción, dado que sin esta reacción no existiría la materia prima para la producción de hipoclorito de sodio.



**3.6.3.1 Energía libre de Gibbs y entalpía estándar.** Para la reacción de formación de hipoclorito de sodio, el cambio de la energía libre de Gibbs se puede determinar por medio de la diferencia entre esta propiedad entre los productos y los reactivos de dicha reacción. Como resultado se obtiene que el cambio de energía libre de Gibbs es negativo, lo cual muestra que es una reacción espontánea y que se puede realizar a condiciones estándar bajo las condiciones de los estados de los productos.

$$\Delta G_r^\circ = \sum n_p * G^\circ_{\text{Productos}} - \sum n_p * G^\circ_{\text{Reactivos}}$$

$$\Delta G_r^\circ = n\Delta G^\circ NaOCl_{(ac)} + n\Delta G^\circ NaCl_{(ac)} + n\Delta G^\circ H_2O_{(ac)} - (n\Delta G^\circ NaOH_{(ac)} + n\Delta G^\circ Cl_{2(g)})$$

$$\Delta G_r = -298,72 \frac{KJ}{mol} - 393,0407 \frac{KJ}{mol} - 237,178 \frac{KJ}{mol} - ((2 * 419,1698) + 0) \frac{KJ}{mol}$$

$$\Delta G_r = -90,5951 \frac{KJ}{mol}$$

Es importante conocer también el carácter energético de la reacción, es decir, si la reacción desprende o genera calor durante su formación para lo cual se plantea y se resuelve el cambio de entalpía, para condiciones estándar.

$$\Delta H_r^\circ = \sum n_p * H_f^\circ_{\text{Productos}} - \sum n_p * H_f^\circ_{\text{Reactivos}}$$

$$\Delta H_r^\circ = n\Delta H^\circ NaOCl_{(ac)} + n\Delta H^\circ NaCl_{(ac)} + n\Delta H^\circ H_2O_{(ac)} - (n\Delta H^\circ NaOH_{(ac)} + n\Delta H^\circ Cl_{2(g)})$$

$$\Delta H_r^\circ = -347,3 \frac{KJ}{mol} - 407,1115 \frac{KJ}{mol} - 285,83 \frac{KJ}{mol} - ((2 * 469,5954) + 0) \frac{KJ}{mol}$$

$$\Delta H_r^\circ = -101,0507 \frac{KJ}{mol}$$

Al obtener un cambio de entalpía negativo para la reacción de formación del hipoclorito de sodio se evidencia que es una reacción exotérmica, es decir, genera calor a medida que se desarrolla, el cual puede servir como fuente de energía para el desarrollo de las reacciones de óxido-reducción y de formación de NaOH pues tienen comportamiento endotérmico, así como el aumento de la temperatura durante el proceso de electrólisis.

**3.6.3.2 Efecto de la temperatura en la formación de hipoclorito de sodio.** A medida que aumenta la temperatura en la celda electrolítica durante los primeros minutos se evidencia una producción creciente de hipoclorito, durante todo el desarrollo de la electrolisis la reacción de oxidación reducción el equilibrio está desplazado hacia los reactivos favoreciendo los productos, esto se debe a que la temperatura se encarga de la variación del potencial de celda, y como es menor a la estándar, una corriente catódica neta fluirá desde el electrodo hacia la disolución para convertir  $\text{Cl}_2$ . A partir de los  $40^\circ\text{C}$ , en la celda toman lugar otras reacciones indeseadas las cuales descomponen el agente desinfectante, y dan lugar a la producción de cloratos y de oxígeno.

- Reacción de producción de cloratos:



Al hacer un análisis de los parámetros termodinámicos de esta reacción se obtiene que el cambio de la energía libre de Gibbs y la entalpía de formación de cloratos a condiciones normales tendrían valores de  $-152.8439 \text{ KJ/mol}$  y  $-100.432 \text{ kJ/mol}$ , respectivamente.

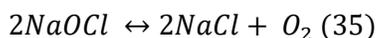
$$\Delta G_r^\circ = -262.9225 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} + \left( 2 * -393.0407 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right) - \left( -298,72 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right)$$

$$\Delta G_r^\circ = -152,8439 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_r^\circ = -328,109 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} + \left( 2 * -407,1115 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right) - \left( -347,3 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right)$$

$$\Delta H_r^\circ = -100,432 \text{ KJ/mol}$$

- Reacción de formación de oxígeno



Al igual que en la reacción anterior, para la reacción de formación de oxígeno se calculó el cambio de energía libre de Gibbs estándar y la entalpía de formación, dando como resultado valores de  $-119.623 \text{ kJ/mol}$  y  $-188.6414 \text{ kJ/mol}$ , respectivamente.

$$\Delta G_r^\circ = 0 + \left( 2 * -393.0407 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right) - \left( -298,72 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right)$$

$$\Delta G_r^\circ = -188,6414 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_r^\circ = 0 + \left( 2 * -407,1115 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right) - \left( -347,3 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right)$$

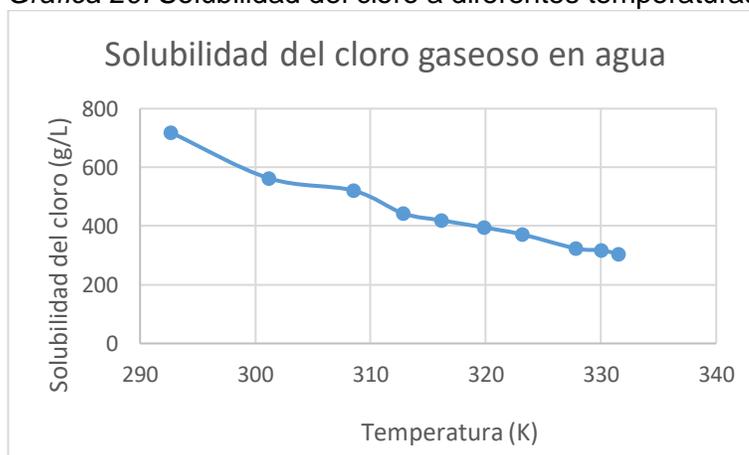
$$\Delta H_r^\circ = -119,623 \text{ KJ/mol}$$

Se obtiene para las dos reacciones que tienen comportamiento exotérmico igual que la reacción de hipoclorito de sodio y a condiciones estándar son totalmente espontáneas. A pesar de que son espontáneas a condiciones estándar necesitan de la producción de hipoclorito de sodio para desarrollarse por lo cual no toman acción desde un principio de la reacción añadiendo que el hipoclorito para descomponerse necesita temperaturas de 40°C y a partir de este valor si se originan reacciones secundarias.

**3.6.3.3 Solubilidad de las especies de cloro.** Para la producción de hipoclorito es necesaria la producción de cloro gaseoso y según la gráfica de equilibrio de las especies de cloro, a partir de un pH de 7,4 el cloro gaseoso se convierte todo en hipoclorito. Se tiene que la solubilidad del cloro gaseoso en agua a condiciones estándar es de 119,8 g/L<sup>137</sup>, por lo que el cloro disuelto en el agua puede reaccionar para convertirse en hipoclorito.

Ahora bien, la solubilidad de una sustancia cambia dependiendo la temperatura y la presión del sistema, como se observa en el anexo I; lo que conlleva a estudiar el comportamiento de la solubilidad del cloro en la solución debido a que durante el proceso de electrólisis la temperatura en la celda cambia de manera considerable. En la gráfica 20 se evidencia la variación de la solubilidad del cloro gaseoso con respecto a la temperatura.

Gráfica 20. Solubilidad del cloro a diferentes temperaturas



De acuerdo a la gráfica 20, la solubilidad del cloro disminuye a medida que aumenta la temperatura, con el paso de la reacción el cloro es menos soluble en la solución, sin embargo hay que considerar dos aspectos, el primero es que la producción de cloro es menor al valor límite de solubilidad por cada temperatura entonces es posible una dilución total del cloro en la solución y el segundo aspecto a considerar es el pH, dado que afecta la solubilidad del cloro, pues en medio alcalino, éste dismuta dando hipoclorito y cloruro, por lo cual se puede disolver mucho más gas en el mismo volumen de agua.

Por otro lado, con el aumento de la temperatura se observa un cambio en las propiedades del ánodo de grafito, en donde inicialmente el grafito no es soluble en agua porque la estructura que tiene es altamente ordenada, siendo una estructura cristalina que es una

<sup>137</sup> INDUSTRIA QUÍMICA DEL ITSMO S.A. DE C.V. Manual del cloro [online]. p. 20. Disponible en: < [http://www.aniq.org.mx/pqta/pdf/Manual%20del%20Cloro%20\(LIT\).pdf](http://www.aniq.org.mx/pqta/pdf/Manual%20del%20Cloro%20(LIT).pdf)>

variación de la estructura FCC (cubica centrada en las caras). Si bien algunas sales de estructura cristalina son solubles, estas son compuestos iónicos como el cloruro de sodio y por medio de la solvatación se puede "romper" la estructura y logra disolverse<sup>138</sup>.

Básicamente no es soluble porque las interacciones entre los átomos de carbono son más fuertes que las interacciones que resultarían con el agua, en el caso de una sal que se disuelve, la "ruptura" parcial de las interacciones entre átomos del cristal se ve "compensada" por las interacciones de los átomos con las moléculas de agua, o sea, por la energía de solvatación<sup>139</sup>. Con el incremento de la temperatura la energía del proceso de solvatación incrementa y por lo tanto la solubilidad del grafito en el agua incrementa notablemente, tanto así que se desprenden partículas de grafito invadiendo la solución electrolítica que a pesar de que no interviene en la reacción logra intervenir en una posterior separación del desinfectante para agua potable y alterar los parámetros legales para ese tipo de agua.

**3.6.3.4 Comportamiento del hipoclorito de sodio.** Con el aumento de la temperatura no solo se afecta la solubilidad del cloro y el grafito, el punto de ebullición del hipoclorito de sodio puro es de 120°C, pero, según el reporte de las propiedades del hipoclorito de sodio del IDEAM<sup>140</sup>, el hipoclorito de sodio en soluciones acuosas a concentraciones menores del 5% tiene una temperatura de ebullición de 40 °C, equivalente a 313,15 K. El proceso de electrólisis desarrollado involucra temperaturas superiores a los 40 °C, por lo tanto hay posibilidad que el hipoclorito de sodio no solo este desapareciendo por las reacciones indeseadas sino por evaporación. La tabla 21 muestra la concentración de hipoclorito de sodio en términos de porcentaje peso-volumen (% p/v).

*Tabla 21.* Porcentaje de hipoclorito con respecto a la temperatura

Temperatura (K)	NaOCl (%p/v)
292,65	0
301,15	10,38
308,48	14,18
312,82	15,25
316,15	15,59
319,82	15,28
323,15	14,67
327,82	13,12
329,98	12,44
331,48	11,12

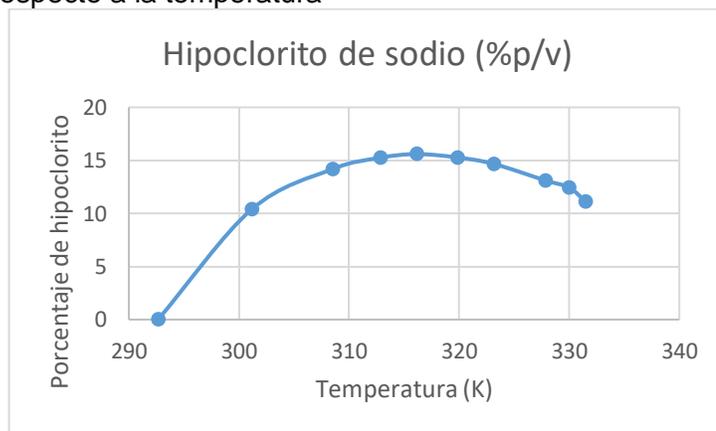
<sup>138</sup> QUIMITUBE, Propiedades de las redes covalentes, estructuras del diamante y del grafito [online]. Disponible en: <<http://www.quimitube.com/videos/propiedades-de-las-redes-covalentes-estructuras-del-diamante-y-del-grafito>>

<sup>139</sup> BROWN. Op. cit., p. 122, 529.

<sup>140</sup> IDEAM. Op. cit., p. 279.

De acuerdo a la tabla 21 es posible ilustrar el porcentaje de hipoclorito de sodio presente en la solución durante el desarrollo de la reacción electrolítica, como se ilustra en la gráfica 21. De esta forma, se evidencia que el porcentaje de hipoclorito de sodio crece hasta una temperatura 316,15 K (43°C), y a partir de esta temperatura se dan lugar otras reacciones que consumen el hipoclorito de sodio y disminuyen el porcentaje. Así mismo, el hipoclorito no alcanza a llegar a concentraciones menores al 5%p/v por lo tanto no hay riesgo de evaporación del compuesto durante el tiempo que se realizó la electrólisis; no obstante cabría pensar que si el tiempo de operación es mayor la temperatura puede seguir aumentando, generando reacciones secundarias y la evaporación del compuesto.

Gráfica 21. Variación de la concentración de hipoclorito con respecto a la temperatura



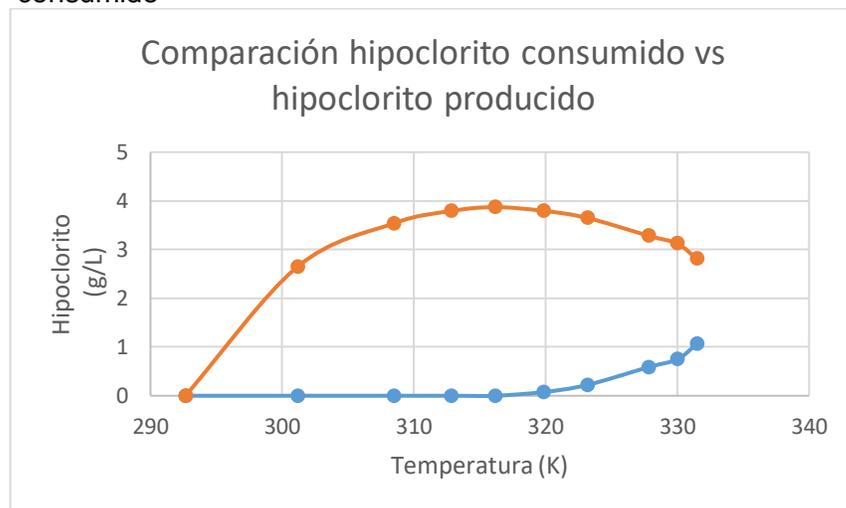
Es posible pensar que la producción de hipoclorito aumentara por el desplazamiento del equilibrio, sin embargo, la reacción que está rigiendo el proceso es la de oxidación-reducción y esta está constantemente produciendo cloro gaseoso, por lo tanto hipoclorito de sodio, no se evidencia el aumento pues todo el hipoclorito se consume para la producción del clorato de sodio y el oxígeno con las reacciones secundarias. Al hacer una comparación del hipoclorito perdido con la producción de este ion a partir del descenso de la producción, el cual se genera a partir del minuto 20, se obtiene la tabla 22.

Tabla 22. Descomposición del hipoclorito por reacciones secundarias

Tiempo (s)	Temperatura (K)	NaOCl producido (g/L)	NaOCl consumido (g/L)
0	292,65	0	0
300	301,15	2,645	0
600	308,48	3,540	0
900	312,82	3,791	0
1200	316,15	3,871	0
1500	319,82	3,796	0,0752
1800	323,15	3,650	0,2208
2400	327,82	3,284	0,5873
3000	329,98	3,124	0,7470
3600	331,48	2,812	1,0594

Con el paso del tiempo y con el de la temperatura, después del minuto 20 se evidencia que hay un consumo del hipoclorito que tiende a aumentar conforme sigue aumentando la temperatura, este hipoclorito que se consume lo hace para generar ya sea clorato de sodio, oxígeno y/o el mismo cloruro de sodio inicial. Haciendo una comparación gráfica se puede evidenciar mejor el comportamiento del hipoclorito consumido con respecto al hipoclorito producido dando lugar a la gráfica 22, donde se ilustra el aumento de la producción del agente desinfectante y posteriormente la disminución de hipoclorito de sodio en la celda (línea naranja); por otro lado se ilustra la producción de reacciones secundarias que descomponen el ion hipoclorito (línea azul), en donde se generan a partir de una temperatura de 320 K.

Gráfica 22. Comparación del hipoclorito producido vs el hipoclorito consumido



La gráfica de consumo de hipoclorito tiene un comportamiento similar a la figura 17, en este caso es la temperatura quien modifica el proceso y no el pH, pero es posible observar que la concentración de hipoclorito llegará hasta cero a medida que van apareciendo cloratos y oxígeno; sin embargo, el hipoclorito no va a dejar de producirse sino quedará de manera asintótica en el eje x dando a entender que todo o la gran mayoría de hipoclorito producido reaccionará inmediatamente.

### 3.7 ANÁLISIS DE RESULTADOS

El desarrollo de una reacción de oxidación-reducción en una celda electrolítica para la obtención de hipoclorito de sodio se ve claramente afectada por la concentración inicial de cloruro de sodio, este factor influye directamente en la cantidad de hipoclorito de sodio que se va a obtener al final de la reacción, en otras palabras, es proporcional a la cantidad de hipoclorito de sodio formada, además se evidenció que existen otros factores que modifican la eficiencia de la celda. La temperatura de la celda es determinante para el proceso, esta variable tiene repercusiones negativas y positivas para el desarrollo de la electrólisis:

- La modificación de la temperatura disminuye la solubilidad del cloro gaseoso en el agua como se evidencia en la gráfica 18, a medida que la temperatura incrementa el cloro gaseoso es menos soluble ocasionando que el cloro gaseoso formado en el ánodo

posiblemente a temperaturas muy elevadas durante procesos más largos de reacción no reaccione para formar hipoclorito, sino que se elimine de la celda por evaporación.

- La temperatura influye directamente también en la solubilidad del ánodo de grafito, las sales disueltas en el agua logran romper la estructura ordenada del grafito y a medida que se aumenta la temperatura la solubilidad de la sal lo hace proporcionalmente por lo cual el impacto sobre el ánodo de grafito va a ser mayor, esto genera que el grafito desprenda partículas de carbón en la solución de hipoclorito de sodio y para desarrollar un desinfectante para agua potable es indispensable que no se encuentre compuestos indeseados.
- De acuerdo con las propiedades del hipoclorito con un aumento de la temperatura que supere los 40°C se puede producir una evaporación del compuesto sino se encuentra en porcentajes mayores al 5%p/v.
- Efectivamente a partir de temperaturas mayores a 40°C en la celda electrolítica se dan lugar a reacciones de producción de cloratos y oxígeno, la producción de la celda no disminuye pero si su rendimiento, todo el hipoclorito formado en la celda se comporta como reactivo para la formación del clorato de sodio y oxígeno como se evidencia en las gráficas 20 y 21, la disminución de la concentración de hipoclorito de sodio está relacionada con el aumento en la producción de estos compuestos a la misma temperatura.
- La temperatura también influye en el equilibrio de la celda electrolítica, al inicio de la reacción la temperatura logra desplazar el equilibrio hacia los reactivos ocasionando una mayor producción de cloro gaseoso esto se debe a que modifica el potencial de celda de tal manera que sea menor que el potencial estándar de la celda, se puede producir un rendimiento mayor de la reacción si se mantiene la temperatura por encima de los 25°C y por debajo de los 40°C.

La intensidad de la corriente eléctrica tiene repercusión directa sobre la cinética de la reacción, al ser una reacción electroquímica su velocidad de reacción no está dada solo por la naturaleza de los reactivos si no por la densidad de corriente que maneje la celda, al utilizar una densidad de corriente constante la velocidad de reacción de la celda permanecerá constante durante todo el transcurso de la reacción de electrólisis, esto genera que no exista una diferencia de corriente entre los electrodos y ayudando a la producción de cloro gaseoso por el desequilibrio entre la corriente de cada electrodo.

Es importante conocer las propiedades termodinámicas de la celda para lograr optimizaciones de las reacciones que influyen en ella, es decir, la reacción de oxidación-reducción que se da en los electrodos tiene un comportamiento endotérmico a lo largo del tiempo de reacción por lo tanto, a medida que aumenta la temperatura se favorece la reacción de producción de hipoclorito, claramente si el producto es hipoclorito es importante mantenerla debajo de los 40°C por lo anteriormente descrito, la reacción de hidróxido de sodio también es una reacción endotérmica que se verá favorecida durante el incremento de la temperatura, no obstante, la reacción de formación de hipoclorito de sodio es una reacción exotérmica y es importante tener en cuenta la contribución que pueda tener dicha reacción sobre el aumento de la temperatura. La energía libre de Gibbs de la reacción de

oxidación-reducción es positiva evidenciando que se trata de una reacción no espontánea pero que con la ayuda de la corriente eléctrica es posible desarrollarse, en comparación con la reacción de producción de cloro gaseoso por vía química que a nivel industrial tiene otras implicaciones para su desarrollo la vía electroquímica es relativamente fácil.

La agitación de la celda contribuye en la producción de hipoclorito de sodio por la transferencia de masa, como uno de los principios de la reacción electroquímica es la transferencia de masa por difusión, la agitación controlada y a valores no muy altos facilitan el proceso de difusión de la celda.

La entalpía de la reacción de formación de cloro e hidrógeno gaseoso, en otras palabras, la reacción de oxidación-reducción, tiene valores positivos por lo tanto es endotérmica y para llevarse a cabo la reacción se requiere de mucha energía, los valores de la variación de la entalpía disminuyendo con el aumento de la temperatura porque a medida que transcurre la reacción el potencial de celda disminuye y se acerca al su equilibrio por lo tanto la celda no requiere tanta energía porque llega a sus rendimientos finales.

Las reacciones secundarias tienen comportamientos similares a la reacción de formación de hipoclorito, estas reacciones son de carácter exotérmico y por lo tanto también pueden contribuir al incremento de la temperatura de la celda, así mismo. El cloruro de sodio no reacciona completamente en un reactor tipo Batch porque la conversión en el reactor alcanza sus límites debido a la concentración de hipoclorito que se da en la celda y a la temperatura, un reactor de lecho fluidizado podría aumentar el rendimiento de la reacción para obtener mayores valores de concentración de hipoclorito.

Las constantes catódica y anódica se ven afectadas por el cambio del potencial de la celda y del equilibrio que maneje la reacción con la corriente neta, dependiendo de la corriente neta que el proceso se obtendrá mayor producción de cloro o hidrógeno gaseoso, esto se puede argumentar observando los valores de las constantes anódica y catódica de la tabla 20, la constante catódica es mayor que la constante anódica por lo tanto se está desarrollando de manera directa, el paso de electrones del cátodo hacia el ánodo, se está desarrollando la reacción de formación de cloro e hidrógeno gaseoso.

## 4. ANÁLISIS DE COSTOS

En este capítulo se realizará un análisis de costos del proyecto en el cual se pretende estimar el capital necesario para llevar a cabo la producción y cuantificación del agente desinfectante obtenido por electrólisis, teniendo en cuenta aspectos como el costo de las materias primas, los insumos, los requerimientos energéticos y operacionales; de igual modo, se determinará el precio que tiene el desinfectante a nivel de laboratorio.

### 4.1 ANÁLISIS PARA LA OBTENCIÓN Y CUANTIFICACIÓN DEL DESINFECTANTE

Se realizó un análisis de costos del proceso de producción y cuantificación del hipoclorito de sodio a una concentración del 15% p/v, esta concentración se obtiene en los primeros 20 minutos de reacción de la celda electrolítica por lo tanto es el tiempo que se maneja para el análisis. En este análisis se incluyeron los costos de los reactivos que se utilizaron para la cuantificación de cloruros y de cloro residual libre, así como el alquiler de los equipos necesarios para su desarrollo como los son el espectrofotómetro, el agitador, la balanza y el desionizador de agua, entre otros.

Se debe tener en cuenta el servicio de un operario para realizar la labor del proceso de producción y de cuantificación del hipoclorito de sodio durante el tiempo determinado; además es indispensable calcular el costo de la potencia consumida por la fuente de poder, el cálculo de la potencia de un equipo se determina multiplicando la corriente, el voltaje y el factor de potencia del equipo de la siguiente manera:

$$P = V * I * FP$$

Donde  $P$  corresponde a la potencia generada por el equipo o fuente de energía y se denota como  $VA$ ,  $V$  hacer referencia al voltaje con el que trabaja la celda,  $I$  corresponde a la intensidad de corriente aplicada al sistema y  $FP$  es un factor de potencia. El factor de potencia se define como la relación entre la potencia activa (kW) usada en un sistema y la potencia aparente (kVA) que se obtiene de las líneas de alimentación. Todos los equipos electromecánicos que están constituidos por devanados o bobinas, tales como motores y transformadores necesitan la denominada corriente reactiva para establecer campos magnéticos necesarios para su operación. La corriente reactiva produce un desfase entre la onda de tensión y la onda de corriente, si no existiera la corriente reactiva la tensión y la corriente estarían en fase y el factor de potencia sería la unidad<sup>141</sup>. Para este caso se utilizó un factor de potencia de 0,75 ya que es el valor que aplica para una fuente de alimentación marca BAKU modelo BK305-D. El valor de la variación del voltaje durante el transcurso de la electrólisis se observa en la tabla 23.

Tabla 23. Variación del voltaje durante el desarrollo de la electrólisis

Tiempo (min)	Voltaje (V)
0	10.3
5	9.3
10	8.9

<sup>141</sup> UNIVERSIDAD DEL ATLÁNTICO, Corrección del factor de potencia y control de demanda, 2014.

Tabla 23. (Continuación)

Tiempo (min)	Voltaje (V)
15	8.6
20	8.5
25	8.4
30	8.3
40	8.2
50	8.1
60	7.9

Como se realizará el análisis para un tiempo de 20 minutos, la tabla 23 es modificada para utilizar solo el tiempo de operación seleccionado para producir la mayor concentración de hipoclorito, dando lugar a la tabla 24 donde se muestra la cantidad de potencia consumida.

Tabla 24. Potencia consumida para el desarrollo de la electrólisis

Tiempo (min)	Potencia consumida (W)
0	49.85
5	45.01
10	43.24
15	41.62
20	40.98

A partir de la tabla 24 se puede establecer la potencia total aparente que maneja la fuente de energía durante el proceso, la cual corresponde a la sumatoria de la potencia consumida dando como resultado un valor igual a 220.7 W. Por otro lado, al implementa el factor de potencia para este equipo se tiene que la potencia total aplicada al sistema es de 165.5 W.

De acuerdo con la empresa de energía CODENSA, el valor del kilovatio por hora al mes es de \$46.463 realizando una regla de tres simple se puede obtener el costo de la potencia consumida por la fuente de alimentación<sup>142</sup>. La fuente de alimentación tiene una vida útil de un año por lo tanto se puede utilizar para varios procesos de electrólisis y el reactor tiene una vida útil de 6 meses, así que es necesario realizar la depreciación que sufren por hora de uso. Durante la experimentación se determinó el peso inicial y el peso final de cada electrodo para determinar cuál es la perdida de grafito o de acero por cada experimento realizado y se obtuvo el cuadro 5.

Cuadro 5. Consumo del electrodo por experimento realizado

Consumo lamina de grafito (g/h)	Consumo lamina de acero inoxidable (g/h)
0.06959	0.00386

<sup>142</sup> CODENSA, Valor del kilovatio en Colombia. 2017.

Para establecer el costo del alquiler de los equipos fue necesario determinar el costo por hora que tiene cada uno de los equipos utilizados para el desarrollo de la electrólisis y de las técnicas de cuantificación. Dentro de los equipos utilizados se encuentra la fuente de poder, el espectrofotómetro, el agitador magnético, la balanza analítica y el desionizador de agua, cuyas referencias se encuentran en el cuadro 6.

Cuadro 6. Equipos

Equipo	Referencia	Uso	Imagen
Fuente de poder	BAKU BK-305D	Proporcionar la energía necesaria para desarrollar la electrólisis	<p>Imagen 7. Fuente de poder</p> 
Espectrofotómetro	JENWAY 6320D	Medir la absorbancia de la muestra para determinar cloro residual libre	<p>Imagen 8. Espectrofotómetro</p> 
Agitador magnético	DAIHAN MaXtir 500	Genera el movimiento o agitación dentro de la solución electrolítica	<p>Imagen 9. Agitador magnético</p> 

Cuadro 6. (Continuación)

Equipo	Referencia	Uso	Imagen
Desionizador de agua	THERMO SCIENTIFIC 50129887	Eliminar los iones inorgánicos del agua para tener agua sin demanda de cloro	<p data-bbox="1101 302 1419 365"><i>Imagen 10.</i>Desionizador de agua</p> 

Teniendo en cuenta todo lo mencionado anteriormente, se puede establecer que para el proceso de obtención y cuantificación del hipoclorito de sodio son necesarios \$303.713,62, como se indica en la tabla 25.

**Tabla 25. Análisis de costos para la obtención y cuantificación de hipoclorito de sodio**

PLANTILLA DE COSTOS					
Químicos, Reactivos e Insumos					
Nombre	Costo unitario (g)	Cantidad		Costo final	Proveedor/Marca
Cloruro de sodio	\$ 69,00	27,824	Gramos	\$ 1.919,86	Chemí
Cromato de potasio	\$ 896,00	50	Gramos	\$ 44.800,00	Chemí
Nitrato de plata	\$ 15.900,00	2,395	Gramos	\$ 38.080,50	Merck
Cloruro de mercurio	\$ 7.000,00	0,2	Gramos	\$ 1.400,00	Chemí
EDTA dihidrato	\$ 392,00	1	Gramos	\$ 392,00	Chemí
Ácido sulfúrico	\$ 132.086,09	3,00E-03	Litros	\$ 396,26	Alfa Aesar
Yoduro de potasio	\$ 692,00	1	Gramos	\$ 692,00	Alfa Aesar
Sulfato de DPD anhidro	\$ 4.970,00	1,1		\$ 5.467,00	Alfa Aesar
Yodato potásico	\$ 3.460,00	1,006	Gramos	\$ 3.480,76	Alfa Aesar
Hidroxido de aluminio	\$ 350,00	7,26	Gramos	\$ 2.541,00	Chemí
Agua destilada	\$ 2.300,00	8	Litros	\$ 18.400,00	Chemí
Agua desionizada	\$ 3.000,00	1,25	Litros	\$ 3.750,00	Chemí
Fosfato de disodio anhidro	\$ 270,00	24	Gramos	\$ 6.480,00	Alfa Aesar
Fosfato monopotásico	\$ 164,00	46	Unidad	\$ 7.544,00	Chemí
Frascos ámbar 1L	\$ 2.000,00	10	Unidad	\$ 20.000,00	Duque Saldarriaga
Papel de arroz	\$ 412,66	10	Unidad	\$ 4.126,60	Instrumentalia
Reactor (360 cm <sup>3</sup> )	\$ 30.000,00	1	Unidad	\$ 30.000,00	Lediacrílicos
Lámina de grafito (72 cm <sup>2</sup> - 3mm)	\$ 65.000,00	1	Unidad	\$ 65.000,00	AF soluciones industriales
Lámina de acero inoxidable (60 cm <sup>2</sup> - 2mm)	\$ 6.250,00	1	Unidad	\$ 6.250,00	Chatarrería
Fuente de poder	\$ 220.000,00	1	Unidad	\$ 220.000,00	BAKU
Alquiler de equipos					
Equipo	Costo por hora	Horas requeridas	Costo final	Locación	
Agitador magnético	\$ 16.314,73	0,2	\$ 3.262,95	U. Salamanca	
ph-metro	\$ 1.214,50	0,2	\$ 242,90	U. Nacional	
Desionizador de agua	\$ 32.520,00	0,2	\$ 6.504,00	U. Salamanca	
Laboratorio y utensilios	\$ 81.396,72	1	\$ 81.396,72	U. Salamanca	
Espectrofotómetro	\$ 26.127,48	0,2	\$ 5.225,50	U. Agraria	
Mano de obra					
Cargo	Costo por hora	Horas requeridas	Costo final		
Operario	\$ 8.800,00	0,2	\$ 1.760,00		
Energía utilizada					
Nombre	Cantidad		Costo final		
Contribución energética	0,165528 KW/h		\$ 62,02		
Inventario final					
Fuente de poder	Valor inicial	Depreciación por hora	Valor final		
Fuente de poder	\$ 220.000,00	\$ 25,46	\$ 219.974,54		
Lámina de grafito (72 cm <sup>2</sup> - 3mm)	\$ 65.000,00	\$ 122,20	\$ 64.877,80		
Lámina de acero inoxidable (60 cm <sup>2</sup> - 2mm)	\$ 6.250,00	\$ 0,57	\$ 6.249,43		
Reactor (360 cm <sup>3</sup> )	\$ 30.000,00	\$ 208,33	\$ 29.791,67		
Costo de venta					
Materia prima	Alquiler	Mano de obra	Energía	Costo final	
\$ 159.826,54	\$ 96.632,06	\$ 1.760,00	\$ 62,02	\$ 258.156,58	
				\$ 303.713,62	

## 4.2 ANÁLISIS PARA LA PRODUCCIÓN DEL DESINFECTANTE

Adicionalmente se realizó un análisis para determinar el costo de producción a nivel de laboratorio de 0,25 litros de hipoclorito de sodio al 15%p/v por medio de la técnica de electrólisis, el cual se presenta en la tabla 26.

Tabla 26. Análisis de costos para la producción de hipoclorito de sodio 15,6%p/v.

PLANTILLA DE COSTOS				
Químicos, Reactivos e Insumos				
Nombre	Costo unitario (g)	Cantidad	Costo final	Proveedor/Marca
Cloruro de sodio	\$ 69,00	27 Gramos	\$ 1.863,00	Chemí
Agua destilada	\$ 2.300,00	2 Litros	\$ 4.600,00	Chemí
Agua desionizada	\$ 3.000,00	0,4 Litros	\$ 1.200,00	Chemí
Frascos ámbar 1L	\$ 2.000,00	1 Unidad	\$ 2.000,00	Duque Saldarriaga
Reactor (360 cm <sup>3</sup> )	\$ 30.000,00	1 Unidad	\$ 30.000,00	Lediacrílicos
Lámina de grafito (72 cm <sup>2</sup> - 3mm)	\$ 65.000,00	1 Unidad	\$ 65.000,00	AF soluciones industriales
Lámina de acero inoxidable (60 cm <sup>2</sup> - 2mm)	\$ 6.250,00	1 Unidad	\$ 6.250,00	Chatarrería
Fuente de poder	\$ 220.000,00	1 Unidad	\$ 220.000,00	BAKU
Alquiler de equipos				
Equipo	Costo por hora	Horas requeridas	Costo final	Locación
Agitador magnético	\$ 16.314,73	0,2	\$ 3.262,95	U. Salamanca
Desionizador de agua	\$ 32.520,00	0,2	\$ 6.504,00	U. Salamanca
Mano de obra				
Cargo	Costo por hora	Horas requeridas	Costo final	
Operario	\$ 8.800,00	0,2	\$ 1.760,00	
Energía utilizada				
Nombre	Cantidad		Costo final	
Contribución energética	0,165528 KW/h		\$ 62,02	
Inventario final				
Fuente de poder	Valor inicial	Depreciación por hora	Valor final	
Fuente de poder	\$ 220.000,00	\$ 25,46	\$ 219.974,54	
Lámina de grafito (72 cm <sup>2</sup> - 3mm)	\$ 65.000,00	\$ 122,20	\$ 64.877,80	
Reactor (360 cm <sup>3</sup> )	\$ 30.000,00	\$ 208,33	\$ 29.791,67	
Lámina de acero inoxidable (60 cm <sup>2</sup> - 2mm)	\$ 6.250,00	\$ 0,57	\$ 6.249,43	
Costo de venta				
Materia prima	Alquiler	Mano de obra	Energía	Costo final
\$ 10.019,56	\$ 9.766,95	\$ 1.760,00	\$ 62,02	\$ 21.484,49
				\$ 25.275,87

Para definir el costo del desarrollo de 0,25 litros de hipoclorito de sodio al 15%p/v fue necesario determinar el costo de los reactivos y equipos que se utilizaron para su desarrollo, teniendo en cuenta la depreciación lineal de cada equipo y que se pueden utilizar varias veces para el desarrollo de la electrólisis dando así un costo de operación de \$25.275,87.

## 5. CONCLUSIONES

- Para el desarrollo de la técnica de electrólisis de cloruro de sodio con el fin de obtener un agente desinfectante, a partir de la revisión bibliográfica se estableció que las variables de operación que son determinantes en este proceso son la concentración inicial de sal en el electrolito, la intensidad de corriente aplicada a los electrodos y la agitación realizada en el medio. Por otro lado, se determinó que existen unas variables denominadas de control las cuales pueden afectar la concentración de hipoclorito si se encuentran fuera de unos rangos específicos, estas variables son la temperatura y el pH de la solución.
- Con base en el análisis de varianza de la fase experimental del proyecto, se determinó el efecto que tienen las variables de operación sobre la producción de hipoclorito de sodio. Tanto la concentración de sal como la intensidad de corriente tienen una relación directa con la concentración del agente desinfectante obtenido, mientras que se presenta una relación inversa con respecto a la agitación.
- La experimentación permitió determinar que las mejores condiciones de operación para la obtención de un desinfectante a partir de la electrólisis de cloruro de sodio son una concentración de sal de 27 g/L, una intensidad de corriente de 4,84 A y una agitación de 300 RPM. La concentración del agente desinfectante obtenido por vía electroquímica bajo estas condiciones fue de 3,8713 g/L, en un tiempo de operación de 20 minutos.
- La temperatura es un factor para tener en consideración en el desarrollo de la electrólisis, puesto que de no monitorear esta variable puede llegar a valores en donde se dará lugar a reacciones indeseadas de descomposición del hipoclorito, la evaporación de este compuesto y la disminución de la solubilidad del cloro gaseoso que afectan el desempeño de la celda.
- No es posible consumir todo el cloruro de sodio de la solución durante la electrólisis, porque a pesar de que no se produce más hipoclorito la reacción sigue produciendo cloro gaseoso hasta llegar a un equilibrio. Para el caso de las condiciones de operación seleccionadas (27 g/L NaCl, 4.84 A y 300 RPM), después de desarrollar la electrólisis se tiene el 78.8% de la concentración inicial disponible para proceso posteriores.
- La velocidad de reacción para el proceso de electrólisis fue de  $2.5 \cdot 10^{-5}$  mol/A, se determinó que la velocidad de reacción de un proceso electroquímico está dada por la corriente neta que circula por el circuito. La reacción de óxido-reducción que se desarrolla en la celda se da de manera directa al obtener valores de la constante catódica mayores a los valores de la constante anódica.
- El costo de producción para el desarrollo de 0,25 litro de desinfectante fabricado a partir de la técnica de electrólisis a nivel de laboratorio es de \$25.275,88 con una concentración del 15% p/v.

## 6. RECOMENDACIONES

- Determinar un método para la separación del hipoclorito de sodio de la solución electrolítica para la obtención del desinfectante puro y no en solución acuosa y con cloruro de sodio (extracción, destilación, etc.).
- Evaluar el desgaste de los electrodos después de realizado el proceso de electrólisis con el fin de establecer si intervienen en la reacción y determinar el efecto que tienen los electrodos sobre la reacción electrolítica.
- Realizar la agitación del reactor, a la condición seleccionada de 300 RPM, con agitadores mecánicos para comparar el efecto que tiene este tipo de agitación con relación a la agitación magnética.
- Escalar el proceso de producción de hipoclorito de sodio por electrólisis para aumentar el rendimiento de la reacción y poder obtener una concentración mayor del agente desinfectante, así como disminuir los costos de producción.
- El desarrollo de la electrólisis puede mejorar su rendimiento manteniendo la temperatura constante en el reactor, de esa manera se recomienda fabricar una chaqueta térmica para mantener controlada esta variable.
- Utilizar un reactor de lecho continuo para lograr desplazar el equilibrio a favor de los reactivos, y de esta forma aumentar la selectividad y la conversión de la reacción de formación del hipoclorito de sodio.
- Evaluar la posibilidad de emplear energías alternativas como por ejemplo el uso de paneles solares que funcionen como fuente de energía para llevar a cabo el proceso de electrólisis.
- Establecer la concentración requerida de hipoclorito de sodio para desarrollar el proceso de desinfección del agua, y contemplar realizar una dilución entre la solución de NaCl y el agua a tratar, para disminuir la cantidad de iones cloruro al final de la operación.

## BIBLIOGRAFÍA

ABU, Nasser, Hassan TAMOS, y Others. «Generation of sodium hypochlorite (NaOCl) from sodium chloride solution using C/PbO<sub>2</sub> and Pb/PbO<sub>2</sub> electrodes.» International Journal of Minerals, Metallurgy and Materials (Springer) 19, nº 6 (Junio 2012): 561-566.

AMERICAN PUBLIC HEALTH ASSOCIATION. Standard Methods for the examination of water and wastewater. Décimo séptima. Madrid: Diaz de Santos S.A., 1992.

ASOCIACIÓN MUNICIPAL DE ACUEDUCTOS COMUNITARIOS - AMAC. «Determinación de cloruro por método volumétrico - Método de Mohr.» s.f. [http://repositorio.utp.edu.co/dspace/bitstream/handle/11059/2337/6281586132G915\\_an;jsessionid=2C5553B0485A25488A64B8A4F62EDC17?sequence=2](http://repositorio.utp.edu.co/dspace/bitstream/handle/11059/2337/6281586132G915_an;jsessionid=2C5553B0485A25488A64B8A4F62EDC17?sequence=2).

BARRENECHEA, Ada, y Lidia de VARGAS. «Capítulo 10. Desinfección.» s.f. <http://www.ingenieroambiental.com/4014/diez.pdf>.

BERGMANN, Henry. «Drinking water disinfection by in-line electrolysis: Product and inorganic by-product formation.» Electrochemistry for the environment (Springer), 2010: 163-204.

\_\_\_\_\_. A. Tansu KOPARAL, y Others. «The influence of products and by-products obtained by drinking water electrolysis on microorganisms.» Microchemical Journal (Elsevier) 89, nº 2 (Agosto 2008): 98-107.

\_\_\_\_\_. y Johanna ROLLIN. «Product and by-product formation in laboratory studies on disinfection electrolysis of water using boron-doped diamond anodes.» Catalysis Today (Elsevier) 124, nº 3-4 (Mayo 2007): 198-203.

BOLAÑOS CHOMBO, Vicente. Química analítica cualitativa (reacción en solución). México D.F.: Universidad Autónoma del Estado de México, 2003.

BROWN, Theodore, y Eugene LEMAY. Química: La Ciencia central. Novena. México: Pearson Educación, 2004.

CASTAÑOS, Enrique. La energía libre de Gibbs y la espontaneidad de las reacciones. 30 de Junio de 2015. <https://lidiakonlaquimica.wordpress.com/2015/06/30/la-energia-libre-de-gibbs-y-la-espontaneidad-de-las-reacciones/>.

CEDRÓN, J., V. LANDA, y J. ROBLES. Química general. Electrólisis de soluciones acuosas. 2011. <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/433-electrolisis-de-soluciones-acuosas.html>.

CENGEL, Yunes A., y Michael A. BOLES. Termodinámica. Séptima. México D.F.: Mc Graw Hill, 2012.

CHANG, Raymond. Química. Décima. México D.F.: Mc Graw Hill, 2010.

CZARNETZKI, L.R., y JANSSEN L.J.J. «Formation of hypochlorite, chlorate and oxygen during NaCl electrolysis from alkaline solutions at an RuO<sub>2</sub>/TiO<sub>2</sub> anode.» Journal of Applied Electrochemistry (Chapman & Hall) 22, nº 4 (Abril 1992): 315-324.

EBBING, Darrell, y Steven GAMMON. General Chemistry. Novena. New York: Houghton Mifflin Company, 2009.

EL TIEMPO. «¿Cómo es el avance en la cobertura de acueducto en Colombia?» 23 de Marzo de 2015. <http://www.eltiempo.com/archivo/documento/CMS-15445939>.

EMPRESA PROVINCIAL DE ENERGÍA DE CÓRDOBA. «La historia de la electricidad: Faraday y la electrólisis.» s.f. <https://www.epec.com.ar/docs/educativo/institucional/fichafaraday.pdf>.

FOUILLÉ, y André. Compendio de Electrotecnia. Barcelona: Marcombo, 1979.

GARCÍA, D., y U. JÁUREGUI. «Hidrodinámica en tanques agitados con turbina de disco con paletas planas.» Revista Facultad Ingeniería Universidad de Antioquia, nº 38 (Septiembre 2006): 97-113.

GHERNAOUT, Djamel, Mohamed WAHIB, y Others. «On the dependence of chlorine by-products generated species formation of the electrode material and applied charge during electrochemical water treatment.» Desalination (Elsevier) 270, nº 1-3 (Enero 2011): 9-22.

GIL MUR, F.J., C. APARICIO, y Others. Aleaciones ligeras. Barcelona: Edicions UPC, 2001.

GIRENKO, D.V., A.O. PILETSKA, y Others. «Novel electrode material for synthesis of low concentration sodium hypochlorite solutions.» Chemical and Materials Engineering (Horizon Research Publishers) 1, nº 23 (Agosto 2013): 53-59.

GRATACÓS, Jorge Marcó. «Generadores de cloro por electrolisis de salmuera con tecnologia de celula con membrana.» Aquatracta. 2014. [http://hispagua.cedex.es/sites/default/files/hispagua\\_documento/procesos-y-sistemas-generadores-cloro-electrolisis-salmuera-tecnoaqua-es.pdf](http://hispagua.cedex.es/sites/default/files/hispagua_documento/procesos-y-sistemas-generadores-cloro-electrolisis-salmuera-tecnoaqua-es.pdf).

HONG KONG POLYTECHNIC UNIVERSITY. «The use of bleach.» 2007. [www.polyu.edu.hk/cvp/Influenza\\_A\\_H1N1/news/grp-useofbleach\\_rev\\_-en-Nov07.pdf](http://www.polyu.edu.hk/cvp/Influenza_A_H1N1/news/grp-useofbleach_rev_-en-Nov07.pdf).

INDUSTRIA QUÍMICA DEL ITSMO S.A. DE C.V. «Manual del cloro.» s.f. [http://www.aniq.org.mx/pqta/pdf/Manual%20del%20Cloro%20\(LIT\).pdf](http://www.aniq.org.mx/pqta/pdf/Manual%20del%20Cloro%20(LIT).pdf).

INSTITUTO COLOMBIANO DE NORMAS TÉCNICAS Y CERTIFICACIONES. Calidad del agua: Determinación del ion cloruro. NTC 4844. Bogotá D.C.: El instituto, 2000.

INSTITUTO COLOMBIANO DE NORMAS TÉCNICAS Y CERTIFICACIONES. Referencias bibliográficas. Contenido, forma y estructura. NTC 5613. Bogotá D.C.: El instituto, 2008. 33p. c.

\_\_\_\_\_. Documentación. Presentación de tesis, trabajos de grado y otros trabajos de investigación. NTC 1486. Bogotá D.C.: El instituto, 2008. 36 p. 2008

\_\_\_\_\_. Referencias documentales para fuentes de información electrónicas. NTC 4490. Bogotá D.C.: El instituto, 1998. 23p.

INSTITUTO DE ENSEÑANZA A DISTANCIA DE ANDALUCÍA. Propiedades de los compuestos iónicos. s.f. [http://agrega.juntadeandalucia.es/repositorio/28012011/8b/es-an\\_2011012813\\_9111331/ODE-41e12ac3-e1c2-3ba6-85cc-b0557d87d6b2/4\\_qu\\_propiedades\\_presentan\\_los\\_compuestos\\_inicos.htm](http://agrega.juntadeandalucia.es/repositorio/28012011/8b/es-an_2011012813_9111331/ODE-41e12ac3-e1c2-3ba6-85cc-b0557d87d6b2/4_qu_propiedades_presentan_los_compuestos_inicos.htm).

INSTITUTO DE HIDROLOGÍA, METEOROLOGÍA Y ESTUDIOS AMBIENTALES DE COLOMBIA - IDEAM. «Hipoclorito de Sodio.» s.f. <http://documentacion.ideam.gov.co/openbiblio/bvirtual/018903/Links/Guia18.pdf>.

INSTITUTO DE INVESTIGACIONES MARINAS Y COSTERAS - INVEMAR. «Diagnóstico y Evaluación de la Calidad Ambiental MARina en el Caribe y Pacífico Colombiano.» 2011. [http://www.invemar.org.co/documents/10182/14479/Informe\\_REDCAM\\_2011.pdf](http://www.invemar.org.co/documents/10182/14479/Informe_REDCAM_2011.pdf).

INTRATEC SOLUTIONS. Thechology Economics: Sodium Hypochlorite Chemical production. 2013.

JEONG, Joonseon, Choonsoo KIM, y Others. «The effect of electrde material on the generation of oxidants and microbial inactivation in the electrochemical disinfection processes.» *Water Research (Elsevier)* 43, nº 4 (Diciembre 2008): 595-901.

JUNTA DE CASTILLA Y LEÓN - ESPAÑA. «Manual de tratamientos del agua de consumo humano.» s.f. [www.saludcastillayleon.es/sanidad/cm/profesionales/images?idMmedia=111473](http://www.saludcastillayleon.es/sanidad/cm/profesionales/images?idMmedia=111473).

KIURA, Hiromasa, Kouichi SANO, y Others. «Bactericidal activity of electrolyzed acid water from solution containing sodium chloride at low concentration, in comparison with that at high concentration.» *Journal of Microbiological Methods (Elsevier)* 49, nº 3 (Mayo 2002): 285-293.

KRAFT, A., M. STADELMANN, y Others. «Electrochemical water disinfection. Part I: Hypochlorite production from very dilute chloride solutions.» *Journal of Applied Electrochemistry (Kluwer Academic Publishers)* 29, nº 7 (Enero 1999): 861-868.

KUAN, Chee, Qinglin LIU, y Others. «High-temperature electrolysis of synthetic seawater using solid oxide electrolyzer cells.» *Journal of Power Sources (Elsevier)* 342 (Febrero 2017): 79-87.

LACASA, Engracia, Efi TSOLAKI, y Others. «Electrochemical disinfection of similated ballast water on conductive diamond electroles.» *Chemical Engineering Journal (Elsevier)* 223, nº 1 (Mayo 2013): 516-523.

LENNTECH BV. Desinfectantes Hipoclorito de Sodio. 2017. <https://www.lenntech.es/procesos/desinfeccion/quimica/desinfectantes-hipoclorito-de-sodio.htm>.

LEWIS, Kenneth A. «Chapter 9. Hypochlorination-Sodium Hypochlorite.» En *White's handbook of chlorination and alternative disinfectants*, de BLACK & VEATCH CORPORATION, 452-527. New Jersey: Jhon Wiley, 2010.

MERCK CHEMICAL AND LIFE SCIENCE S.A. «Ficha de Seguridad: Hipoclorito de Sodio.» 2013. [www.merck-chemicals.com](http://www.merck-chemicals.com).

MHR. «Factors that affect rate of dissolving and solubility.» s.f. [http://arthurscience.weebly.com/uploads/5/0/9/2/5092096/8.2\\_text\\_section.pdf](http://arthurscience.weebly.com/uploads/5/0/9/2/5092096/8.2_text_section.pdf).

MINISTERIO DE AMBIENTE, VIVIENDA Y DESARROLLO TERRITORIAL - COLOMBIA. «Resolució 2115 del 22 de Junio de 2007.» s.f. [http://www.minambiente.gov.co/images/GestionIntegraldelRecursoHidrico/pdf/Legislaci%C3%B3n\\_del\\_agua/Resoluci%C3%B3n\\_2115.pdf](http://www.minambiente.gov.co/images/GestionIntegraldelRecursoHidrico/pdf/Legislaci%C3%B3n_del_agua/Resoluci%C3%B3n_2115.pdf).

MINITAB. Diseño de un experimento. 2015. <https://support.minitab.com/es-mx/minitab/18/getting-started/designing-an-experiment/>.

MONTGOMERY, Douglas. Diseño y análisis de experimentos. Segunda. México D.F.: Limusa Wiley, 2004.

MURRAY, Patrick R., Ken S. ROSENTHAL, y Michael A. PFALLER. Microbiología Medica. Octava. Barcelona: Elsevier, 2017.

NAKAJIMA, Norihito, y Takashi NAKANO. «Evaluation of disinfective potential of reactivated free chlorine in pooled tap water by electrolysis.» *Journal of Microbiological Methods* (Elsevier) 57, n° 2 (Mayo 2004): 163-173.

OCCIDENTAL CHEMICAL CORPORATION OXY. «Sodium Hypochlorite Handbook.» Diciembre de 2014. <http://www.oxy.com/OurBusinesses/Chemicals/Products/Documents/sodiumhypochlorite/bleach.pdf>.

ORGANIZACIÓN MUNDIAL DE LA SALUD. Global Health Observatory data repository. Water, sanitation and hygiene. Diciembre de 2015. <http://apps.who.int/gho/data/node.main.WSHIMPROVED?lang=en>.

ORGANIZACIÓN PANAMERICA DE LA SALUD. «Capitulo 6. PRocesos de tratamiento de agua.» s.f. <http://www.bvsde.paho.org/bvsacg/fulltext/inspecciones/lec6.pdf>.

\_\_\_\_\_. «Guía para la selección de sistemas de desinfección.» 2007. <http://www.bvsde.paho.org/tecapro/documentos/agua/guiaseleccsistdesinf.pdf>.

PATIL, Rajkumar, Vinay JUVERKAR, y Others. «A polarity switching technique for the efficient production of sodium hypochlorite from chloride using platinum electrodes.» *Industrial & Engineering Chemistry Research* (ACS Publications) 53, n° 50 (Noviembre 2014): 19426-19437.

PÉREZ, Néstor. *Electrochemistry and corrosion science*. Segunda. San Juan: Springer, 2016.

POLCARO, A. M., A. VACCA, y Others. «Product and by-product formation in electrolysis of diluite chloride solutions.» *Journal of Applied Electrochemistry* (Springer) 38, n° 7 (Febrero 2008): 979-984.

POSADAS, Dionisio. *Introducción a la Electroquímica*. Argentina: Washington OEA, 1980.

QUIMITUBE. «Propiedades de las redes covalentes, estructuras del diamante y del grafito.» s.f. <http://www.quimitube.com/videos/propiedades-de-las-redes-covalentes-estructuras-del-diamante-y-del-grafito>.

RODIER, y COLS. «Control de la Desinfección. Análisis Físicoquímica de las Aguas Naturales.» s.f. [cidta.usal.es/cursos/etap/modulos/libros/Rodier%20y%20cols%202011.pdf](http://cidta.usal.es/cursos/etap/modulos/libros/Rodier%20y%20cols%202011.pdf)

ROJAS, Ricardo, y Sixto GUEVARA. Celdas electrolíticas para la producción in situ de hipoclorito de sodio. Lima: CEPIS, Unidad de Apoyo Técnico para el Saneamiento Básico del Área Rural, 2002.

ROMERO ROJAS, Jairo Alberto. Calidad del agua. Tercera. Bogotá D.C.: Escuela Colombiana de Ingeniería, 2009.

RONCO, C., y G.J. MISHKIN. Disinfection by Sodium Hypochlorite: Dialysis Applications. Vol. 154. Basel: KARGER, 2007.

RUSOLF, M., I. ROUSAR, y Others. «Cathodic reduction of hypochlorite during reduction of dilute sodium chloride solution.» *Journal of Applied Electrochemistry (Chapman & Hall)* 25, nº 2 (Febrero 1995): 155-165.

SÁNCHEZ, J., y C. VIOLA. Evaluación de una celda electrolítica en la producción de hipoclorito de sodio a partir de agua salinizada artificialmente en Tecnologías Químicas Ltda. Bogotá D.C.: Proyecto de grado, Universidad de América, 2008.

SAND, Henry J.S. Electroquímica y análisis electroquímico. Madrid: Aguilar Editores, 1951.

SANTAMARÍA, Germán, y Agustín CASTEJÓN. Electrotecnia. Madrid: Editex, 2009.

SAYLOR ACADEMY. «General Chemistry - Principles, patterns and applications.» 2012. <https://www.saylor.org/site/textbooks/General%20Chemistry%20Principles,%20Patterns,%20and%20Applications.pdf>.

SCHUCH, Ingo, Dennis DANNEHL, y Others. «Minimizing chlorate in the electrolytic disinfection of irrigation water.» *Landtechnik, Agricultural Engineering (ResearchGate)* 71, nº 2 (Marzo 2016): 25-33.

SCIALDONE, Onofrio, Serena RANDAZO, y Others. «Electrochemical oxidation of organics in water: Role of operative parameters in the absence and in the presence of NaCl.» *Water Research (Elsevier)* 43, nº 8 (Mayo 2009): 2260-2272.

SERWAY, Raymond A., y Jhon W. JEWETT. Física para ciencias e ingeniería con Física Moderna. Séptima. Vol. 2. México D.F.: Cengage Learning, 2009.

SOLSANO, Felipe, y Juan Pablo MÉNDEZ. Desinfección del agua. Lima: Centro Panamericano de Ingeniería Sanitaria y Ciencias del Ambiente, 2002.

SOO, Byung, Sang-Geun OH, y Others. «Evaluation of a seawater electrolysis process considering formation of free chlorine and perchlorate.» *Desalination and Water Treatment (Taylor & Francis)* 18, nº 1-3 (Diciembre 2009): 245-250.

\_\_\_\_\_. «Formation of hazardous inorganic by-products during electrolysis of seawater as a disinfection process for desalination.» *Science of the Total Environment (Elsevier)* 408, nº 23 (Noviembre 2010): 5958-5965.

SPASOJEVIC, M., N. KRSTAJIC, y Others. «Modelling current efficiency in an electrochemical hypochlorite reactor.» *Chemical Engineering Research and Design* (Elsevier) 93 (Enero 2015): 591-601.

TERRÁDEZ, Manuel, y Juan ANGEL. «Análisis de la varianza ANOVA.» 2017. <https://www.uoc.edu/in3/emath/docs/ANOVA.pdf>.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE MÉXICO. «Fuerza electromotriz y potencial estándar.» s.f. [depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/FUERZAELECTROMOTRIZYPOTENCIALESTANDAR\\_224644.pdf](http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/FUERZAELECTROMOTRIZYPOTENCIALESTANDAR_224644.pdf).

\_\_\_\_\_. «Termodinámica Electroquímica.» s.f. [http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/ApuntesUnidad3\\_24936.pdf](http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/ApuntesUnidad3_24936.pdf).

UNIVERSIDAD DE ALICANTE. «Conceptos de cinética electroquímica.» s.f. <https://rua.ua.es/dspace/bitstream/10045/8229/1/CorrTema3.pdf>.

UNIVERSIDAD DE BARCELONA. Análisis de la varianza con un factor (ANOVA). s.f. [http://www.ub.edu/aplica\\_infor/spss/cap4-7.htm](http://www.ub.edu/aplica_infor/spss/cap4-7.htm).

UNIVERSIDAD DEL ATLÁNTICO. «Corrección del factor de potencia y control de demanda.» 2014. <http://www.si3ea.gov.co/Portals/0/Gie/Tecnologias/factor.pdf>.

UNIVERSIDAD EIA. Tratamiento de aguas residuales. 2017. <http://fluidos.eia.edu.co/hidraulica/articulos/interesantes/tratamientoresiduales/tratamientoresiduales.html>.

## **ANEXOS**

**ANEXO A**  
**POTENCIALES ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN A 25 °C.**

Semirreacción	E°(V)
$F_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2F^-(ac)$	+2.87
$O_3(g) + 2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow O_2(g) + H_2O$	+2.07
$Co^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow Co^{2+}(ac)$	+1.82
$H_2O_2(ac) + 2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1.77
$PbO_2(s) + 4H^+(ac) + SO_4^{2-}(ac) + 2e^- \longrightarrow PbSO_4(s) + 2H_2O$	+1.70
$Ce^{4+}(ac) + e^- \longrightarrow Ce^{3+}(ac)$	+1.61
$MnO_4^-(ac) + 8H^+(ac) + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4H_2O$	+1.51
$Au^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow Au(s)$	+1.50
$Cl_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-(ac)$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14H^+(ac) + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 7H_2O$	+1.33
$MnO_2(s) + 4H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 2H_2O$	+1.23
$O_2(g) + 4H^+(ac) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1.23
$Br_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2Br^-(ac)$	+1.07
$NO_3^-(ac) + 4H^+(ac) + 3e^- \longrightarrow NO(g) + 2H_2O$	+0.96
$2Hg_2^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Hg_2^{2+}(ac)$	+0.92
$Hg_2^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow 2Hg(l)$	+0.85
$Ag^+(ac) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	+0.80
$Fe^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(ac)$	+0.77
$O_2(g) + 2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow H_2O_2(ac)$	+0.68
$MnO_4^-(ac) + 2H_2O + 3e^- \longrightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(ac)$	+0.59
$I_2(s) + 2e^- \longrightarrow 2I^-(ac)$	+0.53
$O_2(g) + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-(ac)$	+0.40
$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$	+0.34
$AgCl(s) + e^- \longrightarrow Ag(s) + Cl^-(ac)$	+0.22
$SO_4^{2-}(ac) + 4H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow SO_2(g) + 2H_2O$	+0.20
$Cu^+(ac) + e^- \longrightarrow Cu(s)$	+0.15
$Sn^{4+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Sn^{2+}(ac)$	+0.13
$2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow H_2(g)$	0.00
$Pb^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Pb(s)$	-0.13
$Sn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Sn(s)$	-0.14
$Ni^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Ni(s)$	-0.25
$Co^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Co(s)$	-0.28
$PbSO_4(s) + 2e^- \longrightarrow Pb(s) + SO_4^{2-}(ac)$	-0.31
$Cd^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cd(s)$	-0.40
$Fe^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Fe(s)$	-0.44
$Cr^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow Cr(s)$	-0.74
$Zn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Zn(s)$	-0.76
$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2(g) + 2OH^-(ac)$	-0.83
$Mn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Mn(s)$	-1.18
$Al^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow Al(s)$	-1.66
$Be^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Be(s)$	-1.85
$Mg^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Mg(s)$	-2.37
$Na^+(ac) + e^- \longrightarrow Na(s)$	-2.71
$Ca^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Ca(s)$	-2.87
$Sr^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Sr(s)$	-2.89
$Ba^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Ba(s)$	-2.90
$K^+(ac) + e^- \longrightarrow K(s)$	-2.93
$Li^+(ac) + e^- \longrightarrow Li(s)$	-3.05

\* Para todas las semirreacciones, la concentración es de 1 M para las especies disueltas, y la presión para los gases es de 1 atm. Éstos son los valores de estado estándar.

Fuente: CHANG, Raymond. Química. Décima Edición. México: Mc Graw Hill, 2010. p. 846.

**ANEXO B**  
MATRIZ DE REVISIÓN BIBLIOGRÁFICA – CONDICIONES DE OPERACIÓN





















**ANEXO C**  
MATRIZ DE REVISIÓN BIBLIOGRÁFICA – DISEÑO DE LA CELDA ELECTROLÍTICA



## Fuentes bibliográficas

1. SCHUCH, Ingo; DANNEHL, Dennis & Others. Minimizing chlorate in the electrolytic disinfection of irrigation water. En: Landtechnik, Agricultural Engineering. Vol. 71; No. 2 (March, 2016). Pág. 25-33.
2. NAKAJIMA, Norihito; NAKANO, Takashi & Others. Evaluation of disinfective potential of reactivated free chlorine in polluted tap water by electrolysis. En: Journal of Microbiological Methods. Vol. 57; No. 2 (May, 2004). Pág. 163-173.
3. POLCARO, A.M.; VACCA, A. & Others. Product and by-product formation in electrolysis of dilute chloride solutions. En: Journal of Applied Electrochemistry. Vol. 38; No. 7 (July, 2008) Pág. 979-984.  
\*Tiempo requerido para alcanzar la máxima concentración de agente oxidante.
4. SPASOJEVIC, M., KRSTAJIC, N. & Others. Modelling current efficiency in an electrochemical hypochlorite reactor. En: Chemical Engineering Research and Design. Vol. 93 (January, 2015). Pág. 591-601.
5. ROJAS, Ricardo; GUEVARA, Sixto. Celdas electrolíticas para la producción in situ de hipoclorito de sodio. Lima: CEPIS, Unidad de Apoyo Técnico para el Saneamiento Básico del Área Rural; 2002.  
\*\* Cada una de las celdas tiene una dimensión diferente para los ánodos y cátodos.
6. BERGMANN, Henry; ROLLIN, Johanna. Product and by-product in laboratory studies on disinfection electrolysis of water using boron-doped diamond anodes. En: Catalysis Today. Vol. 124; No. 3-4 (June, 2007). Pág. 198-203.
7. SCIALDONE, Onofrio; RANDAZZO, Serena & Others. Electrochemical oxidation of organics in water: Role of operative parameters in the absence and in the presence of NaCl. En: Water Research. Vol. 43; No. 8 (May, 2009). Pág. 2260-2272.
8. GIRENKO, D.V.; PILETSKA, A.O. & Others. Novel electrode material for synthesis of low concentration sodium hypochlorite solutions. En: Chemical and Materials Engineering. Vol. 1; No. 2 (August, 2013). Pág. 53-59.
9. PATIL, Rajkumar S., JUVEKAR, Vinay A. & Others. A polarity switching technique for the efficient production of sodium hypochlorite from aqueous chloride using platinum electrodes. En: Industrial & Engineering Chemistry Research. Vol. 53; No. 50 (November, 2014). Pág. 19426-19437.
10. CZARNETZKI, L.R.; JANSSEN L.J.J. Formation of hypochlorite, chlorate and oxygen during NaCl electrolysis from alkaline solutions at an RuO<sub>2</sub>/TiO<sub>2</sub> anode. En: Journal of Applied Electrochemistry. Vol. 22; No. 4 (April, 1992). Pág. 315-324.
11. RUSOLF, M.; ROUSAR, I. & Others. Cathodic reduction of hypochlorite during reduction of dilute sodium chloride solution. En: Journal of Applied Electrochemistry. Vol. 25; No. 2 (February, 1995). Pág. 155-165.

12. OH, Byung Soo; OH, Sang Guen & Others. Formation of hazardous inorganic by-products during electrolysis of seawater as a disinfection process for desalination. En: Science of the Total Environment. Vol. 408; No. 23 (November, 2010). Pág. 5958-5965.
13. LACASA, Engracia; TSOLAKI, Efi & Others. Electrochemical disinfection of simulated ballast water on conductive diamond electrodes. En: Chemical Engineering Journal. Vol. 223; No. 1 (May, 2013). Pág. 516-523.
14. JEONG, Joonseon; KIM, Choonsoo & Others. The effect of electrode material on the generation of oxidants and microbial inactivation in the electrochemical disinfection processes. En: Water Research. Vol. 43; No. 4 (March, 2009). Pág. 598-901.
15. GHERNAOUT, Djamel; WAHIB, Mohamed & Others. On the dependence of chlorine by-products generated species formation of the electrode material and applied charge during electrochemical water treatment. En: Desalination. Vol. 270; No. 1-3 (April, 2011). Pág. 9-22. \*\*\* Carga específica
16. BERGMANN, Henry. Drinking water disinfection by in-line electrolysis: Product and inorganic by-product formation. En: Electrochemistry for the Environment. (October, 2009). Pág. 163-204.
17. KIURA, Hiromasa; SANO, Kouichi & Others. Bactericidal activity of electrolyzed acid water from solution containing sodium chloride at low concentration, in comparison with that at high concentration. En: Journal of Microbiological Methods. Vol. 49; No. 3 (May, 2002). Pág. 285-293.
18. OH, Byung Soo; OH, Sang Guen & Others. Evaluation of a seawater electrolysis process considering formation of free chlorine and perchlorate. En: Desalination and Water Treatment. Vol. 18; No. 1-3 (June, 2010). Pág. 245-250.
19. BERGMANN, Henry; KOPARAL, A. Tansu & Others. The influence of products and by-products obtained by drinking water electrolysis on microorganisms. En: Microchemical Journal. Vol. 89; No. 2 (August, 2008). Pág. 98-107.
20. RONCO, C.; MISHKIN, G.J. Disinfection by Sodium Hypochlorite: Dialysis Applications. Basel, Switzerland: KARGER, 2007. p. 11-18. ISBN 978-3-8055-8193-6. † Distancia entre electrodos

## ANEXO D METODOLOGÍA – ANÁLISIS DE CLORURO

### Objetivo:

- Medir la concentración de cloruro de sodio residual en el electrolito después de aplicar la técnica de electrolisis.
- Cuantificar la cantidad de sal consumida durante el proceso de electrolisis.
- Aplicar el método argentométrico para la determinación de cloruro.

### Descripción del procedimiento

1. Solución indicadora de cromato de potasio: Se disuelven 50 g de  $K_2CrO_4$  en un poco de agua destilada. Se agrega la solución de  $AgNO_3$  hasta que se forma un precipitado rojo. Se deja reposar durante 12 horas y se diluye hasta 1 L con agua destilada.

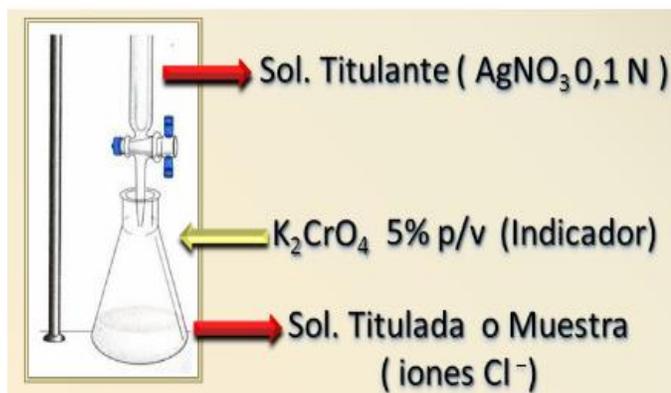
2. Solución titulante de nitrato de plata (0,0141 M): Se disuelven 2,395 g de  $AgNO_3$  en agua destilada y se diluyen a 1000 mL. Se normalizan contra el NaCl mediante el procedimiento de titulación descrito posteriormente. Se almacena en una botella ámbar.

3. Solución patrón de cloruro de sodio (0,0141 M): Se disuelven 824 mg de NaCl (secado a 140 °C) en agua destilada y se diluyen a 1000 mL.

4. Blanco: Se diluye 1 mL de la solución indicadora de cromato de potasio hasta un volumen de 100 mL de agua destilada. Se ajusta el pH en un rango entre 7 y 10.

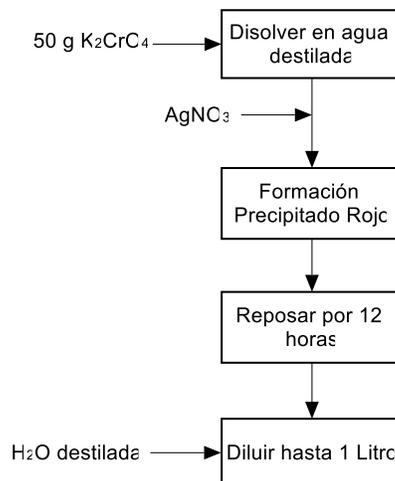
5. Preparación de la muestra: Se usa una muestra de 100 mL o una porción adecuada diluida a 100 mL. Si la muestra es muy coloreada, se agregan 3 mL de suspensión de  $Al(OH)_3$ , se mezcla, se deja asentar y se filtra.

6. Titulación: Se titulan las muestras directamente en una escala de pH de 7 a 10. Se ajusta el pH de la muestra en este rango con  $H_2SO_4$  o NaOH si no está dentro de esta escala. Se agrega 1 mL de la solución indicadora de  $K_2CrO_4$ . Se titula con una solución estándar de  $AgNO_3$  hasta un punto final amarillo rosáceo.

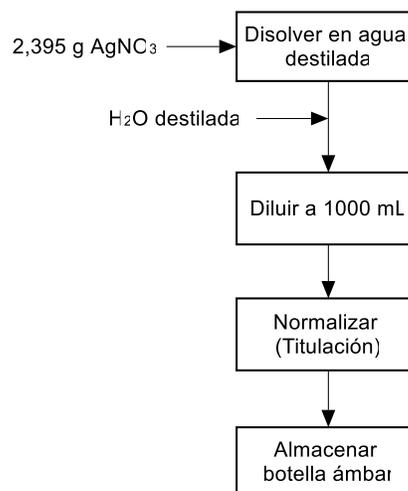


## Diagrama de flujo

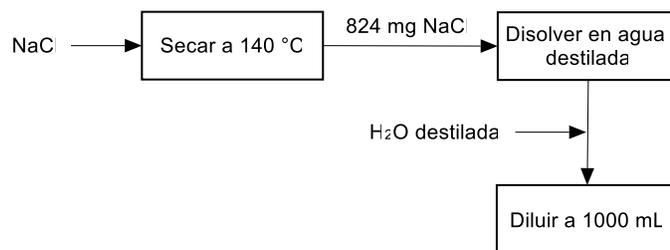
### 1. Solución indicadora de cromato de potasio



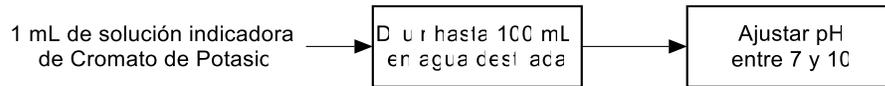
### 2. Solución titulante de nitrato de plata (0,0141 M)



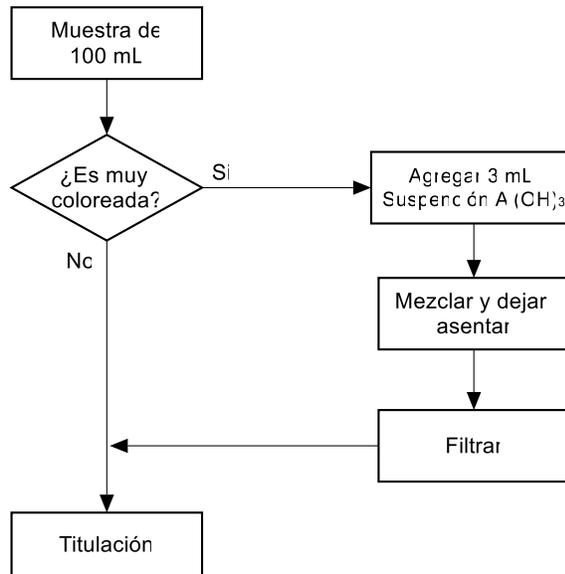
### 3. Solución patrón de cloruro de sodio (0,0141 M)



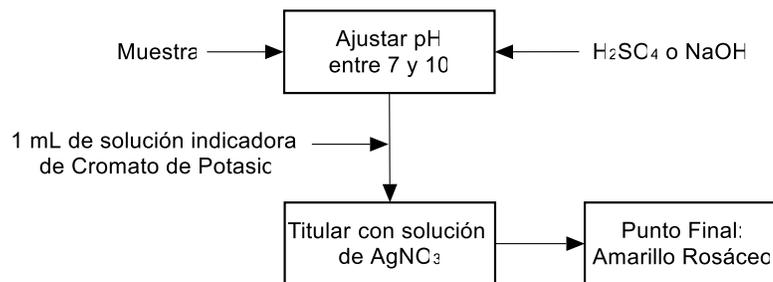
#### 4. Blanco



#### 5. Preparación de la muestra



#### 6. Titulación



#### Materiales y reactivos

- Solución indicadora cromato de potasio
- Solución de cloruro de sodio Patrón
- Solución titulante de nitrato de plata
- Hidróxido de aluminio
- Hidróxido de sodio
- Ácido sulfúrico
- Agua destilada

## Equipos

- Balanza analítica
- pH-metro
- Erlenmeyer de 250 mL
- Bureta de 50 mL
- Pipetas volumétricas de 25 mL, 10 mL y 5 mL
- Pipeta graduada de 10 mL
- Balones volumétricos de 1 L, 500 mL, 100 mL, 50 mL y 25 mL
- Vidrio de reloj
- Embudo
- Otros: Espátula, soporte universal, pinzas para bureta, frasco lavador.

## Referencias

- Instituto Colombiano de Normas Técnicas y Certificaciones (ICONTEC). Norma Técnica Colombiana NTC 4844 del 30 de Agosto de 2000. Calidad del Agua: Determinación del ion Cloruro.
- Universidad Tecnológica de Pereira UTP. Laboratorio de Aguas – AMAC. Procedimientos para el análisis de aguas. Disponible: < [http://repositorio.utp.edu.co/dspace/bitstream/handle/11059/2337/6281586132G915\\_anexo.pdf?sequence=2](http://repositorio.utp.edu.co/dspace/bitstream/handle/11059/2337/6281586132G915_anexo.pdf?sequence=2)>

**ANEXO E**  
**METODOLOGÍA – ANÁLISIS DE CLORO RESIDUAL LIBRE**

**Objetivos:**

- Medir la concentración del agente desinfectante resultante en la solución patrón una vez realizado el proceso de electrolisis.
- Aplicar el método colorimétrico de la DPD para determinar cloro residual libre.

**Descripción del procedimiento**

1. Solución tampón de fosfato: Se disuelven 24 g de Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> anhídrido y 46 g de KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> anhídrido en agua destilada. Combínesese con 100 mL de agua destilada en la que se han disuelto 800 mg de EDTA. Añadir 20 mg de HgCl<sub>2</sub> para impedir el crecimiento microbiano y aforar hasta 1 Litro.

2. Solución indicadora de N,N-dietil-p-fenilendiamina (DPD): Disolver 200 mg de sal disódica de EDTA dihidrato en aproximadamente 250 mL de agua desionizada. Añadir 8 mL de ácido sulfúrico 1:3. Disolver 1 gramo de oxalato de DPD, o 1,5 g de sulfato de DPD pentahidratado, o 1,1 g de sulfato de DPD anhídrido. Completar a 1 Litro y consérvese en un frasco topacio con tapón de vidrio en la oscuridad.

3. Solución madre de yodato potásico (1,006 g/L): Disolver 1,006 g de yodato potásico KIO<sub>3</sub> en agua desionizada sin demanda de cloro hasta completar 1000 mL.

4. Solución patrón de yodato potásico yodurado (10,06 mg/L): Tomar 10 mL de la solución madre de yodato potásico 1,006 g/L, añadir 1 g de yoduro de potasio KI, y disolver con agua desionizada sin demanda de cloro con la cantidad suficiente para completar 1000 mL.

5. Curva de calibración: En una serie de matraces aforados de 100 mL, introducir cantidades crecientes de la solución patrón yodato/yodurada de tal modo que se obtenga un rango de concentración que se extiende de 0,03 a 5 mg/L de cloro equivalente. Añadir a continuación los reactivos en el orden indicado y completar a 100 mL con agua desionizada.

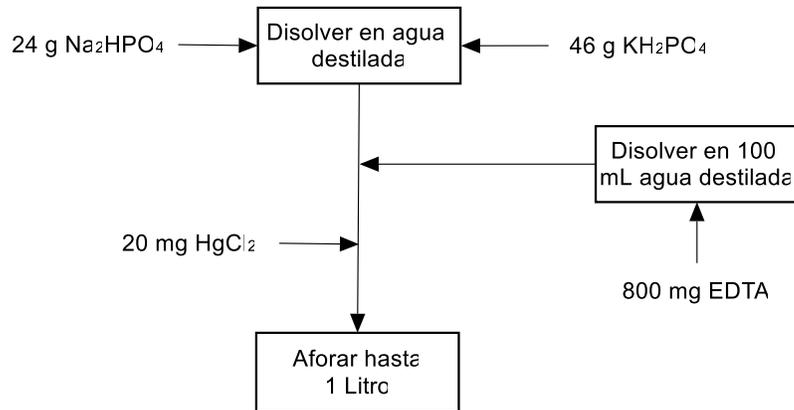
Solución patrón yodato potásico yodurado (mL)	0	3	5	10	25	50
Solución ácido sulfúrico	1 mL					
Esperar 1 minuto						
Solución hidróxido sodio	1 mL					
Agua desionizada	Hasta 100 mL					
Corresponde a mg Cl/L	0	0,3	0,5	1	2,5	5

Transvasar sucesivamente el contenido de cada matraz aforado a un erlenmeyer que contenga con anterioridad y durante menos de un minuto, 5 mL de solución tampón de fosfato y 5 mL de solución indicadora de DPD. Mezclar y después efectuar las medidas en el espectrofotómetro a 510 nm en un plazo máximo de 2 minutos.

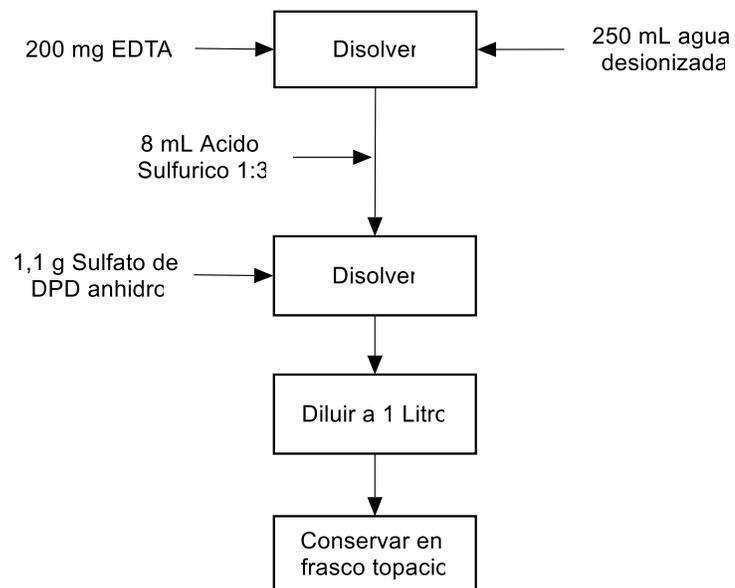
6. Determinación del cloro libre: Ponga 0,5 mL de la solución tampón de fosfato y 0,5 mL de solución indicadora de DPD en un tubo de ensayo o en la celda del espectrofotómetro. Añadir 10 mL de muestra y mezclar. Leer el color inmediatamente en el espectrofotómetro. Realizar dilución y ajustar las cantidades si la concentración de cloro residual libre es superior a la calculada por el método.

### Diagrama de flujo

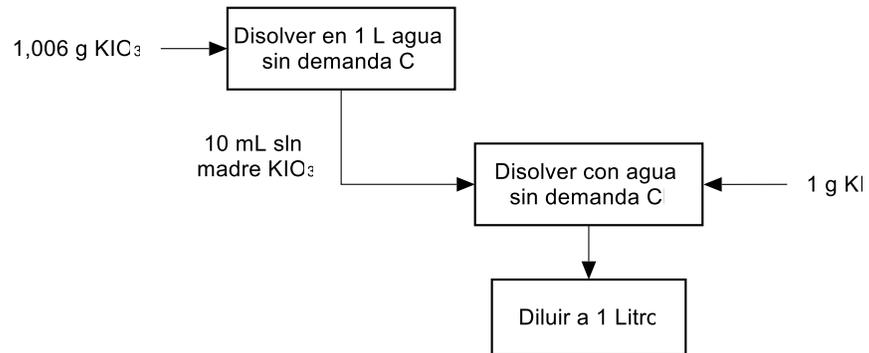
#### 1. Solución tampón de fosfato



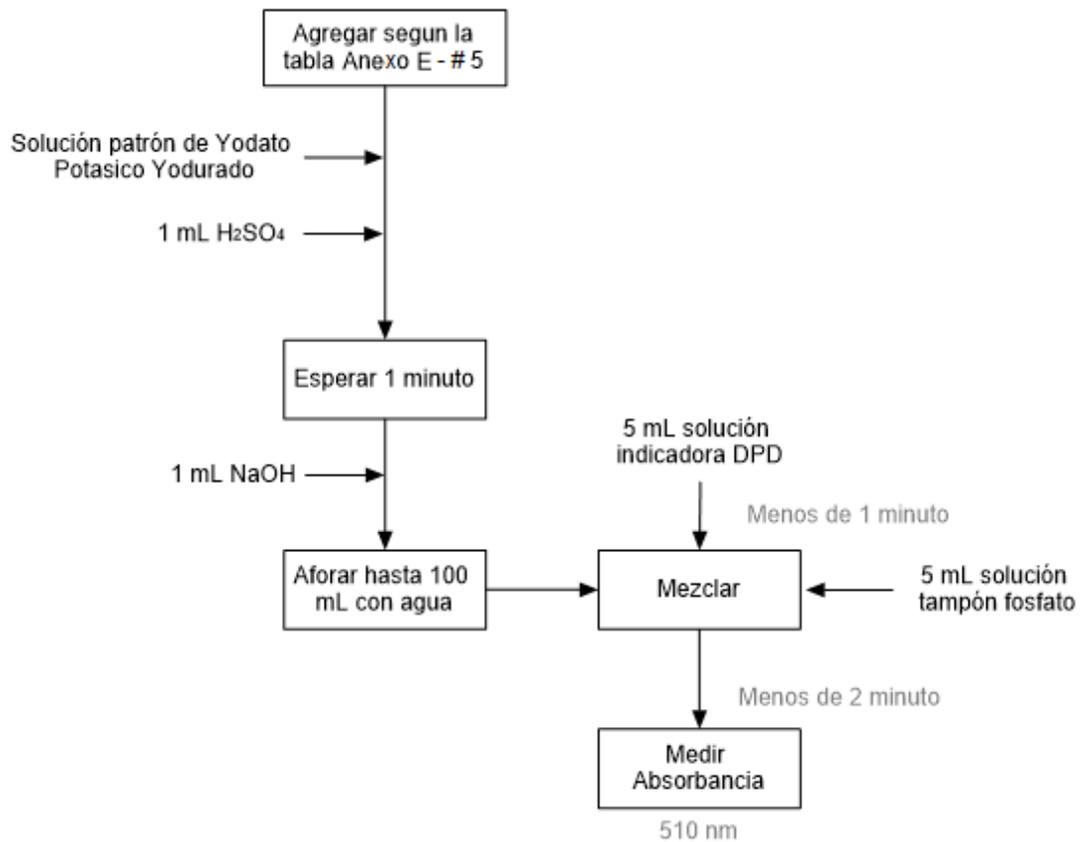
#### 2. Solución indicadora de N,N-dietil-p-fenilendiamina (DPD)



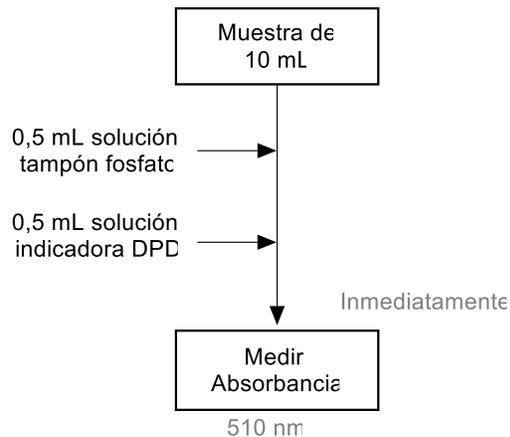
3. Solución madre de yodato potásico (1,006 g/L) y solución patrón de yodato potásico yodurado (10,06 mg/L)



4. Curva de calibración



## 5. Determinación del cloro libre



### Materiales y reactivos

- Solución tampón de fosfato
- Solución indicadora de N,N-dietil-p-fenilendiamina (DPD)
- Yoduro de potasio (cristales)
- Solución de yoduro de potasio
- Ácido sulfúrico 2 N
- Hidróxido de sodio 2 N
- Agua desionizada sin demanda de cloro

### Equipos

- Espectrofotómetro con longitud de onda de 510 nm
- Celdas del espectrofotómetro de 1 cm
- Balanza analítica
- pH-metro
- Erlenmeyer de 250 mL
- Pipetas volumétricas de 25 mL, 10 mL, 5 mL y 1 mL
- Pipeta graduada de 10 mL
- Balones volumétricos de 1 L
- Vidrio de reloj
- Otros: Espátula, embudo, frasco lavador.

### Referencias

- American Public Health Association; American Water Works Association; Water pollution control Federation. Standard Methods for the examination of water and wastewater. Décimo séptima Edición. Madrid, España. 1992. Pág. 4-51 a 4-72
- RODIER & COLS. Control de la Desinfección. Análisis Físicoquímico de las Aguas Naturales [online]. Disponible: <<http://cidta.usal.es/cursos/etap/modulos/libros/Rodier%20y%20cols%202011.pdf>>

**ANEXO F**  
**FICHA TÉCNICA CLORURO DE SODIO**



**FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD**  
de acuerdo el Reglamento (CE) No. 1907/2006

Fecha de revisión 11.03.2015

Versión 1.2

---

**SECCIÓN 1. Identificación de la sustancia o la mezcla y de la sociedad o la empresa**

**1.1 Identificador del producto**

Artículo número	106406
Denominación	Sodio cloruro 99.99 Suprapur®
Número de registro REACH	No hay disponible un número de registro para esta sustancia, ya que la sustancia o su uso están exentos del registro; según el artículo 2 del Reglamento REACH (CE) núm. 1097/2006, el tonelaje anual no requiere registro o dicho registro está previsto para una fecha posterior.
No. CAS	7647-14-5

**1.2 Usos pertinentes identificados de la sustancia o de la mezcla y usos desaconsejados**

Usos identificados	Análisis químico Para informaciones adicionales a usos refiérase al portal Merck Chemicals ( <a href="http://www.merckgroup.com">www.merckgroup.com</a> ; for USA/Canada <a href="http://www.emdgroup.com">www.emdgroup.com</a> ).
--------------------	---

**1.3 Datos del proveedor de la ficha de datos de seguridad**

Compañía	Merck KGaA * 64271 Darmstadt * Alemania * Tel: +49 6151 72-0
Departamento Responsable	<a href="mailto:manuel.caceres@merckgroup.com">manuel.caceres@merckgroup.com</a> ; Tel: 4254770 Ext. 5301
Representante regional	Merck S.A. Calle 10 No. 65-28 Bogotá D.C. Colombia  Telf: 4254747 Fax: 4255407

1.4 Teléfono de emergencia	Línea Salvavidas SISTEMA-SURA 018000941414 018000511414 4055911
----------------------------	--

---

**SECCIÓN 2. Identificación de los peligros**

**2.1 Clasificación de la sustancia o de la mezcla**

Esta sustancia no es clasificada como siendo peligrosa según la legislación de la Unión Europea.

**2.2 Elementos de la etiqueta**

Etiquetado (REGLAMENTO (CE) No 1272/2008)

No es una sustancia o mezcla peligrosa de acuerdo con el Reglamento (CE) No. 1272/2008.

**2.3 Otros peligros**

Ninguno conocido.

---

Las Fichas de Datos de Seguridad para artículos del catálogo también se obtienen en [www.merckgroup.com](http://www.merckgroup.com)

Página 1 de 9

FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD  
de acuerdo el Reglamento (CE) No. 1907/2006

Artículo número	106406
Denominación	Sodio cloruro 99.99 Suprapur®

---

---

SECCIÓN 3. Composición/información sobre los componentes

3.1 Sustancia

Formula	NaCl	CINa (Hill)
No. CE	231-598-3	
Masa molar	58,44 g/mol	

Observaciones	Ningún ingrediente peligroso según la Reglamento (CE) No. 1907/2006
---------------	---

3.2 Mezcla

No aplicable

---

SECCIÓN 4. Primeros auxilios

4.1 Descripción de los primeros auxilios

Tras inhalación: aire fresco.

En caso de contacto con la piel: Quitar inmediatamente todas las prendas contaminadas.  
Aclararse la piel con agua/ducharse.

Tras contacto con los ojos: aclarar con abundante agua.

Tras ingestión: hacer beber agua (máximo 2 vasos), en caso de malestar consultar al médico.

4.2 Principales síntomas y efectos, agudos y retardados

Náusea, Vómitos

4.3 Indicación de toda atención médica y de los tratamientos especiales que deban dispensarse inmediatamente

No hay información disponible.

---

SECCIÓN 5. Medidas de lucha contra incendios

5.1 Medios de extinción

*Medios de extinción apropiados*

Usar medidas de extinción que sean apropiadas a las circunstancias del local y a sus alrededores.

*Medios de extinción no apropiados*

No existen limitaciones de agentes extinguidores para esta sustancia/mezcla.

5.2 Peligros específicos derivados de la sustancia o la mezcla

No combustible.

Posibilidad de formación de vapores peligrosos por incendio en el entorno.

El fuego puede provocar emanaciones de:

Gas cloruro de hidrógeno

5.3 Recomendaciones para el personal de lucha contra incendios

---

FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD  
de acuerdo el Reglamento (CE) No. 1907/2006

Artículo número	106406
Denominación	Sodio cloruro 99.99 Suprapur®

---

*Equipo de protección especial para el personal de lucha contra incendios*

Permanencia en el área de riesgo sólo con sistemas de respiración artificiales e independientes del ambiente. Protección de la piel mediante observación de una distancia de seguridad y uso de ropa protectora adecuada .

*Otros datos*

Reprimir los gases/vapores/neblinas con agua pulverizada. Impedir la contaminación de las aguas superficiales o subterráneas por el agua que ha servido a la extinción de incendios.

---

**SECCIÓN 6. Medidas en caso de vertido accidental**

**6.1 Precauciones personales, equipo de protección y procedimientos de emergencia**

Indicaciones para el personal que no forma parte de los servicios de emergencia: Evitar la inhalación de polvo. Evacúe el área de peligro, respete los procedimientos de emergencia, con sulte con expertos.

Consejos para el personal de emergencia:

Equipo protector véase sección 8.

**6.2 Precauciones relativas al medio ambiente**

No dejar que el producto entre en el sistema de alcantarillado.

**6.3 Métodos y material de contención y de limpieza**

Cubra las alcantarillas. Recoja, una y aspire los derrames. Observe posibles restricciones de materiales (véanse indicaciones en las secciones 7 o 10). Recoger en seco y proceder a la eliminación de residuos. Aclarar. Evitar la formación de polvo.

**6.4 Referencia a otras secciones**

Para indicaciones sobre el tratamiento de residuos, véase sección 13.

---

**SECCIÓN 7. Manipulación y almacenamiento**

**7.1 Precauciones para una manipulación segura**

*Consejos para una manipulación segura*

Observar las indicaciones de la etiqueta.

*Medidas de higiene*

Sustituir la ropa contaminada. Lavar manos al término del trabajo.

**7.2 Condiciones de almacenamiento seguro, incluidas posibles incompatibilidades**

*Condiciones de almacenamiento*

Bien cerrado. Seco.

Temperatura de almacenaje recomendada indicada en la etiqueta del producto.

**7.3 Usos específicos finales**

Fuera de los usos indicados en la sección 1.2 no se previenen aplicación es finales adicionales.

---

**SECCIÓN 8. Controles de exposición/protección individual**

**8.1 Parámetros de control**

No contiene sustancias con valores límites de exposición profesional.

**8.2 Controles de la exposición**

Disposiciones de ingeniería

---

Las Fichas de Datos de Seguridad para artículos del catálogo también se obtienen en [www.merckgroup.com](http://www.merckgroup.com)

FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD  
de acuerdo el Reglamento (CE) No. 1907/2006

Artículo número 106406  
Denominación Sodio cloruro 99.99 Suprapur®

---

Medidas técnicas y observación de métodos adecuados de trabajo tienen prioridad ante el uso de equipos de protección personal.  
Véase sección 7.1.

**Medidas de protección individual**

Los tipos de auxiliares para protección del cuerpo deben elegirse específicamente según el puesto de trabajo en función de la concentración y cantidad de la sustancia peligrosa. Debería aclararse con el suministrador la estabilidad de los medios protectores frente a los productos químicos.

*Protección de los ojos / la cara*

Gafas de seguridad

*Protección de las manos*

Sumerción:

Material del guante: Caucho nitrilo  
Espesor del guante: 0,11 mm  
tiempo de penetración: > 480 min

Salpicaduras:

Material del guante: Caucho nitrilo  
Espesor del guante: 0,11 mm  
tiempo de penetración: > 480 min

Los guantes de protección indicados deben cumplir con las especificaciones de la Directiva 89/686/EEC y con su norma resultante EN374, por ejemplo KCL 741 Dermatril® L (Sumerción), KCL 741 Dermatril® L (Salpicaduras).

Los tiempos de ruptura mencionados anteriormente han sido determinados con muestras de material de los tipos de guantes recomendados en mediciones de laboratorio de KCL según EN374.

Esta recomendación solo es válida para el producto mencionado en la ficha de datos de seguridad, suministrado por nosotros y para el fin indicado. Al disolver o mezclar en otras sustancias y cuando las condiciones difieran de las indicadas en EN374, debe dirigirse al suministrador de guantes con distintivo CE (por ejem. KCL GmbH, D-36124 Eichenzell, Internet: [www.kcl.de](http://www.kcl.de))

*Protección respiratoria*

necesaria en presencia de polvo.

Tipo de Filtro recomendado: Filtro P 1

El empresario debe garantizar que el mantenimiento, la limpieza y la prueba técnica de los protectores respiratorios se hagan según las instrucciones del productor de las mismas. Estas medidas deben ser documentadas debidamente.

**Controles de exposición medioambiental**

No dejar que el producto entre en el sistema de alcantarillado.

---

**SECCIÓN 9. Propiedades físicas y químicas**

**9.1 Información sobre propiedades físicas y químicas básicas**

Forma	sólido
Color	incoloro
Olor	inodoro
Umbral olfativo	No aplicable

---

Las Fichas de Datos de Seguridad para artículos del catálogo también se obtienen en [www.merckgroup.com](http://www.merckgroup.com)

Página 4 de 9

FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD  
de acuerdo el Reglamento (CE) No. 1907/2006

Artículo número	106406
Denominación	Sodio cloruro 99.99 Suprapur®
pH	4,5 - 7,0 a 100 g/l 20 °C
Punto de fusión	801 °C
Punto /intervalo de ebullición	1.461 °C a 1.013 hPa
Punto de inflamación	No aplicable
Tasa de evaporación	No hay información disponible.
Inflamabilidad (sólido, gas)	El producto no es inflamable.
Límite de explosión, inferior	No hay información disponible.
Límite de explosión, superior	No hay información disponible.
Presión de vapor	1,3 hPa a 865 °C
Densidad relativa del vapor	No hay información disponible.
Densidad	2,17 g/cm <sup>3</sup> a 20 °C
Densidad relativa	No hay información disponible.
Solubilidad en agua	358 g/l a 20 °C
Coefficiente de reparto n-octanol/agua	No hay información disponible.
Temperatura de auto-inflamación	No hay información disponible.
Temperatura de descomposición	No hay información disponible.
Viscosidad, dinámica	No hay información disponible.
Propiedades explosivas	No clasificado/a como explosivo/a.
Propiedades comburentes	ningún
<b>9.2 Otros datos</b>	
Temperatura de ignición	No aplicable
Densidad aparente	aprox. 1.140 kg/m <sup>3</sup>

---

**SECCIÓN 10. Estabilidad y reactividad**

**10.1 Reactividad**

Véase sección 10.3

---

Las Fichas de Datos de Seguridad para artículos del catálogo también se obtienen en [www.merckgroup.com](http://www.merckgroup.com)

FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD  
de acuerdo el Reglamento (CE) No. 1907/2006

Artículo número 106406  
Denominación Sodio cloruro 99.99 Suprapur®

---

10.2 Estabilidad química

El producto es químicamente estable bajo condiciones normales (a temperatura ambiental).

10.3 Posibilidad de reacciones peligrosas

Riesgo de explosión/reacción exotérmica con:

Metales alcalinos

Reacción exotérmica con:

Litio

10.4 Condiciones que deben evitarse

información no disponible

10.5 Materiales incompatibles

información no disponible

10.6 Productos de descomposición peligrosos

en caso de incendio: véase sección 5.

---

SECCIÓN 11. Información toxicológica

11.1 Información sobre los efectos toxicológicos

*Toxicidad oral aguda*

DL50 Rata: 3.000 mg/kg (RTECS)

*Toxicidad aguda por inhalación*

Esta información no está disponible.

*Toxicidad cutánea aguda*

DL50 Conejo: > 10.000 mg/kg (RTECS)

*Irritación de la piel*

Conejo

(ECHA)

No irrita la piel

*Irritación ocular*

Conejo

(ECHA)

No irrita los ojos

*Sensibilización*

Esta información no está disponible.

*Mutagenicidad en células germinales*

*Genotoxicidad in vitro*

Mutagenicidad (ensayo de células de mamífero): test micronucleus.

Resultado: negativo

(IUCLID)

Prueba de Ames

Resultado: negativo

(IUCLID)

*Carcinogenicidad*

Esta información no está disponible.

*Toxicidad para la reproducción*

Esta información no está disponible.

---

FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD  
de acuerdo el Reglamento (CE) No. 1907/2006

Artículo número	106406
Denominación	Sodio cloruro 99.99 Suprapur®

---

*Teratogenicidad*

Esta información no está disponible.

*Toxicidad específica en determinados órganos - exposición única*

Esta información no está disponible.

*Toxicidad específica en determinados órganos - exposiciones repetidas*

Esta información no está disponible.

*Peligro de aspiración*

Esta información no está disponible.

**11.2 Otros datos**

Efectos sistémicos:

Tras ingestión de grandes cantidades:

Náusea, Vómitos

No deben esperarse efectos tóxicos si la manipulación es adecuada.

---

**SECCIÓN 12. Información ecológica**

**12.1 Toxicidad**

*Toxicidad para los peces*

CL50 Pimephales promelas (Piscardo de cabeza gorda): 7.650 mg/l; 96 h (IUCLID)

*Toxicidad para las dafnias y otros invertebrados acuáticos*

CE50 Daphnia magna (Pulga de mar grande): 1.000 mg/l; 48 h (IUCLID)

**12.2 Persistencia y degradabilidad**

*Biodegradabilidad*

Los métodos para la determinación de la degradabilidad biológica no son aplicables para las sustancias inorgánicas.

**12.3 Potencial de bioacumulación**

No hay información disponible.

**12.4 Movilidad en el suelo**

No hay información disponible.

**12.5 Resultados de la valoración PBT y mPmB**

Una valoración PBT y MPMB no se hizo, debido al hecho de que una evaluación de peligro químico no es necesaria o no existe.

**12.6 Otros efectos adversos**

*Información ecológica complementaria*

La descarga en el ambiente debe ser evitada.

FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD  
de acuerdo el Reglamento (CE) No. 1907/2006

Artículo número 106406  
Denominación Sodio cloruro 99.99 Suprapur®

---

---

**SECCIÓN 13. Consideraciones relativas a la eliminación**

*Métodos para el tratamiento de residuos*

Los residuos deben eliminarse de acuerdo con la directiva sobre residuos 2008/98/CE así como con otras normativas locales o nacionales. Deje los productos químicos en sus recipientes originales. No los mezcle con otros residuos. Maneje los recipientes sucios como el propio producto.

Consulte en [www.retrologistik.com](http://www.retrologistik.com) sobre procesos relativos a la devolución de productos químicos o recipientes, o contáctenos si tiene más preguntas.

---

**SECCIÓN 14. Información relativa al transporte**

Transporte por carretera (ADR/RID)

14.1 - 14.6 Producto no peligroso según los criterios de la reglamentación del transporte.

Transporte fluvial (ADN)

No relevante

Transporte aéreo (IATA)

14.1 - 14.6 Producto no peligroso según los criterios de la reglamentación del transporte.

Transporte marítimo (IMDG)

14.1 - 14.6 Producto no peligroso según los criterios de la reglamentación del transporte.

14.7 Transporte a granel con arreglo al anexo II del Convenio Marpol 73/78 y del Código IBC  
No relevante

---

**SECCIÓN 15. Información reglamentaria**

15.1 Reglamentación y legislación en materia de seguridad, salud y medio ambiente específicas para la sustancia o la mezcla

*Legislación nacional*

Clase de almacenamiento 10 - 13

15.2 Evaluación de la seguridad química

Para éste producto no se realizó una valoración de la seguridad química.

---

**SECCIÓN 16. Otra información**

Consejos relativos a la formación

Debe disponer a los trabajadores la información y la formación práctica suficientes.

Etiquetado (67/548/CEE o 1999/45/CE)

El producto no necesita ser etiquetado de acuerdo con las directivas de la Comunidad Europea ó las respectivas leyes nacionales.

---

Las Fichas de Datos de Seguridad para artículos del catálogo también se obtienen en [www.merckgroup.com](http://www.merckgroup.com)

Página 8 de 9

## ANEXO G

### ANÁLISIS DE VARIANZA – ANOVA MULTIFUNCIONAL

#### Datos

- Numero de variables: 3
- Numero de niveles: 3
- Diseño factorial:  $3^3$
- Numero de experimentos: 27
- Replicas por experimento: 2
- Datos por experimento: 10
- Número total de datos: 810

#### Editor de datos (Stata)

The screenshot shows the Stata Data Editor interface. The main window displays a dataset with 24 observations and 5 variables: NaCl, Corriente, Agitación, Tiempo, and CLibre. The 'NaCl' variable is highlighted in yellow. The 'Variables' panel on the right shows that NaCl, Corriente, Agitación, Tiempo, and CLibre are selected. The 'Properties' panel shows details for the selected variable NaCl.

Obs	NaCl	Corriente	Agitación	Tiempo	CLibre
1	27 g/L	4.84 A	0 RPM	0 min	0
2	27 g/L	4.84 A	0 RPM	5 min	2.60747
3	27 g/L	4.84 A	0 RPM	10 min	3.305145
4	27 g/L	4.84 A	0 RPM	15 min	3.805497
5	27 g/L	4.84 A	0 RPM	20 min	3.854827
6	27 g/L	4.84 A	0 RPM	25 min	3.97463
7	27 g/L	4.84 A	0 RPM	30 min	3.601128
8	27 g/L	4.84 A	0 RPM	40 min	3.347428
9	27 g/L	4.84 A	0 RPM	50 min	3.136011
10	27 g/L	4.84 A	0 RPM	60 min	2.952784
11	27 g/L	4.84 A	0 RPM	0 min	.0070472
12	27 g/L	4.84 A	0 RPM	5 min	2.473573
13	27 g/L	4.84 A	0 RPM	10 min	2.78365
14	27 g/L	4.84 A	0 RPM	15 min	2.966878
15	27 g/L	4.84 A	0 RPM	20 min	2.882312
16	27 g/L	4.84 A	0 RPM	25 min	2.938689
17	27 g/L	4.84 A	0 RPM	30 min	2.656801
18	27 g/L	4.84 A	0 RPM	40 min	2.48062
19	27 g/L	4.84 A	0 RPM	50 min	2.30444
20	27 g/L	4.84 A	0 RPM	60 min	2.22692
21	27 g/L	4.84 A	0 RPM	0 min	0
22	27 g/L	4.84 A	0 RPM	5 min	2.396054
23	27 g/L	4.84 A	0 RPM	10 min	3.319239
24	27 g/L	4.84 A	0 RPM	15 min	3.340381

Properties panel for NaCl:

Name	NaCl
Label	
Type	float
Format	%9.0g
Value Label	NaCl
Notes	

Data panel:

Filename	Analisis.dta
Label	
Notes	
Variables	5

Ready | Vars: 5 Order: Dataset | Obs: 810 | Filter: Off | Mode: Edit | CAP NUM

## Parámetros para el análisis del varianza

anova - Analysis of variance and covariance

Model Adv. model by/if/in Weights

Dependent variable:  
CLibre

Model: Examples...  
NaCl##Comiente##Agitación

Repeated-measures variables

Sums of squares  
 Partial  
 Sequential

Suppress constant term  
 Drop empty cells from design matrix

OK Cancel Submit

Create varlist with factor variables

Type of variable  
 Factor variable  
 Simple variable

Add factor variable

Term:  
3-way full factorial Add to varlist

	Variables	Base	c.
Variable 1:	NaCl		<input type="checkbox"/>
Variable 2:	Comiente		<input type="checkbox"/>
Variable 3:	Agitación		<input type="checkbox"/>

Varlist:  
NaCl##Comiente##Agitación

OK Cancel

## Resultados: Análisis de varianza – ANOVA

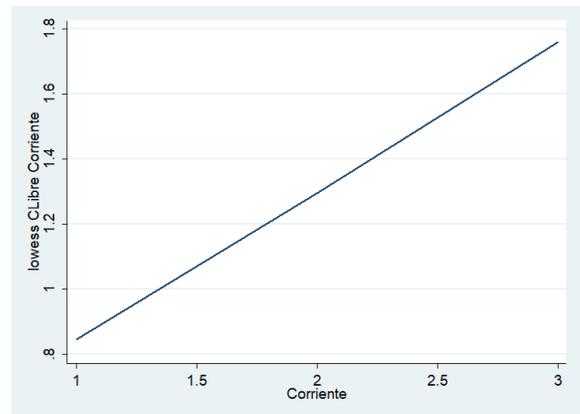
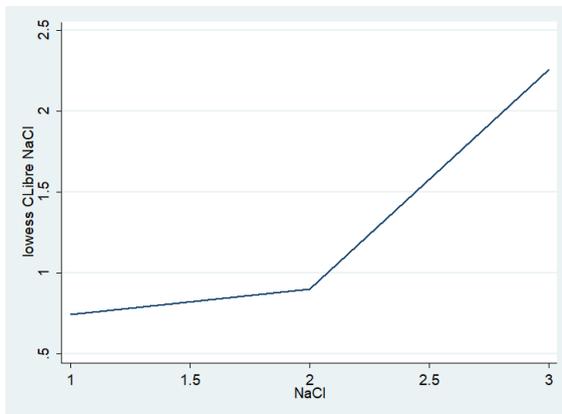
- Análisis de varianza para la concentración de cloro libre

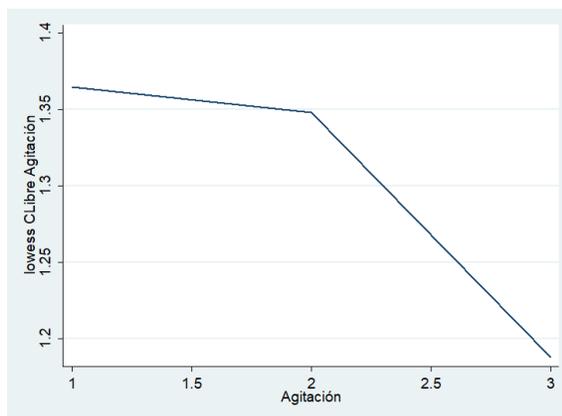
anova CLibre NaCl##Corriente##Agitación

Number of obs = 810      R-squared = 0.6427  
 Root MSE = .612762      Adj R-squared = 0.6309

Source	Partial SS	df	MS	F	Prob > F
Model	528.913132	26	20.3428128	54.18	0.0000
NaCl	375.604665	2	187.802332	500.17	0.0000
Corriente	113.22503	2	56.6125148	150.77	0.0000
NaCl#Corriente	9.91122841	4	2.4778071	6.60	0.0000
Agitación	5.13667392	2	2.56833696	6.84	0.0011
NaCl#Agitación	6.57063733	4	1.64265933	4.37	0.0017
Corriente#Agitación	8.40337692	4	2.10084423	5.60	0.0002
NaCl#Corriente# Agitación	10.061521	8	1.25769013	3.35	0.0009
Residual	293.998642	783	.375477192		
Total	822.911773	809	1.01719626		

- Graficas de ANOVA





## Otros Análisis (Statgraphics – Comprobado en Excel)

- Pruebas de múltiples rangos

### Pruebas de Múltiple Rangos para CLibre por NaCl

Método: 95.0 porcentaje LSD

NaCl	Casos	Media LS	Sigma LS	Grupos Homogéneos
8	270	0.740819	0.0372915	X
13	270	0.901104	0.0372915	X
27	270	2.25882	0.0372915	X

Contraste	Sig.	Diferencia	+/- Límites
8 - 13	*	-0.160285	0.103365
8 - 27	*	-1.518	0.103365
13 - 27	*	-1.35771	0.103365

\* indica una diferencia significativa.

### Pruebas de Múltiple Rangos para CLibre por Corriente

Método: 95.0 porcentaje LSD

Corriente	Casos	Media LS	Sigma LS	Grupos Homogéneos
1.03	270	0.844674	0.0372915	X
2.5	270	1.29562	0.0372915	X
4.84	270	1.76045	0.0372915	X

Contraste	Sig.	Diferencia	+/- Límites
1.03 - 2.5	*	-0.450944	0.103365
1.03 - 4.84	*	-0.915773	0.103365
2.5 - 4.84	*	-0.464829	0.103365

\* indica una diferencia significativa.

### Pruebas de Múltiple Rangos para CLibre por Agitación

Método: 95.0 porcentaje LSD

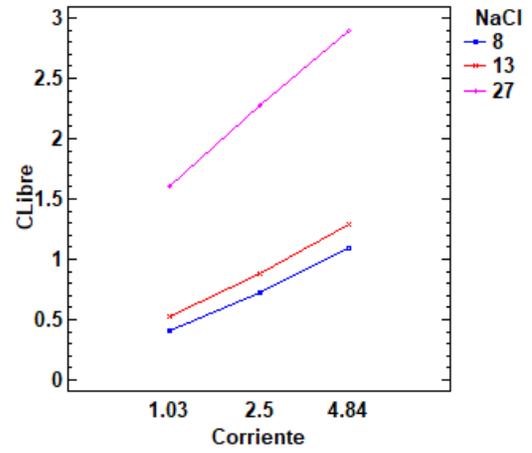
Agitación	Casos	Media LS	Sigma LS	Grupos Homogéneos
800	270	1.18803	0.0372915	X
300	270	1.34811	0.0372915	X
0	270	1.3646	0.0372915	X

Contraste	Sig.	Diferencia	+/- Límites
0 - 300		0.0164957	0.103365
0 - 800	*	0.176572	0.103365
300 - 800	*	0.160076	0.103365

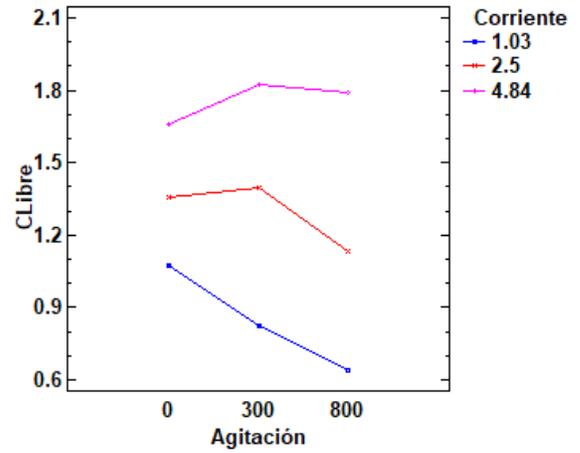
\* indica una diferencia significativa.

- Gráfico de interacciones

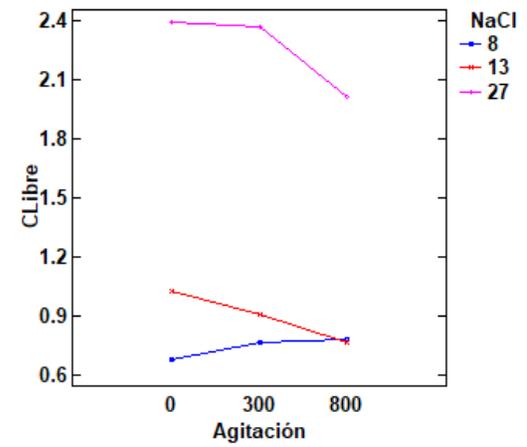
Interacción concentración de sal – intensidad de corriente



Interacción intensidad de corriente - agitación

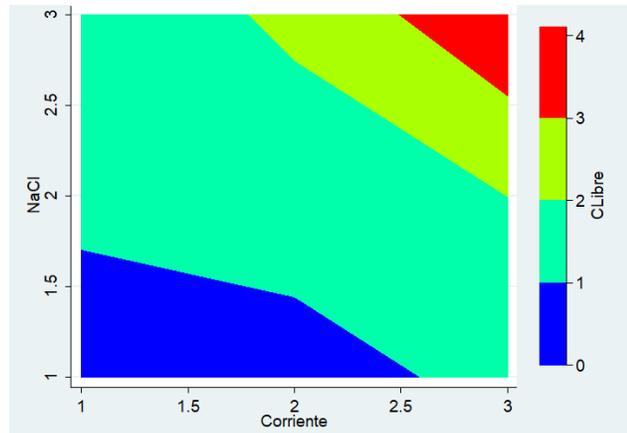


Interacción concentración de sal – agitación

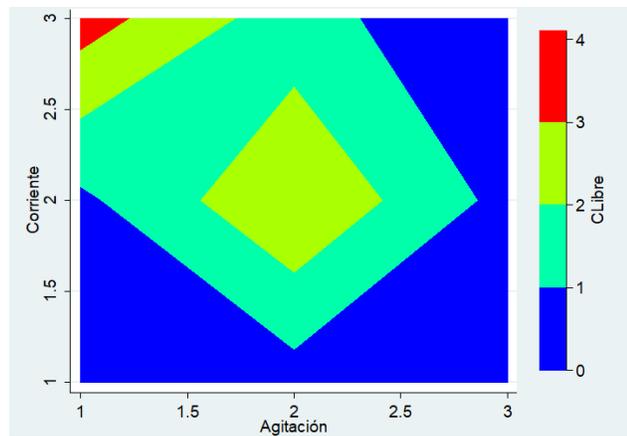


## Superficies de respuesta (Stata)

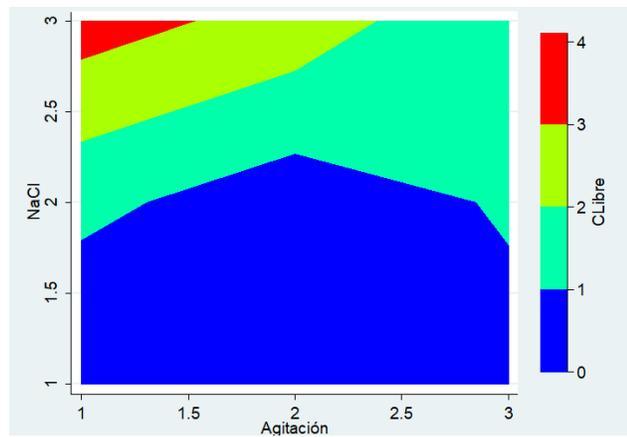
- Interacción concentración de sal – intensidad de corriente



- Interacción intensidad de corriente – agitación



- Interacción concentración de sal – agitación



## ANEXO H

### CONSTANTES TERMODINÁMICAS A TEMPERATURA ESTÁNDAR

Constantes termodinámicas a condiciones estándar (25°C y 1 atm)			
Compuesto	Entalpía de formación ( $\Delta H^\circ$ )(KJ/mol)	Energía libre de formación ( $\Delta G^\circ$ ) (KJ/mol)	Entropía de formación ( $\Delta S^\circ$ ) (J/ mol*K)
$\text{OH}^-_{(\text{ac})}$	-229,94	-157,3	-10,5
$\text{Na}^+_{(\text{ac})}$	-239,7	-261,87	60,2
$\text{Cl}^-_{(\text{ac})}$	-167,456	-131,1684	55,2288
$\text{Cl}_{2(\text{g})}$	0	0	222,957
$\text{NaOH}_{(\text{ac})}$	-469,5954	-419,1698	48,25
$\text{NaOCl}_{(\text{ac})}$	-347,3	-298,72	100,84
$\text{NaCl}_{(\text{ac})}$	-407,1115	-393,0407	115,4784
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	-285,83	-237,178	69,91
$\text{NaClO}_{3(\text{ac})}$	-328,109	-262,9225	
$\text{O}_{2(\text{g})}$	0	0	205,209
$\text{ClO}^-_{(\text{ac})}$		-37,2376	41,84
$\text{H}_{2(\text{g})}$	0	0	130,6
$\text{NaCl}_{(\text{s})}$	-410,99	-384,05	72,38

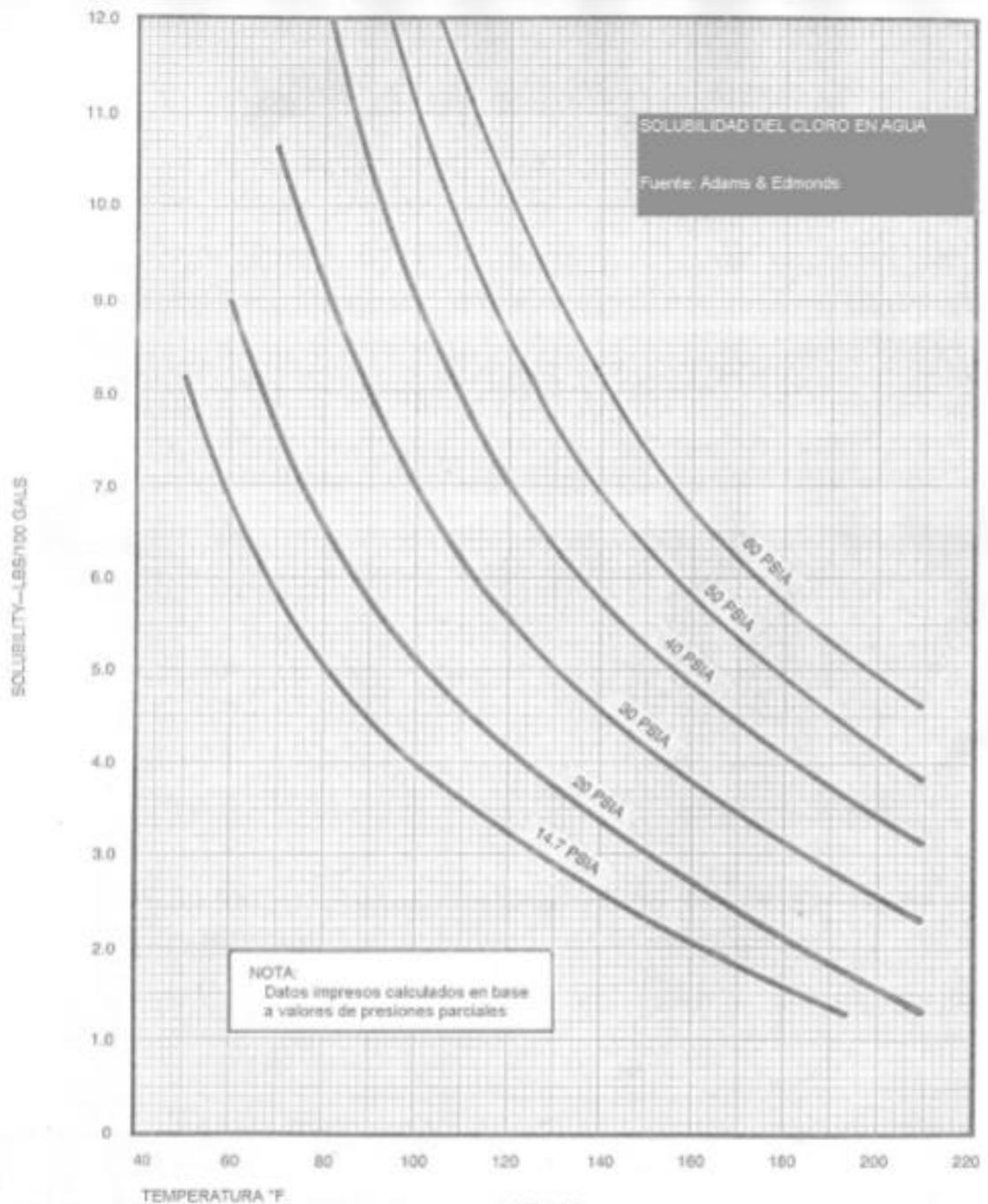
Fuentes: BORGOGNO, Fabio Germán. Compendio de propiedades termodinámicas, 2010, versión 1; ATKINS, JONES, AND LAVERMAN, Chemical principles 6th ed.; W.H. Freeman and Company: New York, NY, 2013; p F94; CHEMISTRY REFERENCE; EBBING, DARRELL D, General Chemistry 3rd ed.; Houghton Mifflin Company: Boston, MA, 1990; p 310; ZUMDAHL, STEVEN AND ZUMDAHL, SUSAN A. Chemistry 9th ed.; Brooks/Cole: Belmont, CA, 2014; KOTZ, JOHN C., TREICHEL, PAUL, AND WEAVER, GABRIELA. Chemistry & Chemical Reactivity 6th ed.; Thomson Brooks/Cole: Belmont, CA, 2006.

$C_{p(\text{l})}(T)$	$A+BT+CT^2+DT^3+E/T^2$
<b>A</b>	0,121
<b>B</b>	1,63E-02
<b>C</b>	0
<b>D</b>	1,65E-05
<b>E</b>	-0,42

Fuente: UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA. Hidróxido de Sodio. Disponible en: < <http://naohunal.wixsite.com/hidroxidodesodio/-propiedades> >

# ANEXO I

## SOLUBILIDAD DEL CLORO EN EL AGUA



Fuente: INDUSTRIA QUÍMICA DEL ITSMO S.A. DE C.V. Manual del cloro [online]. p. 20. Disponible en: < [http://www.aniq.org.mx/pqta/pdf/Manual%20del%20Cloro%20\(LIT\).pdf](http://www.aniq.org.mx/pqta/pdf/Manual%20del%20Cloro%20(LIT).pdf)>

 Fundación Universidad de América	FUNDACIÓN UNIVERSIDAD DE AMÉRICA	Código:
	PROCESO: GESTIÓN DE BIBLIOTECA	Versión 0
	Autorización para Publicación en el Repositorio Digital Institucional – Lumieres	Julio - 2016

## AUTORIZACIÓN PARA PUBLICACIÓN EN EL REPOSITORIO DIGITAL INSTITUCIONAL LUMIERES

Nosotros Andrés Camilo Hernández Salamanca y Javier Santiago Tafur Logreira en calidad de titulares de la obra Obtención de un agente desinfectante a partir de la electrólisis de cloruro de sodio para el tratamiento de agua potable, elaborada en el año 2017, autorizamos al **Sistema de Bibliotecas de la Fundación Universidad América** para que incluya una copia, indexe y divulgue en el Repositorio Digital Institucional – Lumieres, la obra mencionada con el fin de facilitar los procesos de visibilidad e impacto de la misma, conforme a los derechos patrimoniales que nos corresponden y que incluyen: la reproducción, comunicación pública, distribución al público, transformación, en conformidad con la normatividad vigente sobre derechos de autor y derechos conexos (Ley 23 de 1982, Ley 44 de 1993, Decisión Andina 351 de 1993, entre otras).

Al respecto como Autores manifestamos conocer que:

- La autorización es de carácter no exclusiva y limitada, esto implica que la licencia tiene una vigencia, que no es perpetua y que los autores pueden publicar o difundir su obra en cualquier otro medio, así como llevar a cabo cualquier tipo de acción sobre el documento.
- La autorización tendrá una vigencia de cinco años a partir del momento de la inclusión de la obra en el repositorio, prorrogable indefinidamente por el tiempo de duración de los derechos patrimoniales del autor y podrá darse por terminada una vez los autores lo manifiesten por escrito a la institución, con la salvedad de que la obra es difundida globalmente y cosechada por diferentes buscadores y/o repositorios en Internet, lo que no garantiza que la obra pueda ser retirada de manera inmediata de otros sistemas de información en los que se haya indexado, diferentes al Repositorio Digital Institucional – Lumieres de la Fundación Universidad América.
- La autorización de publicación comprende el formato original de la obra y todos los demás que se requiera, para su publicación en el repositorio. Igualmente, la autorización permite a la institución el cambio de soporte de la obra con fines de preservación (impreso, electrónico, digital, Internet, intranet, o cualquier otro formato conocido o por conocer).
- La autorización es gratuita y se renuncia a recibir cualquier remuneración por los usos de la obra, de acuerdo con la licencia establecida en esta autorización.
- Al firmar esta autorización, se manifiesta que la obra es original y no existe en ella ninguna violación a los derechos de autor de terceros. En caso de que el trabajo haya sido financiado por terceros, el o los autores asumen la responsabilidad del cumplimiento de los acuerdos establecidos sobre los derechos patrimoniales de la obra.
- Frente a cualquier reclamación por terceros, los autores serán los responsables. En ningún caso la responsabilidad será asumida por la Fundación Universidad de América.
- Con la autorización, la Universidad puede difundir la obra en índices, buscadores y otros sistemas de información que favorezcan su visibilidad.

Conforme a las condiciones anteriormente expuestas, como autores establecemos las siguientes condiciones de uso de nuestra obra de acuerdo con la **licencia Creative Commons** que se señala a continuación:

 Fundación Universidad de América	FUNDACIÓN UNIVERSIDAD DE AMÉRICA	Código:
	PROCESO: GESTIÓN DE BIBLIOTECA	Versión 0
	Autorización para Publicación en el Repositorio Digital Institucional – Lumieres	Julio - 2016

	Atribución- no comercial- sin derivar: permite distribuir, sin fines comerciales, sin obras derivadas, con reconocimiento del autor.	<input type="checkbox"/>
	Atribución – no comercial: permite distribuir, crear obras derivadas, sin fines comerciales con reconocimiento del autor.	<input checked="" type="checkbox"/>
	Atribución – no comercial – compartir igual: permite distribuir, modificar, crear obras derivadas, sin fines económicos, siempre y cuando las obras derivadas estén licenciadas de la misma forma.	<input type="checkbox"/>

Licencias completas: [http://co.creativecommons.org/?page\\_id=13](http://co.creativecommons.org/?page_id=13)

Siempre y cuando se haga alusión de alguna parte o nota del trabajo, se debe tener en cuenta la correspondiente citación bibliográfica para darle crédito al trabajo y a sus autores.

De igual forma como autores autorizamos la consulta de los medios físicos del presente trabajo de grado así:

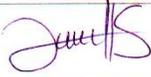
AUTORIZAMOS	SI	NO
La consulta física (sólo en las instalaciones de la Biblioteca) del CD-ROM y/o Impreso	X	
La reproducción por cualquier formato conocido o por conocer para efectos de preservación	X	

Información Confidencial: este Trabajo de Grado contiene información privilegiada, estratégica o secreta o se ha pedido su confidencialidad por parte del tercero, sobre quien se desarrolló la investigación. En caso afirmativo expresamente indicaremos, en carta adjunta, tal situación con el fin de que se respete la restricción de acceso.	SI	NO
		X

Para constancia se firma el presente documento en Bogotá D.C., a los 19 días del mes de Febrero del año 2018.

LOS AUTORES:

Autor 1

Nombres	Apellidos
Andrés Camilo	Hernández Salamanca
Documento de identificación No	Firma
C.C. 1022.402.544 Btá.	

Autor 2

Nombres	Apellidos
Javier Santiago	Tafur Logreira
Documento de identificación No	Firma
C.C. 1026.583.756 Btá.	