

UNIVERSIDAD DE SAN CARLOS DE GUATEMALA



FACULTAD DE INGENIERIA

**METODOLOGIA PARA LA PROTECCION DE ESTRUCTURAS,
CABLES Y TUBERIA SUBTERRANEA
CONSIDERANDO EL EFECTO ELECTROQUIMICO
DE LA CORROSION GALVANICA**

**tesis
presentada a la junta directiva de la
facultad de ingenieria
por**

SERGIO ALEJANDRO HERNANDEZ BOCHE

al conferirsele el titulo de

ingeniero electricista

Guatemala, noviembre de 1,996



08
T(3871)
CA

HONORABLE TRIBUNAL EXAMINADOR

Cumpliendo con los preceptos que establece la ley de la Universidad de San Carlos de Guatemala, presento a su consideracion el trabajo de tesis titulado:

METODOLOGIA PARA LA PROTECCION DE ESTRUCTURAS,
CABLES Y TUBERIA SUBTERRANEA
CONSIDERANDO EL EFECTO ELECTROQUIMICO DE LA CORROSION GALVANICA

tema que me fuera asignado por la Direccion de la Escuela de Ingenieria Mecanica Electrica, con fecha 8 de Febrero de 1996.


SERGIO ALEJANDRO HERNANDEZ BOCHE



UNIVERSIDAD DE SAN CARLOS DE GUATEMALA



FACULTAD DE INGENIERIA

MIEMBROS DE LA JUNTA DIRECTIVA

DECANO **ING. HERBERT RENE MIRANDA BARRIOS**

VOCAL 1o. **ING. MIGUEL ANGEL SANCHEZ GUERRA**

VOCAL 2o. **ING. JACK DOUGLAS IBARRA SOLORZANO**

VOCAL 3o. **ING. JUAN ADOLFO ECHEVERRIA MENDEZ**

VOCAL 4o. **BR. FERNANDO WALDEMAR DE LEON CONTRERAS**

VOCAL 5o. **BR. PEDRO INGNACIO ESCALANTE PASTOR**

SECRETARIO **INGA. GILDA MARINA CASTELLANOS BAIZA DE ILLESCAS**

TRIBUNAL QUE PRACTICO EL EXAMEN GENERAL PRIVADO

DECANO: **ING. JULIO ISMAEL GONZALEZ PODZUECK**

EXAMINADOR: **ING. MIGUEL ANGEL SANCHEZ GUERRA**

EXAMINADOR: **ING. CARLOS RODAS**

EXAMINADOR: **ING. GUSTAVO BENIGNO OROZCO**

SECRETARIO: **ING. FRANCISCO JAVIER GONZALEZ LOPEZ**

UNIVERSIDAD DE GUATEMALA
FACULTAD DE INGENIERIA

Guatemala, 2 de Octubre de 1,996.

Ingeniero
José Luis Herrera G.
Coordinador del Área General
Escuela Mecánica Eléctrica
Facultad de Ingeniería
Universidad de San Carlos de Guatemala

Ingeniero Herrera.

Me es grato dirigirme a usted, para informarle que cumpliendo con lo resuelto por la Dirección de Escuela, se procedió a la asesoría y revisión del trabajo de tesis titulado: " **METODOLOGÍA PARA LA PROTECCIÓN DE ESTRUCTURAS, CABLE Y TUBERÍA SUBTERRÁNEA CONSIDERANDO EL EFECTO ELECTROQUÍMICO DE LA CORROSIÓN GALVÁNICA.**", desarrollado por el estudiante universitario Sergio Alejandro Hernández Boche, con número de carnet 87-12020.

El trabajo presentado por el estudiante, ha sido desarrollado cumpliendo con los requisitos reglamentarios, habiendo consultado la bibliografía recomendada y siguiendo las recomendaciones de la asesoría, en tal virtud considero que el trabajo ha cubierto los objetivos del estudio planteado, habiendo proyectado criterios de ingeniería en su desarrollo.

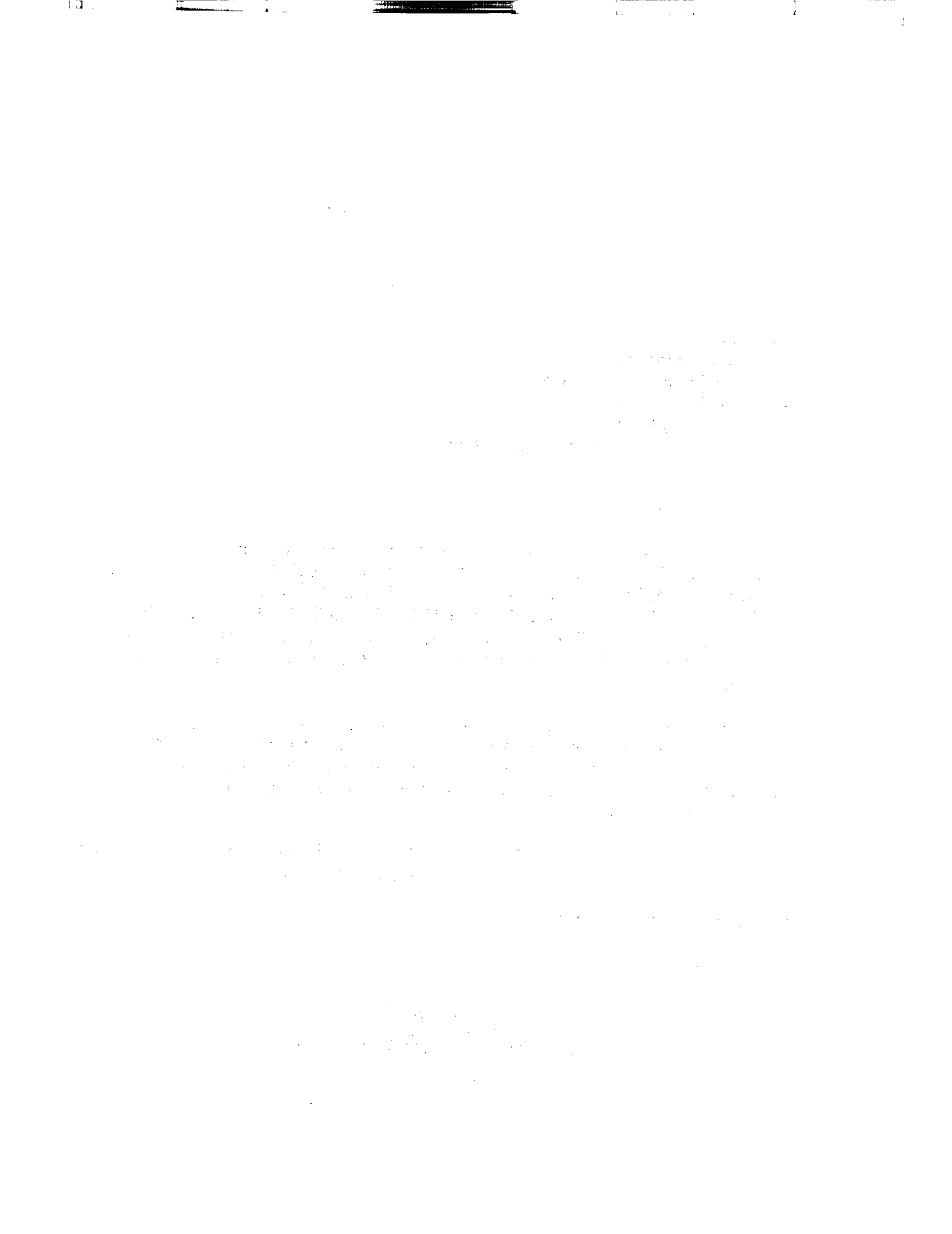
En tal sentido me permito informarle que encuentro satisfactorio el trabajo realizado y lo remito a usted para los trámites respectivos de aprobación.

Sin otro particular me suscribo de usted,

Atentamente,


Ing. Francisco Javier Rivera Canek
ASESOR

UNIVERSIDAD DE GUATEMALA
FACULTAD DE INGENIERÍA





FACULTAD DE INGENIERIA

Escuelas de Ingeniería Civil, Ingeniería
Mecánica Industrial, Ingeniería Química,
Ingeniería Mecánica Eléctrica, Técnica
y Regional de Post-grado de Ingeniería
Sanitaria.

Ciudad Universitaria, zona 12
Guatemala, Centroamérica

Guatemala, 23 de octubre de 1,996

Señor Director
Ing. Edgar F. Montúfar Urizar
Escuela de Ingeniería Mecánica Eléctrica.

Señor Director.

Me permito dar aprobación al trabajo de tesis titulado:
Metodología para la protección de estructuras, cable y tubería
subterránea considerando el efecto electroquímico de la corrosión
galvánica, desarrollado por el señor Sergio Alejandro Hernández Boche,
ya que considero que cumple con los objetivos establecidos.

Sin otro particular, aprovecho la oportunidad para saludarlo.

Atentamente,

ID Y ENSEÑAD A TODOS

Ing. José Luis Herrera Gálvez
Coordinador Area de Electrotecnia

JLHG/sdem.

UNIVERSIDAD DE SAN CARLOS DE GUATEMALA
FACULTAD DE INGENIERIA
Escuela de Ingeniería Mecánica Eléctrica





FACULTAD DE INGENIERIA

Escuelas de Ingeniería Civil, Ingeniería
Mecánica Industrial, Ingeniería Química,
Ingeniería Mecánica Eléctrica, Técnica
y Regional de Post-grado de Ingeniería
Sanitaria,

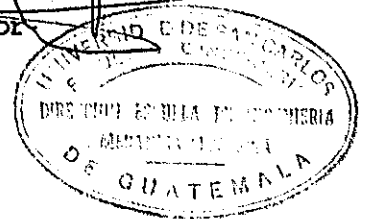
Ciudad Universitaria, zona 12
Guatemala, Centroamérica

El Director de la Escuela de Ingeniería Mecánica Eléctrica, después de conocer el dictamen del Asesor, con el Visto Bueno del Coordinador de Area, al trabajo de tesis del estudiante Sergio Alejandro Hernández Boche, titulada: Metodología para la protección de estructuras, cables y tubería subterránea considerando el efecto electro-químico de la corrosión galvánica, procede a la autorización del mismo.

Ing. Edgar F. Montúfar Urizar

Director

Guatemala, 7 de noviembre de 1,996.





FACULTAD DE INGENIERIA

Escuelas de Ingeniería Civil, Ingeniería
Mecánica Industrial, Ingeniería Química,
Ingeniería Mecánica Eléctrica, Técnica
y Regional de Post-grado de Ingeniería
Sanitaria.

Ciudad Universitaria, zona 12
Guatemala, Centroamérica

El Decano de la Facultad de Ingeniería, luego de conocer la autorización por parte del Director de la Escuela de Ingeniería Mecánica Eléctrica, al trabajo de tesis: Metodología para la protección de estructuras, cables y tubería subterránea considerando el efecto electro-químico de la corrosión galvánica, del estudiante Sergio Alejandro Hernández Boche, procede a la autorización para la impresión de la misma.

IMPRIMASE:

Ing. Herbert René Miranda Barrios
Decano

Guatemala, 11 de noviembre de 1,996.



ACTO QUE DEDICO

- A DIOS** **Quien ha guiado mi camino en el desarrollo de mi vida y mis estudios**
- A MIS PADRES** **Alejandro Hernández y María Luz Boche Musús
quienes con sacrificios y paciencia me han brindado el apoyo necesario para la culminación de mi carrera profesional.**
- A mi Hermana** **Dora Isabel Hernández Boche
con mucho cariño y como reconocimiento a sus consejos y ayuda moral.**
- A mis Abuelos** **Con Admiración y respeto.**
- A mis Tios y Primos** **Por demostrarme siempre su cariño y apoyo incondicional.**
- A mis Amigos** **Por demostrarme que puedo contar con ellos.**
- A mi Asesor** **Ingeniero Francisco Javier Rivera Canek
Gratitud sincera por el apoyo brindado.**
- A toda mi Familia
En General** **Respetuosamente.**

10

11

12

13

14

15

16

17

18

19

20

21

22

23

24

25

26

27

28

29

30

31

32

33

34

35

36

37

38

39

40

41

42

43

44

45

46

47

48

49

50

51

52

53

54

55

56

57

58

59

60

61

62

63

64

65

66

67

68

69

70

71

72

73

74

75

76

77

78

79

80

81

82

83

84

85

86

87

88

89

90

91

92

93

94

95

96

97

98

99

100

101

102

103

104

105

106

107

108

109

110

111

112

113

114

115

116

117

118

119

120

121

122

123

124

125

126

127

128

129

130

131

132

133

134

135

136

137

138

139

140

141

142

143

144

145

146

147

148

149

150

151

152

153

154

155

156

157

158

159

160

161

162

163

164

165

166

167

168

169

170

171

172

173

174

175

176

177

178

179

180

181

182

183

184

185

186

187

188

189

190

191

192

193

194

195

196

197

198

199

200

201

202

203

204

205

206

207

208

209

210

211

212

213

214

215

216

217

218

219

220

221

222

223

224

225

226

227

228

229

230

231

232

233

234

235

236

237

238

239

240

241

242

243

244

245

246

247

248

249

250

251

252

253

254

255

256

257

258

259

260

261

262

263

264

265

266

267

268

269

270

271

272

273

274

275

276

277

278

279

280

281

282

283

284

285

286

287

288

289

290

291

292

293

294

295

296

297

298

299

300

301

302

303

304

305

306

307

308

309

310

311

312

313

314

315

316

317

318

319

320

321

322

323

324

325

326

327

328

329

330

331

332

333

334

335

336

337

338

339

340

341

342

343

344

345

346

347

348

349

350

351

352

353

354

355

356

357

358

359

360

361

362

363

364

365

366

367

368

369

370

371

372

373

374

375

376

377

378

379

380

381

382

383

384

385

386

387

388

389

390

391

392

393

394

395

396

397

398

399

400

401

402

403

404

405

406

407

408

409

410

411

412

413

414

415

416

417

418

419

420

421

422

423

424

425

426

427

428

429

430

431

432

433

434

435

436

437

438

439

440

441

442

443

444

445

446

447

448

449

450

451

452

453

454

455

456

457

458

459

460

461

462

463

464

465

466

467

468

469

470

471

472

473

474

475

476

477

478

479

480

481

482

483

484

485

486

487

488

489

490

491

492

493

494

495

496

497

498

499

500

501

502

503

504

505

506

507

508

509

510

511

512

513

514

515

516

517

518

519

520

521

522

523

524

525

526

527

528

529

530

531

532

533

534

535

536

537

538

539

540

541

542

543

544

545

546

547

548

549

550

551

552

553

554

555

556

557

558

559

560

561

562

563

564

565

566

567

568

569

570

571

572

573

574

575

576

577

578

579

580

581

582

583

584

585

586

587

588

589

590

591

592

593

594

595

596

597

598

599

600

601

602

603

604

605

606

607

608

609

610

611

612

613

614

615

616

617

618

619

620

621

622

623

624

625

626

627

628

629

630

631

632

633

634

635

636

637

638

639

640

641

642

643

644

645

646

647

648

649

650

651

652

653

654

655

656

657

658

659

660

661

662

663

664

665

666

667

668

669

670

671

672

673

674

675

676

677

678

679

680

681

682

683

684

685

686

687

688

689

690

691

692

693

694

695

696

697

698

699

700

701

702

703

704

705

706

707

708

709

710

711

712

713

714

715

716

717

718

719

720

721

722

723

724

725

726

727

728

729

730

731

732

733

734

735

736

737

738

739

740

741

742

743

744

745

746

747

748

749

750

751

752

753

754

755

756

757

758

759

760

761

762

763

764

765

766

767

768

769

770

771

772

773

774

775

776

777

778

779

780

781

782

783

784

785

786

787

788

789

790

791

792

793

794

795

796

797

798

799

800

801

802

803

804

805

806

807

808

809

810

811

812

813

814

815

816

817

818

819

820

821

822

823

824

825

826

827

828

829

830

831

832

833

834

835

836

837

838

839

840

841

842

843

844

845

846

847

848

849

850

851

852

853

854

855

856

857

858

859

860

861

862

863

864

865

866

867

868

869

870

871

872

873

874

875

876

877

878

879

880

881

882

883

884

885

886

887

888

889

890

891

892

893

894

895

896

897

898

899

900

901

902

903

904

905

906

907

908

909

910

911

912

913

914

915

916

917

918

919

920

921

922

923

924

925

926

927

928

929

930

931

932

933

934

935

936

937

938

939

940

941

942

943

944

945

946

947

948

949

950

951

952

953

954

955

956

957

958

959

960

961

962

963

964

965

966

967

968

969

970

971

972

973

974

975

976

977

978

979

980

981

982

983

984

985

986

987

988

989

990

991

992

993

994

995

996

997

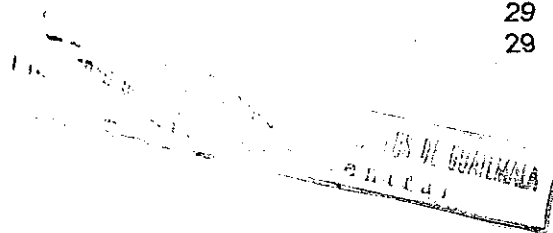
998

999

1000

ÍNDICE GENERAL

	Pàgina
Índice general	
Índice de figuras y tablas	
Glosario de términos técnicos	2
Introducció	5
CAPÍTULO 1. Conceptos teóricos fundamentales	7
1.1 Aspectos generales	7
1.1.1 Definición de corrosión	7
1.1.2 Clasificación de los procesos de corrosión	7
1.1.2.1 Clasificación según el medio	7
1.1.2.1.1 Corrosión química	7
1.1.2.1.1.1 Oxidación (corrosión por gases)	7
1.1.2.1.1.2 Disolución directa	8
1.1.2.1.2 Corrosión electroquímica	8
1.1.2.2 Clasificación según la forma	8
1.1.2.2.1 Corrosión uniforme	8
1.1.2.2.2 Corrosión en placas	8
1.1.2.2.3 Corrosión por picado	8
1.1.2.2.4 Corrosión intergranular	10
1.1.2.2.5 Corrosión fisurante	10
1.2 Mecanismos de reacción	10
1.2.1 De acceso directo	10
1.2.2 De acceso en dos etapas	10
1.2.3 Reacción electroquímica	11
1.2.3.1 Tipos de corrosión electroquímica	13
1.2.3.1.1 Corrosión por diferencias en la composición del material	13
1.2.3.1.1.1 Caso macroscópico	13
1.2.3.1.1.2 Caso microscópico	13
1.2.3.2 Corrosión debido a diferencias en el electrolito	15
1.2.3.2.1 Corrosión debido a diferencias en la composición del suelo	15
1.2.3.2.2 Corrosión debido a variaciones en la temperatura del suelo	15
1.3 Acción galvánica	17
1.4 Unión galvánica	17
CAPÍTULO II. Metodología para el análisis de uniones galvánicas	18
II.1 Consideraciones fundamentales	18
II.1.1 Potenciales de metales corroídos	18
II.1.2 Aplicación de la ley de Kirchhoff	20
II.1.2.1 Polarización	20
II.1.3 Estimación gráfica de las corrientes galvánicas	22
II.2 Determinación de resistencia eléctrica R en uniones galvánicas	22
II.2.1 Relación entre corriente galvánica y corrosión galvánica	25
II.3 Tipos de control	25
II.3.1 Control catódico	25
II.3.2 Control anódico	25
II.3.3 Control mixto	27
II.3.4 Control de resistencia	27
II.3.5 Control de difusión	27
II.3.6 Efecto de áreas relativas	29
II.3.7 Influencia de las variables de corrosión	29



II.3.8 Distribución de corrosión	31
II.3.9 Principios para el análisis de uniones galvánicas	33
CAPÍTULO III. Métodos de protección contra la corrosión relacionados con el equipo y proceso corrosivo	35
III.1 Selección de materiales o recubrimientos	35
III.1.1 Curvas de polarización	35
III.1.1.1 Curvas galvanostáticas	35
III.1.1.2 Curvas potencioestáticas	37
III.1.2.3 Densidad de corriente y velocidad de corrosión	37
III.1.2.4 Selección de materiales	40
III.1.2.4.1 Materiales para tuberías	40
III.2 Aplicación de pinturas y barnices	42
III.2.1 Preparación de la superficie	43
III.2.2 Tipos de pintura	44
III.2.3 Pigmentos inhibidores de óxido	44
III.2.3.1 Grupos de plomo	44
III.2.3.1a Plomo rojo (minio)	44
III.2.3.1b Carbonato de plomo básico blanco	45
III.2.3.2 Pigmentos de zinc	45
III.2.3.2a Tetraóxido de zinc	45
III.2.3.2b Óxido de zinc (ZnO)	46
III.2.3.2c Polvo de zinc (Zn)	46
III.3 Materiales resinosos	46
III.3.1 Tipos de resinas	47
III.3.1a Resinas fenólicas	47
III.3.1b Resinas alquídicas	47
III.3.1c Resinas de melamina	47
III.4 Inhibidores y pasivadores	48
III.4.1 Propiedades	51
III.4.1.1 Ejemplos de inhibidores	51
III.4.1.2 Inhibidores seguros y peligroso	51
III.4.2 Pasivadores	52
III.4.2.1 Mecanismos de reacción	54
III.4.2.2 Potencial de pasivación	54
III.5 Protección galvánica	54
III.5.1 Elementos de una celda galvánica	56
III.5.2 Potencial de la celda de circuito abierto	58
III.6 Ionización	61
III.7 Diferencia entre corrosión galvánica y corrosión electrolítica	61
III.8 Protección catódica	63
III.8.1 El mecanismo de la protección catódica	63
III.8.2 Criterio para una protección catódica total	66
III.9 Determinación de la corriente mínima de protección	68
III.10 Métodos de protección catódica	68
III.10.1 Protección catódica utilizando ánodos de sacrificio	70
III.10.1.1 Composición del relleno auxiliar	72
III.10.2 Protección catódica que utiliza voltaje impuesto	72
III.10.2.1 Características del rectificador	74
III.10.2.2 Ubicación de los ánodos	74
III.11 Tipos de ánodos	76
III.11.1 Ánodos energizados	76
III.11.2 Ánodos galvánicos	76
III.12 Fallas y fenómenos relacionados con el uso de la protección catódica	77

III.12.1 Efecto electro-osmòtico	77
III.12.2 Efecto amperio-hora	77
III.12.3 Efectos mecànics	78
III.12.3.1 Disminuciòn de tierra	78
III.12.3.2 <i>Despolarizaciòn mecànica</i>	78
III.13 Aplicaciòn de la protecciòn catòdica	78
III.13.1 <i>Protecciòn de cables y tubería subterrànea</i>	78
III.14 Mètodos para la mediciòn de la corrosiòn	80
CAPÍTULO IV	81
IV.1 Conclusiones	81
IV.2 Recomendaciones	82
BIBLIOGRAFIA	83



ÍNDICE DE FIGURAS Y TABLAS

Figura No.	Título	Página
1	Clasificación morfológica de las formas de corrosión.	9
2	Componentes de una celda electroquímica.	12
3	Corrosión de tuberías debido a materiales diferentes.	14
4	Corrosión debido a variaciones en el suelo a causa de excavaciones, nivelación de tierras, o debido al uso de una mezcla de suelos de diferente tipo como material de relleno.	16
5	Serie electromotriz de metales.	19
6	Cambio de potencial de ánodos o cátodos con flujo de corriente.	21
7	Estimación gráfica de corriente galvánica.	23
8	Potencial de circuito abierto.	24
9	Control catódico.	26
10	Control anódico.	26
11	Control mixto.	26
12	Control de resistencia.	26
13	Efecto del incremento del área del cátodo en la corriente galvánica por unidad de área anódica.	28
14	Efecto de incrementar el área del ánodo en la corriente galvánica por unidad de área anódica.	30
15	Corrosión galvánica de aluminio o acero.	32
16	Distribución de la corriente galvánica de la unión acero-níquel en agua dulce.	32
17	Distribución esquemática relativa de la corrosión galvánica en electrolitos de alta y baja conductividad.	32
18	Circuito galvanostático.	36
19	Circuito potencioestático.	38
20	Curvas de polarización anódica de aleaciones de níquel en ácido clorhídrico.	41
21	Porcentaje límite de corrosión.	49

22	Influencia de inhibidores en la polarización.	50
23	Diagrama de Evans.	53
24	Protección galvánica.	55
25	Celda galvánica.	57
26	Potencial de circuito abierto.	59
27	Corrosión galvánica.	62
28	Corrosión electrolítica.	64
29	Circuito equivalente, idealizado, de la corrosión de un metal	65
30	Acción de la corriente local I_L .	67
31	Distribución de la corriente catódica de protección I .	67
32	Superposición de corrientes impresas.	67
33	Órdenes de magnitud de la corrientes de protección para el acero.	69
34	Protección catódica utilizando ánodos de sacrificio.	71
35	Protección catódica utilizando voltaje impuesto.	73
36	Ánodos instalados verticalmente en agujeros.	75
37	Ánodos instalados horizontalmente.	75
38	Diagramas de aplicación de la protección catódica.	79

CUADRO No.

1	Velocidad de corrosión de un metal sometido a una densidad de corriente de 1 A / cm^2 .	39
2	Tiempo que tarda una chapa metálica de 1 mm. de espesor en ser perforada.	39

TABLA No.

1	Serie de fuerzas electromotrices para algunos elementos.	60
2	Métodos para la determinación de la corrosión.	80

GLOSARIO DE TÉRMINOS TÉCNICOS

Ànodo: electrodo de una celda electrolítica en el cual la oxidación es la reacción principal. Es usualmente en el ánodo donde ocurre la oxidación y donde iones metálicos entran a la solución.

Ànodo de sacrificio: material más anódico conectado, electricamente, al material o estructura a proteger, el cual se corroe protegiendo así a la estructura dada.

Ataque selectivo: corrosión acelerada de una parte del ánodo de sacrificio.

Cátodo: electrodo de una celda electroquímica en el cual la reducción es la reacción principal.

Celda de corrosión: celda electroquímica formada entre distintas porciones de metal en una estructura, que resulta en la transformación de una de las porciones de metal del estado metálico al iónico.

Celda de referencia: sistema compuesto por un elemento metálico en un electrolito respecto del cual se mide el potencial electrodo de un elemento metálico en otro electrolito. Generalmente, consiste en una barra de cobre dentro de una solución de sulfato de cobre.

Celda electroquímica: sistema electroquímico que consiste en un ánodo y un cátodo en contacto metálico, conectados eléctricamente, e inmersos en un electrolito.

Celda por composición: celda de corrosión electroquímica producida entre dos materiales de diferente composición.

Celda por concentración: celda electrolítica cuya fuerza electromotriz es causada por una diferencia en la concentración de algunos componentes en el electrolito.

Corriente galvánica: corriente eléctrica entre metales o no metales en un par galvánico.

Corriente impuesta: corriente eléctrica suministrada por un dispositivo que emplea una fuente de poder que es externa al sistema electrodo. Por ejemplo; la corriente directa utilizada para la protección catódica.

Corrosión: reacción química o electroquímica entre un material, generalmente, un metal y su ambiente, que produce el deterioro del material y sus propiedades.

Corrosión electroquímica: corrosión producida por el desarrollo de una corriente eléctrica entre partes de una estructura metálica en contacto con un electrolito, lo cual produce la eliminación de iones del metal.

Corrosión galvánica: corrosión acelerada de un metal debido al contacto eléctrico con un metal más noble en un electrolito corrosivo.

Corrosión por química: remoción de átomos de un material por efecto de la solubilidad o reacción química entre el material y el líquido circundante.

Corrosión termogalvánica: efecto corrosivo que resulta de la celda galvánica causada por un gradiente térmico a través de la superficie de un metal.

Corrosi3n uniforme: corrosi3n que ocurre, aproximadamente, a la misma rapidez sobre la superficie de un metal.

Densidad de corriente: corriente el3ctrica de o hacia una unidad de 3rea de la superficie de un electrodo.

Despolarizaci3n: cambio en la corriente en una celda electroquimica debido a la modificaci3n del electrolito en contacto con los electrodos. En la celda de corrosi3n, generalmente produce un aumento en la corriente y mayor corrosi3n.

Electrolito: medio conductor a trav3s del cual los iones se mueven constituyendo una corriente en una celda electroquimica.

Noble: la direcci3n positiva del potencial electr3dico.

Oxidaci3n: p3rdida de electrones por el constituyente de una reacci3n quimica. Tambien se refiere a la corrosi3n de un metal expuesto a un gas oxidante a temperaturas elevadas.

Par galv3nico: par de conductores disimiles, com3nmente metales, en contacto el3ctrico.

Polarizaci3n: el cambio en el potencial electr3dico de la celda electroquimica debido al paso de corriente. En las celdas de corrosi3n resulta en una disminuci3n en la corriente y, consiguientemente, en una menor corrosi3n del metal.

Potencial estructura-electrolito: potencial de una estructura en contacto con un electrolito respecto de un electrodo de referencia.

Potencial electr3dico: el potencial de un electrodo en un electrolito medido en contra de un electrodo de referencia.

Rapidez de corrosi3n: la cantidad de corrosi3n que ocurre por unidad de tiempo.

Reacci3n an3dica: reacci3n por oxidaci3n mediante la cual se ionizan los 3tomos met3licos en el 3nodo de una celda electroquimica.

Reacci3n cat3dica: reacci3n de reducci3n en la que se forma un producto secundario en forma de gas s3lido o l3quido en el c3todo de una celda electroquimica.

Reacci3n de oxidaci3n: reacci3n an3dica por la cual los electrones son cedidos a la celda electroquimica.

Reacci3n de reducci3n: reacci3n cat3dica por la cual son aceptados los electrones de la celda electroquimica.

Reducci3n: la ganancia de electrones por el constituyente de una reacci3n quimica.

Resistividad: la resistencia el3ctrica de una unidad de volumen de un material, el reciproco de la conductividad.

Serie de fuerzas electromotrices: lista de elementos arreglados de acuerdo con su potencial electr3dico patr3n o est3ndar con los metales "nobles" como el oro, y son positivos y metales "activos" como el zinc negativos.

Serie galvànica: lista de metales y aleaciones arreglados de acuerdo con su potencial relativo de corrosiòn en un medio ambiente determinado.

Zonas anòdicas: tramos o porciones de una estructura en donde la corrosiòn es mäs severa.



INTRODUCCIÓN

La corrosión de estructuras y demás elementos utilizados en la industria es uno de los problemas más serios de la actualidad que debiera prevenirse desde el diseño. Son muchas las medidas que se tienen disponibles para ello, como es la selección adecuada de los materiales, el uso de recubrimientos, la protección catódica, y la anódica, tratamientos, etc.

En la corrosión electroquímica, se presenta un flujo de electrones de una porción de metal de la estructura hacia otra. En las regiones donde se presenta esta pérdida de electrones, el material es más propenso a corroerse. El fenómeno de la corrosión es complejo; son muchas las variables involucradas; esto hace necesario considerar el diseño de un sistema de protección como un experimento.

La experiencia y conocimiento de aquellos involucrados en el diseño y empleo de materiales de protección contra la corrosión es muy importante en el diseño. No se pretende con este trabajo resolver todo lo relacionado con el diseño; se persigue introducir al lector los métodos comúnmente utilizados para la prevención de la corrosión electroquímica y presentar los aspectos más importantes de cada método de una forma condensada y realista.

En el presente trabajo, se dará una descripción de lo que es la corrosión, para dar al lector una comprensión básica del tema; se describirán los medios existentes para la protección contra la corrosión (los más utilizados), y particularmente, porque esta metodología es utilizada en la protección de estructuras cables y tubería subterránea.



OBJETIVOS

Objetivo general

Desarrollar una metodología que permita evaluar y analizar el comportamiento de las uniones galvánicas y del proceso corrosivo; se proponen para ello métodos que contrarresten la corrosión y sus efectos en cables estructuras y tubería subterránea.

Objetivo específico

- 1.- Obtener una metodología que nos permita analizar y evaluar los diferentes mecanismos de reacción electroquímica tomando en consideración el comportamiento fundamental de las uniones galvánicas.
- 2.- Proponer métodos de protección que permitan evaluar, estudiar y contrarrestar la corrosión galvánica basados en estimaciones gráficas de las corrientes de difusión, y en los elementos participantes en la unión galvánica.



CAPÍTULO I

CONCEPTOS TEÓRICOS FUNDAMENTALES

I.1 Aspectos generales

I.1.1 Definiciones de corrosión

La palabra corrosión denota destrucción de un material por una acción química o electroquímica, comunmente, un metal y su medio ambiente. Este cambio químico en la superficie del material es acompañado de transferencia de energía eléctrica, lo que en definitiva produce el deterioro del material y de sus propiedades.

Algunos metales tienen un potencial eléctrico mayor que otros y por consiguiente mayor tendencia a la corrosión. En la mayoría de los casos, esta tendencia es directamente proporcional al potencial o voltaje del material.

I.1.2 Clasificación de los procesos de corrosión

Para su estudio, los procesos de corrosión pueden ser clasificados según el medio en el que se desarrollan o según su morfología; una posible clasificación es la siguiente.

I.1.2.1 Clasificación según el medio

I.1.2.1.1 Corrosión química

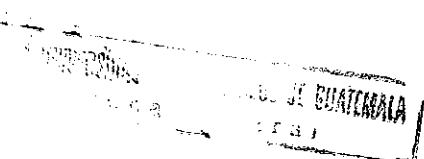
Bajo esta determinación, se estudian aquellos casos en que el metal reacciona con un medio no iónico (por ejemplo, oxidación en aire a alta temperatura), y consiste en la remoción de átomos de un material por efecto de la solubilidad o reacción química entre el material y el líquido circundante.

Los dos tipos más importantes de corrosión química son:

- 1.- La oxidación
- 2.- La disolución directa.

I.1.2.1.1.1 Oxidación (corrosión por gases)

Se denomina oxidación a la reacción de un metal con el oxígeno. Al efectuarse este fenómeno, se produce en la superficie del metal una capa de oxígeno o costra la cual puede actuar como protección e impedir o reducir el subsecuente deterioro del material.



I.1.2.1.1.2 Disolució directa

La disolució directa consisteix en la disolució del material en un mitjà corrosiu fins que el material es consumeix o es satura en el mitjà.

I.1.2.1.2 Corrosió electroquímica

La corrosió electroquímica implica un transport simultani d'electricitat a través d'un electòlita. A este important grup pertanyen la corrosió en solucions salines i aigua de mar, la corrosió atmosfèrica i la corrosió en sòls.

I.1.2.2 Classificació segun la forma

La classificació segun el mitjà és de gran utilitat quan s'estudien els mecanismes d'atac, sin embargo, si se volen avaluar els danys produïts per la corrosió, i resulta molt convenient la classificació segun la forma. (Ver figura No. 1)

I.1.2.2.1 Corrosió uniforme

És la forma més benigna de corrosió. El atac s'estén en forma homogènia sobre tota la superfície metàl·lica i la seva penetració mitjana és igual en tots els punts.

I.1.2.2.2 Corrosió en plaques

En este cas, el atac s'estén més en algunes zones, però es presenta encara com a atac general.

I.1.2.2.3 Corrosió per picado

Este tipus d'atac, així com el intergranular i el fisurante, són les formes més perilloses en que pot presentar-se la corrosió. En estos casos d'atac focalitzat, la quantitat de material afectat no guarda relació amb la magnitud dels inconvenients que pot causar. *Durante el picado, el atac se focaliza en puntos aislados de superficies metálicas pasivas y se prolonga hacia el interior del metal, en ocasiones, formando túneles microscópicos.*

En la pràctica, pot presentar-se com a perforació en canonjes o tanques. Una variació d'este tipus de corrosió és la denominada corrosió en rendijes, la qual es presenta en unions i intersticis on la renovació del mitjà corrosiu solament pot produir-se per difusió.

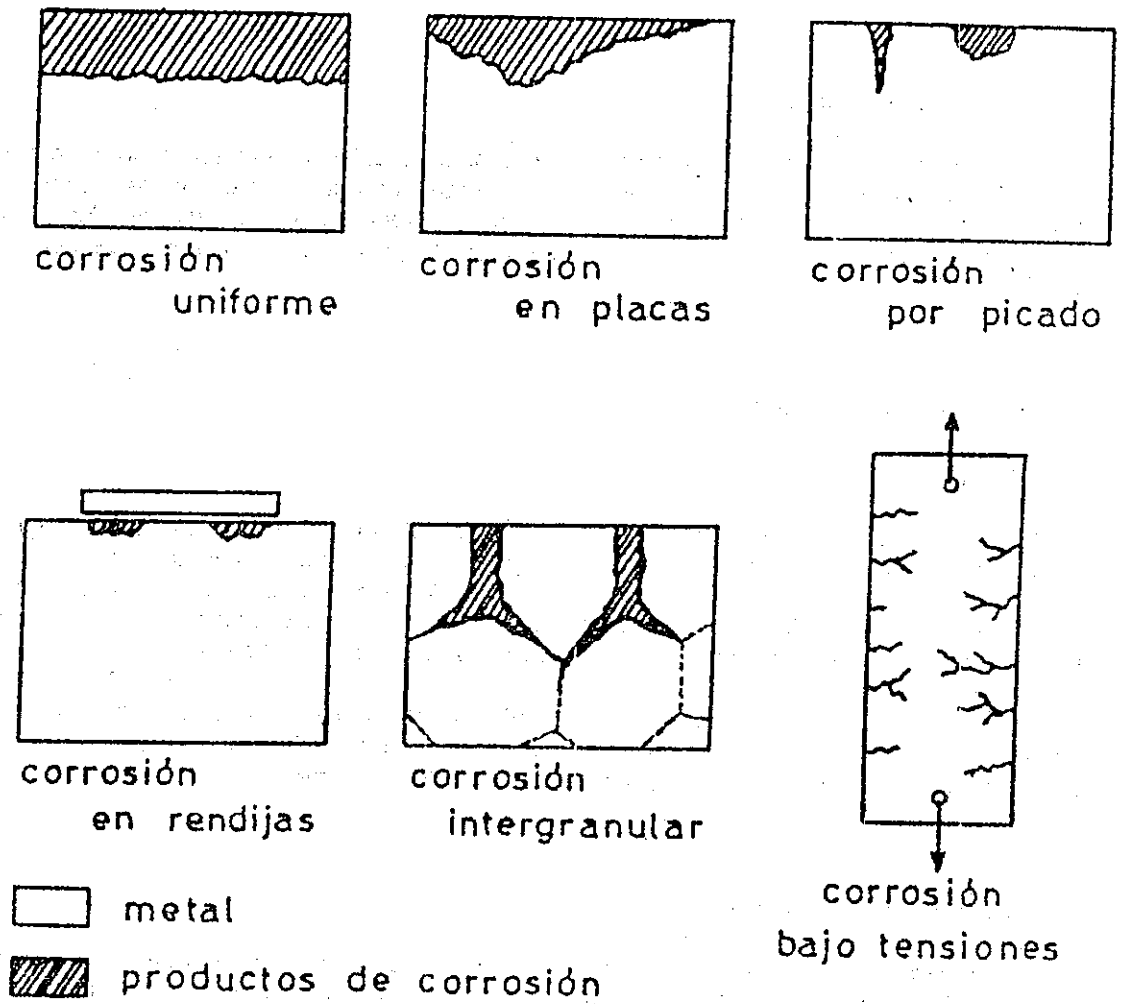


FIGURA No. 1
 CLASIFICACIÓN MORFOLÓGICA DE LAS FORMAS DE CORROSIÓN

1.1.2.2.4 Corrosión intergranular

Se presenta como una forma estrecha de ataque que se propaga a lo largo de los límites del grano. Este ataque se extiende hasta inutilizar el material afectado.

1.1.2.2.5 Corrosión fisurante

Conocida también como corrosión bajo tensión, puede presentarse cuando un metal está sometido simultáneamente a la acción de un medio corrosivo y a tensiones mecánicas de tracción. Se forman fisuras que se propagan hacia el interior del metal hasta que las tensiones se relajan o el metal se fractura. La velocidad de propagación puede oscilar en general entre 1 y 10 mm/h.

1.2 Mecanismos de reacción

1.2.1 De acceso directo

Debido a que la mayoría de los metales que reaccionan con el oxígeno y/o el agua debieran presentar una disminución de la energía liberada, es importante preguntarse por qué los metales no se corroen con rapidez cuando son utilizados. La razón más comúnmente sugerida es que una película corrosiva de productos sólidos tiende a aislar el metal de los agentes corrosivos, en ocasiones, antes de que el grosor de la película corrosiva se haga visible.

En posteriores investigaciones de metales sumergidos en varios compuestos orgánicos, se logró determinar que la corrosión disminuía debido a una sólida película de yoduro que en todo momento era inversamente proporcional al espesor de la película.

1.2.2 De acceso en dos etapas

Al exponer una superficie metálica limpia a la acción del oxígeno, el metal empezará a reaccionar con el oxígeno y formará óxidos. Según la temperatura del ensayo y la concentración de oxidantes se observarán diferentes comportamientos.

A baja temperatura, la primera etapa será la formación de una capa absorbida de oxígeno; si la temperatura es suficientemente baja o la concentración del oxidante escasa, la reacción puede detenerse después de formar dicha capa absorbida.

A mayor temperatura y concentración de oxidante, se forma una película de óxido cuyo espesor varía según las condiciones. Es usual diferenciar las películas delgadas de las gruesas, lo cual es útil al estudiar el curso de crecimiento de los óxidos, pero es una clasificación arbitraria. Se suelen llamar óxidos delgados, a aquellos cuyo espesor es inferior a 10^{-7} m., y óxidos gruesos a los que tienen un espesor mayor.

Hasta hace poco se sugería que las películas delgadas crecían en forma continua a partir de la capa absorbida; se suponía que en todo momento el espesor de dicha película era uniforme y se habían propuesto mecanismos para explicar dicho crecimiento. Sin embargo, investigaciones posteriores demostraron que tanto en la oxidación como en la sulfuración de metales, durante la etapa inicial del crecimiento de la película, se formarían núcleos de óxido o de sulfuro, respectivamente.

El proceso pasa por dos etapas. Primero, la superficie del metal aparece limpia y brillante por cierto tiempo, pero posteriormente aparecen de pronto núcleos de óxido que empiezan a extenderse sobre la superficie del metal. Esta etapa concluye cuando los núcleos de óxido se unen y cubren toda la superficie.

La segunda etapa es la llamada de engrasamiento del óxido resultante de este conglomerado de núcleos. Se trata de un proceso de nucleación homogénea que depende de la temperatura y de la presión del oxidante.

En todos los casos, se ha observado que el número de núcleos es independiente del tiempo y que aumenta con la presión parcial del oxidante. Por ejemplo, en el cobre a 500°C , a una presión parcial de oxígeno de 2×10^{-3} mmHg., se encontraran 6 000 núcleos por mm^2 , en tanto que a una presión parcial de oxígeno de 10^{-1} mmHg., el número de núcleos por mm^2 fue de 1 000 000.

Aunque la nucleación sólo aparece en las etapas iniciales de la oxidación, su existencia define propiedades importantes, tales como la textura, estructura y epitaxia de los óxidos más gruesos.

1.2.3 Reacción electroquímica

Con el objeto de comprender más fácilmente el fenómeno de la reacción electroquímica, conviene introducir, inicialmente, el concepto de celda electroquímica.

Una celda electroquímica es un sistema formado por dos piezas de metal (una llamada ánodo y la otra cátodo) en contacto metálico e inmersos en un electrolito. Los cuatro componentes de una celda electroquímica son:

Ánodo:	el ánodo es la pieza que cede electrones al circuito y se corroe.
Cátodo:	el cátodo recibe los electrones, los cuales participan en una reacción electroquímica con algunos o todos los constituyentes del electrolito que se encuentra cerca de él
Contacto eléctrico:	el ánodo y el cátodo deben estar conectados eléctricamente a fin de que los electrones fluyan del ánodo al cátodo.
Electrolito:	líquido que debe estar en contacto tanto con el ánodo como con el cátodo, y que provee el medio a través del cual los iones metálicos abandonan la superficie del ánodo brindando los elementos o moléculas que participan, químicamente, en la reacción catódica.

En el ánodo, se experimenta una reacción anódica, la cual es una reacción por oxidación mediante la cual se ionizan los átomos metálicos; los iones ingresan o se disuelven, generalmente, en la solución electrolítica, mientras que los electrones fluyen a través del contacto eléctrico hacia el ánodo donde participan en alguna reacción catódica.

En el cátodo, se presenta una reacción catódica; ésta es una reacción de reducción en la que se forma un producto secundario en forma de gas, sólido o líquido. (ver figura No.2)

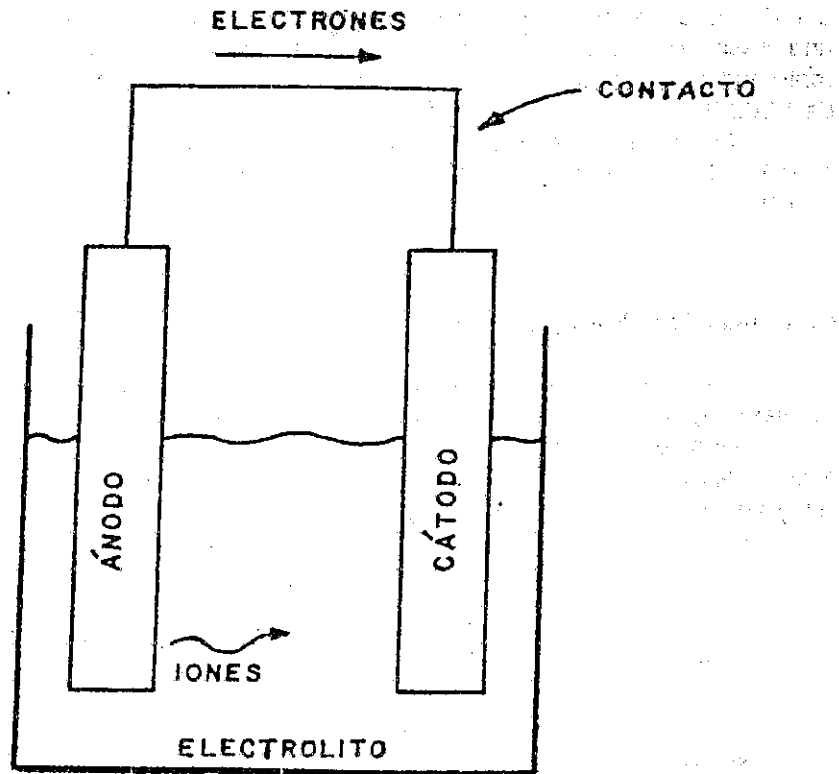


FIGURA No. 2
COMPONENTES DE UNA CELDA ELECTROQUÍMICA

1.2.3.1 Tipos de corrosión electroquímica

En la corrosión electroquímica, se produce un fenómeno análogo al que se produce en una celda electroquímica. La porción de metal que cede sus electrones y que está corroyéndose se denomina ánodo, mientras que la porción de metal a donde fluyen los electrones se denomina cátodo.

La conexión entre el ánodo y el cátodo se lleva a cabo simplemente por contacto y la diferencia de potencial necesaria para que fluya electricidad puede deberse a varias causas, entre las cuales destacan diferencia en la composición del material y diferencias en el electrolito.

A continuación, se analizan los casos de corrosión electroquímica que más interesan.

1.2.3.1.1 Corrosión por diferencia en la composición del material

Cuando se forma una celda electroquímica utilizando dos electrodos de diferente material, se genera una diferencia de potencial que produce una corriente, debido a los diferentes potenciales electroquímicos. A las celdas de corrosión que se producen, debido al contacto en un electrolito de dos materiales de diferente potencial electroquímico, se les denominan celdas de composición.

A este tipo de corrosión, también se le denomina corrosión galvánica, y para su estudio deben considerarse los siguientes casos.

1.2.3.1.1.1 Caso macroscópico

Los casos macroscópicos de celdas de composición se producen debido a la utilización de materiales de diferente composición para diferentes partes de una estructura.

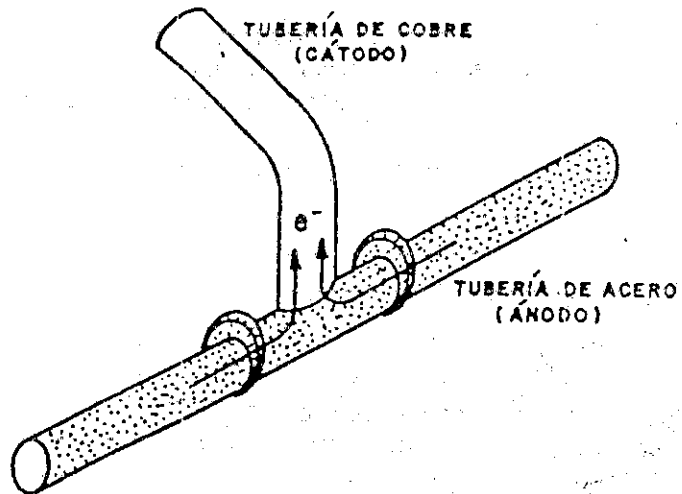
Cuando se conectan piezas hechas de diferente material en un electrolito, se produce una diferencia de potencial y se origina corrosión. Un ejemplo de este tipo de celda de composición es cuando una tubería de cobre se conecta a una tubería de acero; el acero o hierro fundido es anódico respecto al cobre (ver figura No.3). En el punto donde la tubería de cobre es conectada a la de acero, se produce un flujo de electrones del acero hacia el cobre; esto resulta en la corrosión del acero y en la relativa protección del cobre.

Una de las uniones más comunes y menos considerada es la celda creada cuando una pieza nueva es instalada en una línea vieja, es decir, se conectan piezas del mismo material pero con diferente tiempo de uso. Si pequeños tramos de tubería nueva son instalados en una línea vieja, la corrosión se producirá a ritmos acelerados debido a que el pequeño ánodo tendrá que suplir la corriente requerida por la, comparativamente, mayor área del cátodo, conformada por la línea vieja.

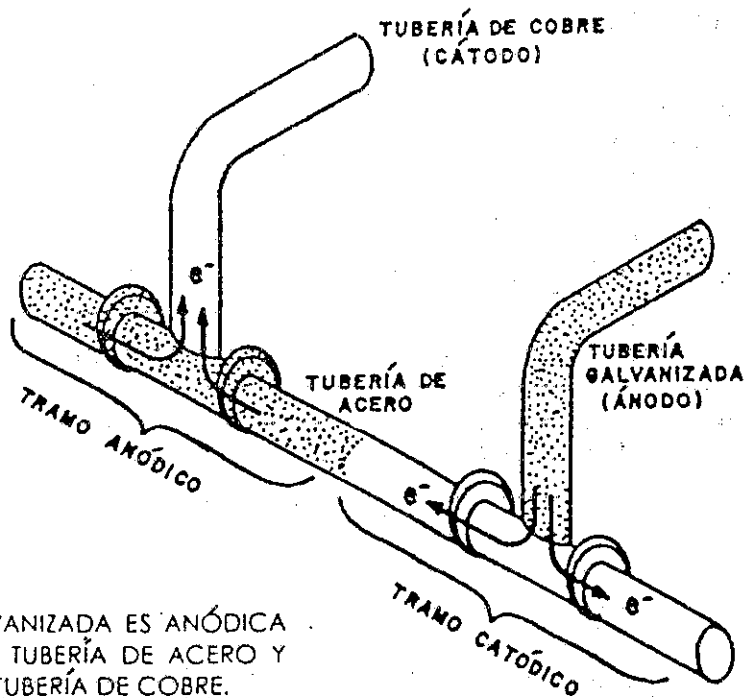
1.2.3.1.1.2 Caso microscópico

Los casos microscópicos se presentan cuando se tienen diferencias en la composición del material que no son apreciables a simple vista, por ejemplo, durante la fabricación de la tubería pueden quedar impurezas incrustadas en la superficie del metal. Estas impurezas son, por lo general, catódicas, respecto del metal de la tubería. En el caso de que sean anódicas, respecto de la tubería y relativamente pequeñas, se presentará corrosión concentrada y picaduras, si está enterrada en suelos corrosivos.

LOS TRAMOS DE TUBERÍA SOMBREADOS SON ANÓDICOS.



LA TUBERÍA DE ACERO ES ANÓDICA RESPECTO DE LA TUBERÍA DE COBRE. DONDE LA TUBERÍA DE COBRE ES UNIDA A LA DE ACERO, SE PRODUCE UNA CORRIENTE DE ELECTRONES DEL ÁNODO HACIA EL CÁTODO.



LA TUBERÍA GALVANIZADA ES ANÓDICA RESPECTO DE LA TUBERÍA DE ACERO Y RESPECTO DE LA TUBERÍA DE COBRE.

FIGURA No. 3
CORROSIÓN DE TUBERÍAS DEBIDO A MATERIALES DIFERENTES

I.2.3.2 Corrosi3n debido a diferencias en el electrolito

Cuando se forma una celda electroquímica, colocando dos electrodos del mismo material en diferentes electrolitos, se genera una diferencia de potencial y, por consiguiente, una corriente. La direcci3n de la corriente depende de los electrolitos. A las celdas de corrosi3n que se producen debido a variaciones o diferencias en la composici3n del electrolito, se les denominan celdas de concentraci3n.

La corrosi3n debido a celdas de concentraci3n se puede originar por:

- 1.- Diferencias en la composici3n del suelo.
- 2.- Variaci3n en el contenido de humedad del suelo.
- 3.- Variaciones en la temperatura del suelo.

I.2.3.2.1 Corrosi3n debido a diferencias en la composici3n del suelo

La corrosi3n de una tubería despu3s de ser colocada y enterrada puede originarse al entrar en contacto con porciones de tierra de diferente tipo de suelo. La tubería en contacto con el suelo de menor resistividad, el m3s corrosivo, se comportar3 an3dicamente (ver figura No. 4). Este tipo de celdas de concentraci3n se pueden prevenir utilizando arena limpia como relleno.

I.2.3.2.2 Corrosi3n debido a variaciones en el contenido de humedad del suelo

La variaci3n del contenido de humedad del suelo puede dar origen a corrosi3n debido a celdas de concentraci3n. En este caso, una parte de la tubería descansa sobre suelo humedo y la otra parte est3 en contacto con suelo de menor resistividad.

I.2.3.2.3 Corrosi3n debido a variaciones en la temperatura del suelo

Diferencias de temperatura en el electrolito pueden originar celdas galv3nicas; si la temperatura de un 3rea de la tubería varia respecto de otra, el 3rea m3s caliente ser3 an3dica respecto del 3rea m3s fra y se corroer3.

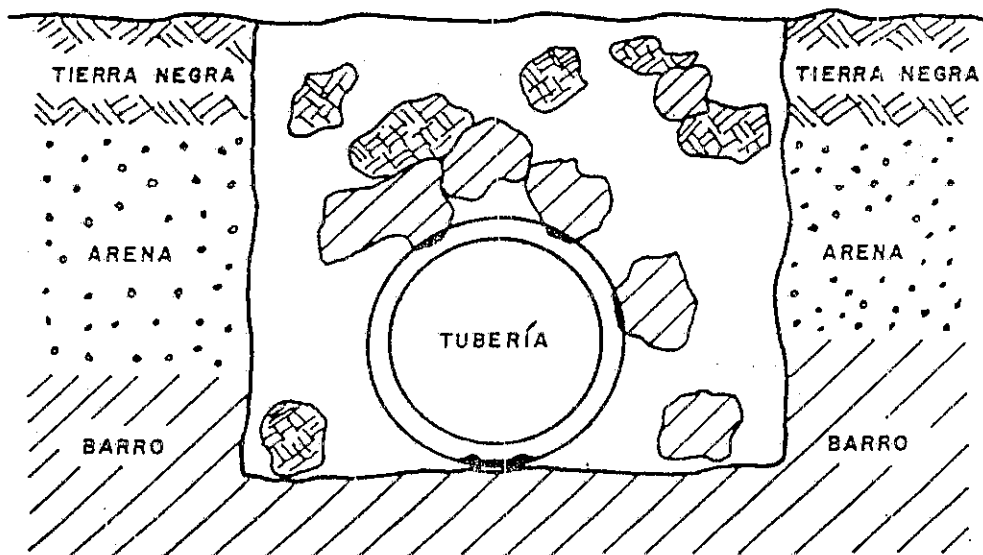
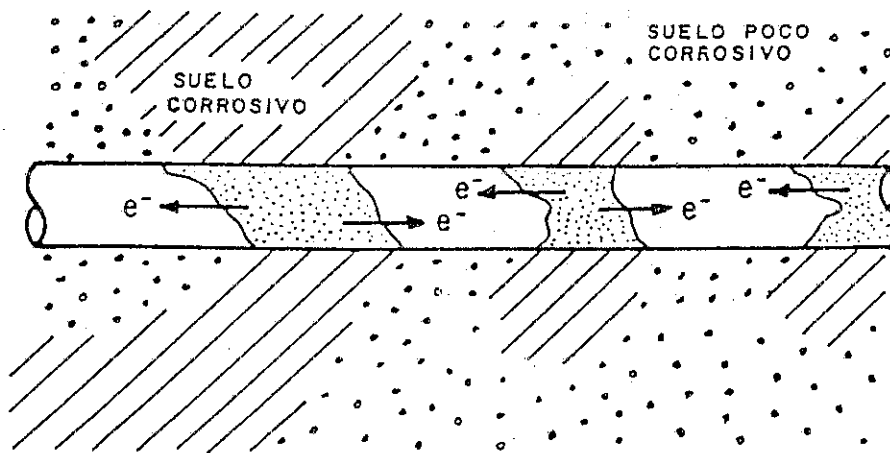


FIGURA No. 4

CORROSIÓN DEBIDO A VARIACIONES EN EL SUELO A CAUSA DE EXCAVACIONES, NIVELACIÓN DE TIERRAS, O POR LA MEZCLA DE SUELOS DE DIFERENTE TIPO COMO MATERIAL DE RELLENO.

1.3 Acción galvànica

Las aleaciones que contienen aluminio son, generalmente, anòdicas para muchas otras aleaciones y metales, estructuralmente comunes. Por esto, la exposiciòn a la interperie o al contacto con otros metales de características disimilares provoca corrosiòn galvànica en la superficie del aluminio adyacente a estos metales. *La acciòn galvànica es mucho màs evidente en lugares costeros o con ambiente salino, que en àreas rurales o industriales.*

Una forma de evitar la corrosiòn de las àreas adyacentes de aluminio consiste en la utilizaciòn del zinc, anòdico a muchas de las aleaciones que contienen aluminio; bajo diversas condiciones de exposiciòn, tiende a proteger dichas àreas catòdicamente.

En el diseño de estructuras, es con frecuencia necesario combinar diferentes metales en la estructura. Por ello, la utilizaciòn de un mètodo apropiado de protecciòn reducirá grandemente el riesgo de la corrosiòn galvànica.

1.4 Uniòn Galvànica

Generalmente, las uniones de aleaciones que contienen cobre con otros metales no conducen a un incremento en la corrosiòn. Un problema puede surgir con las uniones galvànicas de una aleaciòn de cobre con metales menos nobles, tales como aluminio, acero y zinc, al incrementarse la corrosiòn de èstos ùltimos.

La resistividad del agua dulce es enorme, por ello, si la corrosiòn galvànica ocurre, el ataque se localizará cerca o en la uniòn de los dos metales, que en condiciones normales de temperatura, no es generalmente severo.

En la pràctica la uniòn de aleaciones de cobre con hierro, es muy comùn en equipo de transporta agua dulce. Por ejemplo, tubos de cobre y bronce son utilizados en uniòn con delgadas làminas de tubo de acero en intercambiadores de calor donde el agua del río o lago es usada para propòsitos de enfriamiento.





CAPÍTULO II

METODOLOGÍA PARA EL ANÁLISIS DE UNIONES GALVÁNICAS

II.1 Consideraciones fundamentales

Cuando diferentes metales en contacto eléctrico entre sí son expuestos a un electrolito, fluye una corriente desde uno hacia el otro, y esta corriente se denomina corriente galvánica.

La corrosión galvánica es esa parte de corrosión del miembro anódico de la unión directamente relacionada a la corriente galvánica por la Ley de Faraday.

La corrosión adicional simultánea que ocurre en el ánodo será llamada corrosión local; la corrosión que ocurre en un material sin que éste esté en contacto con otro será llamada corrosión normal.

Cuando la corrosión galvánica ocurre, la corrosión local del ánodo puede ser igual a la corrosión normal, o puede ser diferente.

El cambio en el comportamiento corrosivo es comúnmente llamado efecto de diferencia, y puede ser positivo, si la corrosión local disminuye cuando la corriente galvánica fluye, o negativo.

La corriente galvánica generalmente causa una reducción del porcentaje total de corrosión del miembro catódico de la unión. Esta protección es llamada protección galvánica o catódica.

Bajo ciertas condiciones, el porcentaje de corrosión de algunos materiales, actuando como cátodos, puede incrementarse; en estos, casos el término corrosión catódica es aplicable.

II.1.1 Potenciales de metales corroidos

Es importante reconocer la diferencia entre el potencial de estado estable de metales corroidos y el potencial termodinámicamente reversible de los metales puros mencionados en la serie de fuerzas electromotrices (ver figura No. 5).

Los potenciales medidos al estudiar la corrosión galvánica son potenciales no equilibrados porque las reacciones que se suceden en el electrodo están continuamente disipando energía. Los iones del metal se transforman en soluciones y es liberado hidrógeno o se forman iones de hidróxido; esto no significa que los potenciales galvánicos no son reproducibles. Generalmente el potencial galvánico es reproducible y puede mantenerse constante por largos periodos de tiempo para el control de las condiciones corrosivas, lo que simplemente evidencia que las reacciones en el electrodo se suceden a un ritmo constante.

Reacción de corrosión (metal)	Potencial electrolítico (V)
$Au \rightarrow Au^{3+} + 3e^{-}$	+1.498
$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^{+} + 4e^{-}$	+1.229
$Pt \rightarrow Pt^{2+} + 2e^{-}$	+1.200
$Pd \rightarrow Pd^{2+} + 2e^{-}$	+0.987
$Ag \rightarrow Ag^{+} + e^{-}$	+0.799
$2Hg \rightarrow Hg_2^{2+} + 2e^{-}$	+0.788
$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^{-}$	+0.771
$4(OH)^{-} \rightarrow O_2 + 2H_2O + 4e^{-}$	+0.401
$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$	+0.337
$Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^{-}$	+0.150
$H_2 \rightarrow 2H^{+} + 2e^{-}$	0.000
$Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^{-}$	-0.126
$Sn \rightarrow Sn^{2+} + 2e^{-}$	-0.136
$Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^{-}$	-0.250
$Co \rightarrow Co^{2+} + 2e^{-}$	-0.277
$Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2e^{-}$	-0.403
$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^{-}$	-0.440
$Cr \rightarrow Cr^{3+} + 3e^{-}$	-0.744
$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$	-0.763
$Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^{-}$	-1.662
$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^{-}$	-2.363
$Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}$	-2.714
$K \rightarrow K^{+} + e^{-}$	-2.925

Serie de fuerzas electromotrices

FIGURA No. 5

II.1.2 Aplicación de la ley de Kirchhoff

La relación fundamental que involucra la corrosión galvánica es descrita por la segunda ley de Kirchhoff:

$$\text{Sum (FEM)} = \text{Sum (IR)} \quad (1)$$

Por lo tanto;

$$E_c - E_a = IR_c + IR_m \quad (2)$$

Donde:

R_e = Resistencia de la porción electrolítica del circuito galvánico.

R_m = Resistencia de la porción metálica.

E_c = Voltaje eficaz (polarizado) del miembro catódico de la unión.

E_a = Voltaje eficaz (polarizado) del miembro anódico de la unión.

II.1.2.1 Polarización

En algunos casos, E_a y E_c están en función de la corriente galvánica I , de aquí que la diferencia de potencial experimentada por la corriente al pasar por el electrolito no es igual al potencial de celda de circuito abierto.

En la ecuación (2), los términos E_c y E_a pueden escribirse en función de los potenciales de circuito abierto $E'a$ y $E'c$ de la siguiente forma:

$$E_c = E'c - f_c(I/A_c) \quad (3)$$

$$E_a = E'a + f_a(I/A_a) \quad (4)$$

En donde:

f_a = Función de polarización del ánodo.

f_c = Función de polarización del cátodo.

A_a = Área del ánodo.

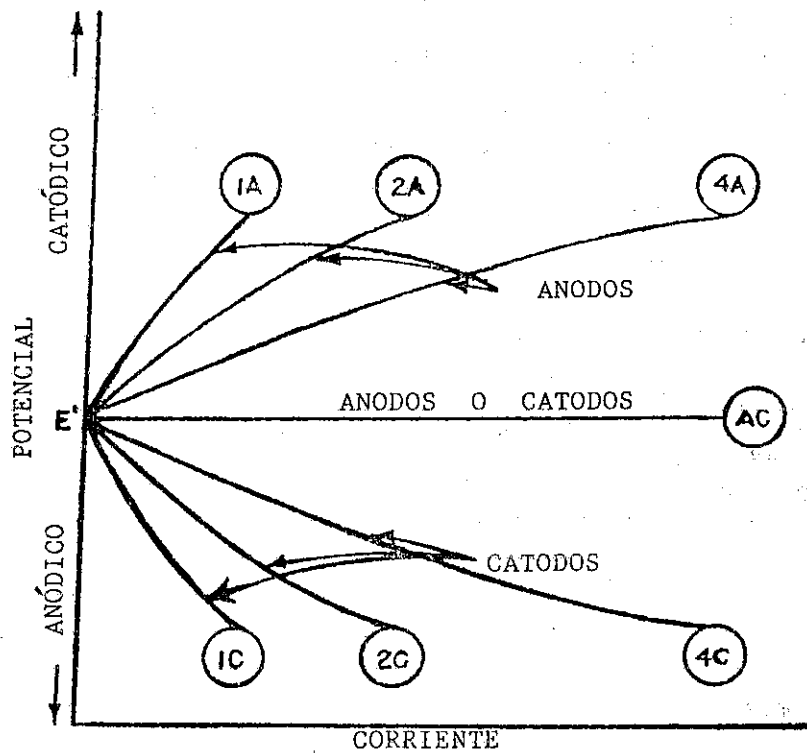
A_c = Área del cátodo.

I = Corriente total de la celda.

De las ecuaciones (3) y (4), puede apreciarse que la polarización, definida como el cambio de potencial de un electrodo como resultado del flujo de corriente, altera el potencial del ánodo en la dirección catódica y el potencial del cátodo en la dirección anódica.

Las ecuaciones (3) y (4) pueden considerarse gráficamente asumiendo que el electrodo en algún electrolito tiene un potencial de circuito abierto E' . Si la corriente (electricidad positiva) abandona el electrodo y entra en el electrolito, el electrodo actuará como ánodo. Generalmente hablando, el electrodo se polariza anódicamente y su potencial será alterado en la dirección catódica (ver figura No. 6, curvas 1a, 2a o 4a), a menos que $f_a(I/A_a)$ sea cero (significa que el electrodo no está anódicamente polarizado). En último caso, el potencial no cambiará con un incremento en el flujo de corriente, como se aprecia en la figura NO. 6 línea AC. Es importante notar que si el electrodo está polarizado anódicamente, tanto el área del electrodo como la cantidad de corriente que fluye, influyen en el grado de polarización.

Si la corriente abandona el electrolito y entra al electrodo, el electrodo actúa como cátodo. Generalmente hablando, el electrodo se polarizará catódicamente y su potencial será alterado en la dirección anódica (ver figura No. 6, curvas 1c, 2c o 4c) a menos que $f_c(I/A_c)$ sea cero. En último caso, el potencial de nuevo no cambiará con un incremento de corriente y la curva de potencial será la línea horizontal AC.



EL ÁREA DE 4A = 2 VECES EL ÁREA DE 2A = 4 VECES EL ÁREA DE 1A.

EL ÁREA DE 4C = 2 VECES EL ÁREA DE 2C = 4 VECES EL ÁREA DE 1C.

FIGURA No. 6
CAMBIO DE POTENCIAL DE ANODOS O CÁTODOS CON FLUJO DE CORRIENTE

II.1.3 Estimación gráfica de las corrientes galvánicas

La máxima corriente galvánica que puede fluir en una unión galvánica dada se conoce como corriente galvánica límite, y se localiza en la intersección de las curvas de polarización del ánodo y cátodo; la razón de esto se hace evidente en la figura No 7.

Cuando la resistencia (R) es infinita no fluye corriente y $E_c - E_a$ es el valor de circuito abierto de la celda de potencial (ver figura No.8). Como la resistencia (R) se hace pequeña, la corriente (I) aumenta y $E_c - E_a$ disminuye a causa de la polarización. Finalmente la corriente (I) se acerca a su valor máximo (corriente límite) a la vez que la resistencia (R) se acerca a cero y $E_c - E_a$ simultáneamente se aproxima a cero.

Supongase que el valor de la resistencia ($R = R_e + R_m$) para una particular unión de zinc y cobre ha sido medida y que las curvas de polarización para los electrodos son conocidos. Es deseable calcular cuál podría ser la corriente galvánica de estado estable para los valores de (R) dados. Esto se hace gráficamente simple al localizar el valor de la corriente (I) en la figura No. 7, en la cual las curvas de los voltajes E_c y E_a están separados (iR) voltios exactamente. Este valor de corriente debe ser menor que el valor de corriente límite.

II.2 Determinación de la resistencia R en uniones galvánicas

Si es posible dividir el circuito en una unión galvánica práctica, resulta simple medir la resistencia R_e , y la resistencia de la porción electrolítica del circuito galvánico. Esto es hecho con suficiente precisión utilizando un puente de pruebas de 60 ciclos A.C. con un galvanómetro A.C. o en su defecto a veces puede hacerse un estimado con un puente D.C., en cuyo caso la corriente debería ser medida con una corriente de prueba aplicada en ambas direcciones y tomando un promedio de las dos lecturas.

Cuando es inconveniente medir directamente la resistencia no polarizada R_e de un circuito galvánico, ésta puede ser estimada por fórmulas basadas en la teoría general de continuidad de flujo.

La resistencia entre dos electrodos inmersos en un electrolito está relacionada a la capacidad del capacitor que podría formarse si el electrolito fuera reemplazado por aire de la manera siguiente:

$$R = (r/4 C)(1/9 \times 10^{-5})$$

Donde:

- r = Resistividad específica del electrolito en ohm - cm.
C = Capacidad del capacitor en microfaradios.

Fórmulas para una gran variedad de tipos de electrodos metálicos formando capacitores pueden obtenerse en manuales de física y/o de ingeniería eléctrica.

La resistencia interna de dos electrodos colocados en un medio infinito como el océano, no aumenta indefinidamente cuando se incrementa la distancia de separación entre ellos. Al contrario, la máxima resistencia entre ellos es probablemente alcanzada pronto después de haber sido separados por una distancia de un orden mucho mayor que las dimensiones de los electrodos. Parecería que la resistencia total puede ser considerada como la suma de dos resistencias en la superficie del electrodo, una al cruzar la corriente desde el primer electrodo hacia el medio, la otra al regresar la corriente desde la mitad hacia el segundo electrodo. Si consideramos un electrodo en forma de disco, una forma útil para determinar la resistencia en ausencia de polarización en la unión de un electrodo de disco de radio "b" cm., en una solución específica de resistencia "r" es $r/8b$. La resistencia para una cara del disco es $r/4b$.

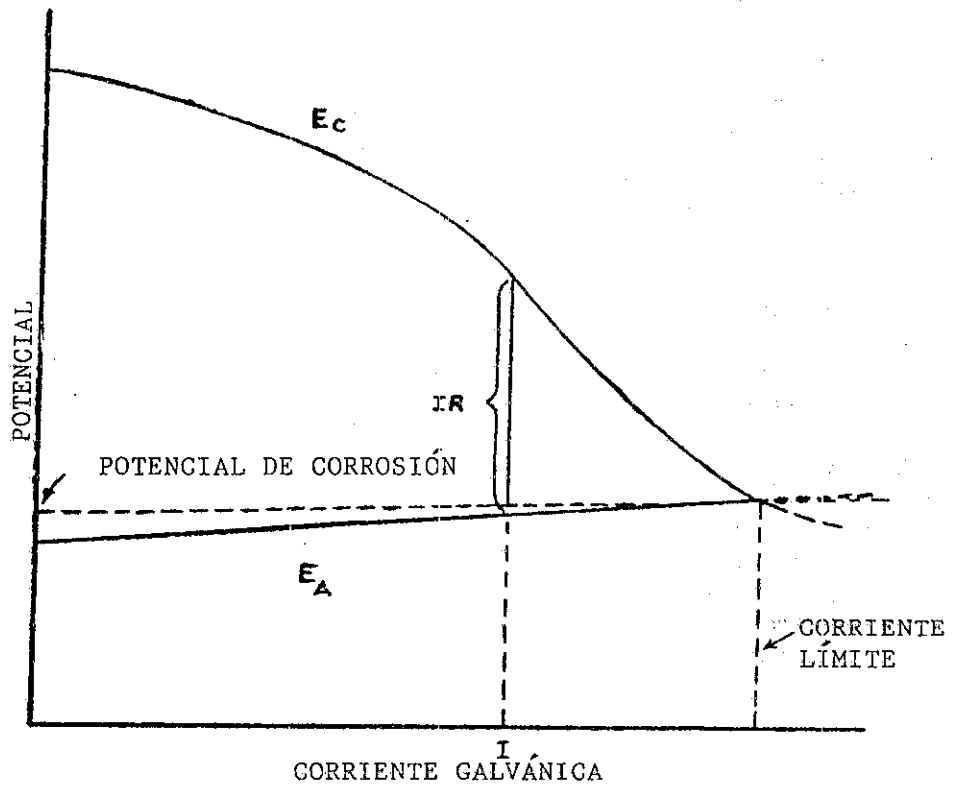


FIGURA No. 7
ESTIMACIÓN GRÁFICA DE CORRIENTE GALVÁNICA

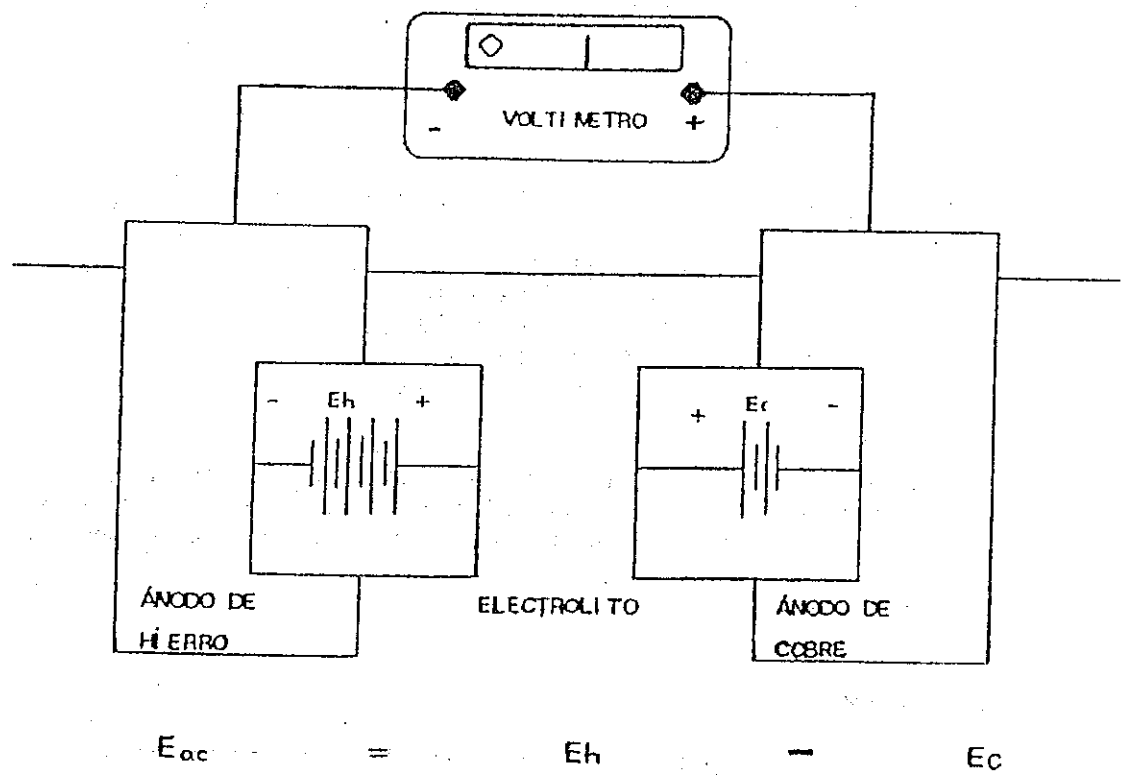


FIGURA No. 8
 POTENCIAL DE CIRCUITO ABIERTO

II.2.1 Relación entre corriente galvánica y corrosión galvánica

La fuente de energía medida como corriente galvánica es primeramente la disolución del material anódico. Por cada coulomb de corriente galvánica que fluye, una cantidad definida de peso del material debe disolverse. La relación existente entre la corrosión galvánica del ánodo y la corriente galvánica es la ley de Faraday:

$$W = ((t(M) / (F(n))) \times I) \quad (6)$$

En donde:

- W = Peso del metal disuelto para producir la corriente galvánica (gr.).
- t = Tiempo del flujo de corriente (seg.).
- F = Constante de Faraday (96.501 coulombs).
- M = *Peso atómico del metal ánodo.*
- n = Carga de iones del metal formado.
- I = *Corriente galvánica en amperios.*

La pérdida en peso del ánodo usualmente será mayor que "W" debido a que algunas corrosiones locales acompañan la corrosión galvánica. El peso total perdido del ánodo será equivalente a la suma de la corriente galvánica y a la acción de las corrientes locales en el ánodo.

II.3 Tipos de control

Debido a que es posible que el grado de polarización varíe por el tipo de material y solución, es de gran ayuda clasificar las uniones por el tipo de polarización producida en cada electrodo. Los tipos de control se clasifican de la siguiente manera.

II.3.1 Control catódico

Si el ánodo no se polariza y el cátodo sí, entonces debido a la baja resistividad el flujo de corriente será controlado en su totalidad por el electrodo catódico. Si el área del ánodo es ya sea duplicado o reducido a la mitad, la pérdida de peso galvánico del ánodo permanecerá sin cambios aunque la intensidad del ataque corrosivo se incrementará con la reducción del área. *Sin embargo, si el área del cátodo es reducida a la mitad, la corrosión galvánica del ánodo se reducirá a la mitad; o, si el área del cátodo se duplica, la corrosión galvánica en el ánodo se duplicará. Las curvas de polarización para este sistema se muestran en la figura No.9, y se dice que el sistema está bajo control catódico.*

II.3.2 Control anódico

Si el ánodo se polariza y el cátodo no, como se muestra en la figura No.10, el estado es reservado y se dice que el sistema está bajo control anódico.

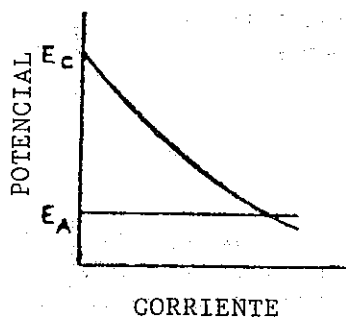


FIGURA No. 9
CONTROL CATÓDICO

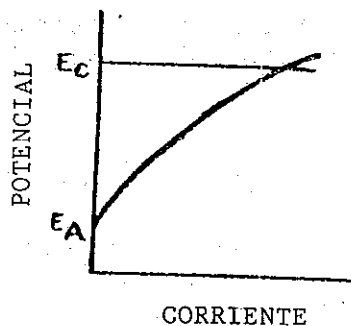


FIGURA No. 10
CONTROL ANÓDICO

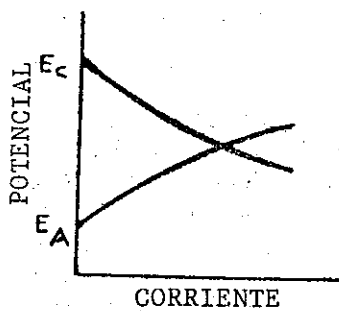


FIGURA No. 11
CONTROL MIXTO

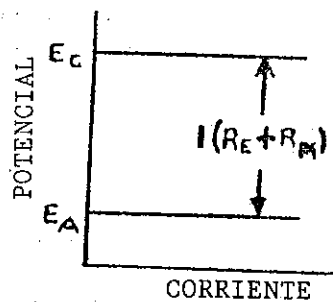


FIGURA No. 12
CONTROL DE RESISTENCIA

II.3.3 Control Mixto

Si ambos, el ánodo y el cátodo se polarizan, entonces de acuerdo con la menor resistividad del flujo de corriente será controlado por la polarización de ambos electrodos. Por lo tanto, las áreas de ambos electrodos afectaran la corrosión galvánica del ánodo. Las curvas de polarización se muestran en la figura No. 11, y se dice que el sistema está bajo control mixto.

Los tipos de control anteriormente descritos son válidos para todos aquellos sistemas en los cuales las caídas de voltaje (IR) pueden ser despreciados.

II.3.4 Control de resistencia

Si ninguno de los electrodos se polariza, el flujo de corriente y la corrosión existente serán controlados por la resistencia del líquido y la trayectoria metálica. Debido a que la trayectoria metálica generalmente tiene una resistencia menor comparada con la de la trayectoria líquida; la resistencia de ésta última generalmente será el factor que controle la corrosión del ánodo. La figura No. 12 muestra la gráfica corriente-potencial para un control de resistencia total.

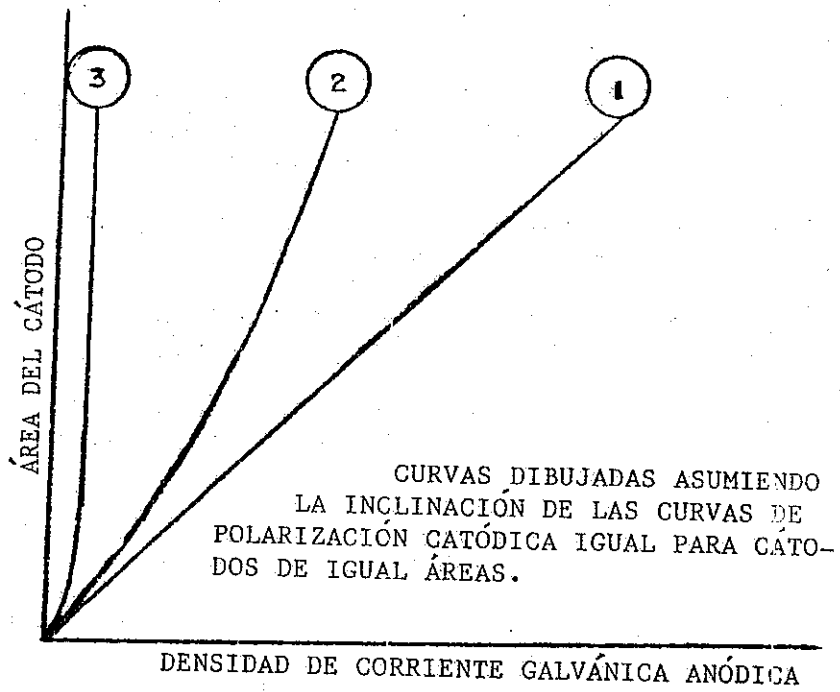
En general, tanto la polarización como la resistencia controlará la cantidad del flujo de corriente galvánica.

II.3.5 Control de difusión

El factor fundamental que probablemente es el de mayor importancia en la determinación del porcentaje de corrosión es difusión, porque el porcentaje de difusión de una sustancia que cause, ya sea polarización, o despolarización puede controlar la forma de las curvas de polarización; en algunas uniones, puede decirse que se corroen bajo control de difusión.

Por ejemplo, considérese un metal como el hierro inmerso completamente en una solución salina neutral en reposo en un ambiente, tal que la superficie del líquido en contacto con el aire es relativamente pequeña. La corrosión del hierro en la solución libre de oxígeno disuelto es prácticamente nula, mientras que si se presenta disolución de oxígeno, la cantidad de hierro corroído es prácticamente equivalente a la cantidad de oxígeno consumido. Si el área del hierro es suicientemente grande, el porcentaje de corrosión es controlado por la proporción a la cual el oxígeno se difunde a través de la relación líquido-aire. En tanto estas condiciones existan, la pérdida total de corrosión no aumentará aún cuando el tamaño de la muestra sea aumentado.

Conectar al hierro, totalmente inmerso en la solución, con un metal catódico como el cobre, no aumentará el porcentaje de difusión de oxígeno a través de la relación líquido-aire; por lo tanto, la corrosión del hierro no aumentará sobre la ya existente en el hierro antes de la unión con el cobre. Si las condiciones de corrosión no están bajo control de difusión, es esencial que cualquier estudio de corrosión sea elaborado bajo condiciones, en las que la difusión no es el factor predominante.



DONDE:

- 1.- CONTROL CATÓDICO IDEAL.
- 2.- CONTROL MIXTO IDEAL.
- 3.- APROXIMACIÓN AL CONTROL ANÓDICO IDEAL.

FIGURA No. 13
EFECTO DEL INCREMENTO DEL ÁREA DEL CÁTODO EN LA CORRIENTE GALVÁNICA
POR UNIDAD DE ÁREA ANÓDICA

II.3.6 Efecto de áreas relativas

El efecto de incrementar el área del cátodo para una corriente galvánica que fluye desde ánodos de la misma área para tres tipos de control de polarización (sin tomar en cuenta la resistencia) se muestra en la figura No.13 y se describe a continuación:

- Curva 1: corresponde a un control catódico ideal, la corriente galvánica es proporcional a el área catódica.
- Curva 2: corresponde a un control mixto ideal, el cual sucede cuando la polarización del cátodo es igual a la polarización del ánodo para iguales áreas de ambos electrodos. Aunque la corriente galvánica se incrementa con el aumento de área, el incremento es menos que proporcional al área del cátodo.
- Curva 3: muestra que la corriente galvánica es influenciada por el incremento del área del cátodo para una unión que se corroe bajo condiciones cercanas al control anódico ideal.

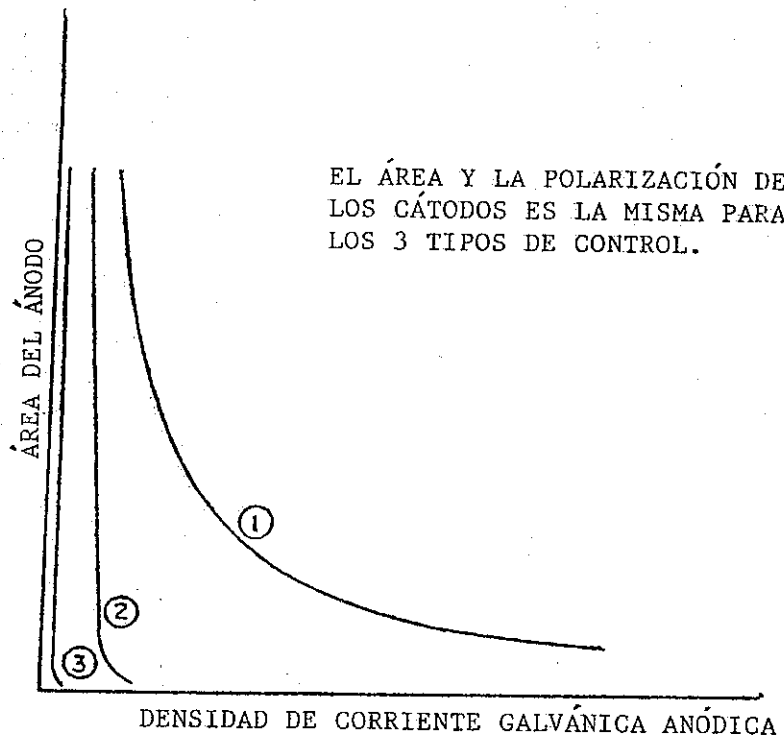
El efecto de incrementar el área anódica en la corriente galvánica por unidad de área de ánodo (densidad de corriente galvánica en el ánodo) para los tres tipos de control de polarización, se muestra en la figura No. 14.

La gráfica se elaboró asumiendo que las áreas y la inclinación de las curvas de polarización para los cátodos son los mismos sin importar el tipo de control.

- Curva 1: control catódico ideal, el decrecimiento del área de el ánodo gradualmente incrementa la densidad de corriente galvánica en el ánodo.
- Curva 2: control mixto ideal, el decrecimiento del área del ánodo no incrementa gradualmente la densidad de corriente galvánica en el ánodo.
- Curva 3: aproximación a control anódico ideal, al aproximarse a las condiciones de control anódico ideal menor densidad de corriente galvánica es incrementada en el ánodo al disminuir el área anódica.

II.3.7 Influencia de las variables de corrosión

La influencia sobre las corrientes galvánicas de las diferentes variables que afectan la corrosión es predecible por su influencia sobre las curvas de polarización anódicas y catódicas o sobre la resistividad del electrolito. Así, un cambio en cualquier factor que incremente la polarización anódica tenderá a causar un decrecimiento en la corriente galvánica. La formación de películas insolubles sobre las áreas anódicas es un ejemplo de ello. Cambios que disminuyan la polarización catódica, como el aumento en el grado de aereación, en velocidad de movimiento, o en temperatura, tenderán a aumentar la corrosión galvánica cuando el proceso esté bajo control mixto o catódico, tal como ocurre en la corrosión normal.



DONDE:

- 1.- CONTROL CATÓDICO IDEAL.
- 2.- CONTROL MIXTO IDEAL.
- 3.- APROXIMACIÓN AL CONTROL ANÓDICO IDEAL.

FIGURA No. 14

EFFECTO DE INCREMENTAR EL ÁREA DEL ÁNODO EN LA CORRIENTE GALVÁNICA POR UNIDAD DE ÁREA ANÓDICA

II.3.8 Distribución de corrosión

La teoría de distribución de corrientes sobre la superficie de electrodos es prohibitivamente compleja para algunos, no así la simplicidad de las formas simétricas. En problemas prácticos de corrosión galvánica, el interés se centra en la distribución de la corriente en relación con la distancia desde la línea de contacto de la unión de dos superficies. Las razones son suficientemente obvias. Si la curva de polarización del ánodo es muy inclinada y la *conductividad del electrolito es buena, la corrosión galvánica debería extenderse bien sobre la superficie del ánodo y variar poco con la distancia desde la unión.* De lo contrario, la corrosión estará localizada, en gran cantidad, a lo largo del límite de la unión, como se muestra en la figura No. 15. Si la solución es de baja conductividad y la polarización del ánodo es débil, otra combinación de estos elementos produce un tipo intermedio de distribución.

La figura No. 16 muestra los resultados de un cuidadoso estudio de la distribución de las corrientes galvánicas en una unión entre superficies de acero y nickel expuestas a agua potable. En esta celda, el electrolito era de baja conductividad y el ánodo mostraba baja polarización.

La corrosión galvánica observada del acero adyacente a la línea de contacto con el nickel fue de aproximadamente 3.5 veces mayor que el porcentaje promedio de corrosión galvánica. *Por otra parte, la exposición de una lámina de acero en contacto con una lámina de cobre en agua de mar (lo cual implica buena conductividad) no mostró una concentración apreciable de corrosión galvánica en o cerca de la unión.* Un complicado elemento del tipo calcáreo y adherente (escamoso) en la superficie del cátodo fue el que probablemente tendió a alejar la corriente del cátodo y reducir así la concentración de la corriente anódica cerca de la unión.

Por otra parte, la corriente galvánica total es comunmente menor en una solución pobremente conductora que en una altamente conductora. Esto hace a la corrosión localizada del primer caso menos peligrosa de lo que pudiera aparentar a primera vista.

El perímetro relativo de las superficies en los dos ejemplos se muestran esquemáticamente en la figura No. 17.

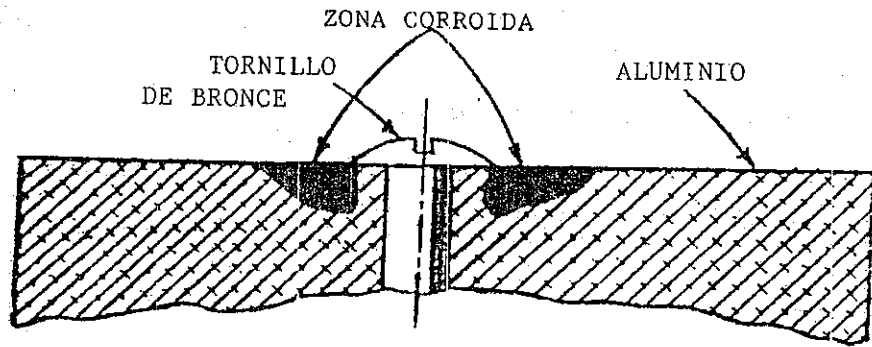


FIGURA No. 15
CORROSIÓN GALVÁNICA DE ALÚMINIO O ACERO

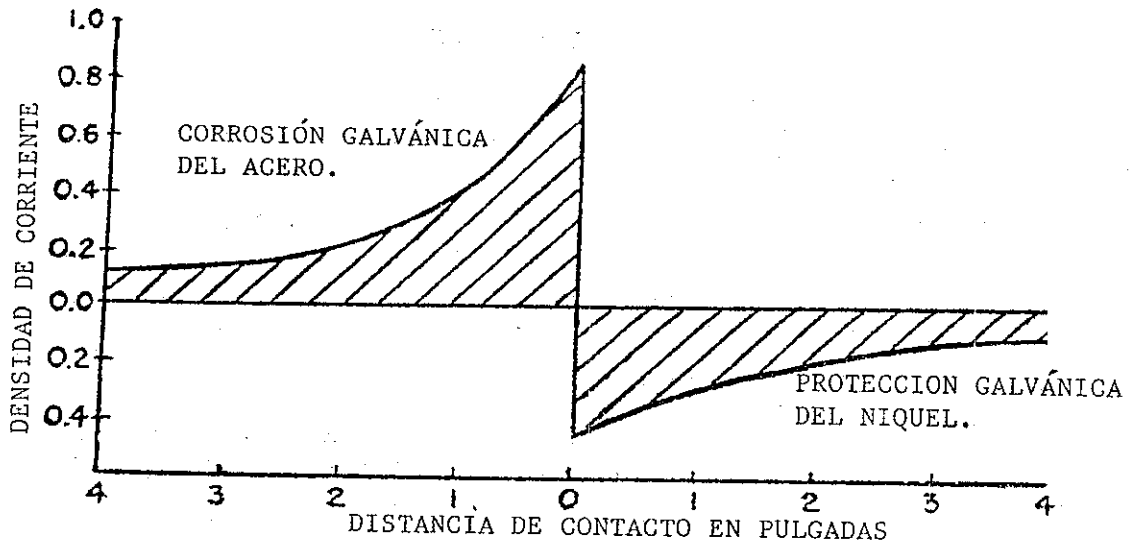


FIGURA No. 16
DISTRIBUCIÓN DE LA CORRIENTE GALVÁNICA DE LA UNIÓN ACERO - NIQUEL EN AGUA DULCE

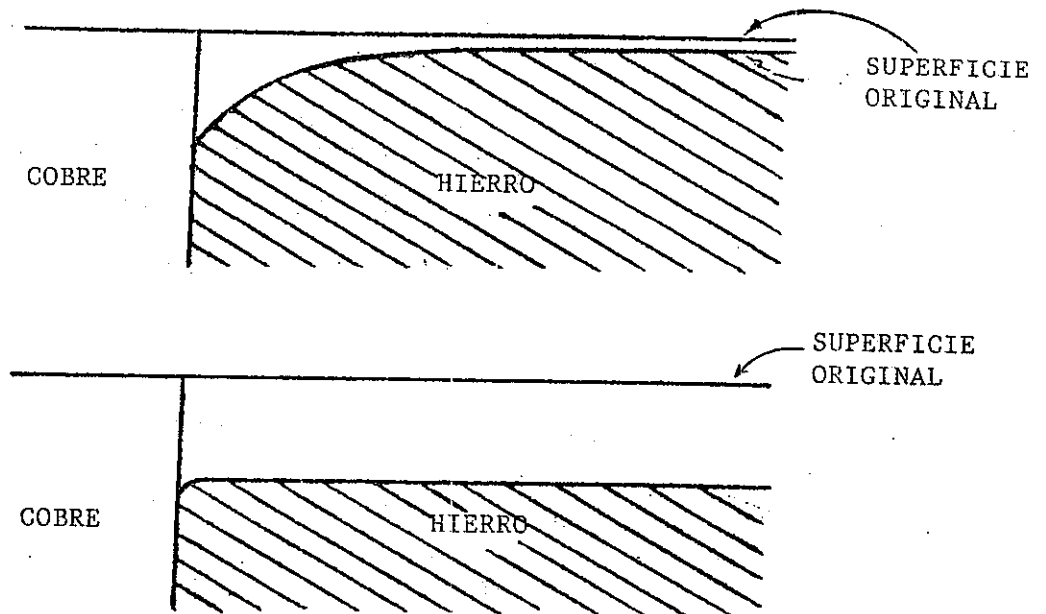


FIGURA No. 17
DISTRIBUCIÓN ESQUEMÁTICA RELATIVA DE LA CORROSIÓN GALVÁNICA
EN ELECTROLITOS DE ALTA Y BAJA CONDUCTIVIDAD

II.3.9 Principios para el análisis de uniones galvánicas

En ocasiones, es necesario hacer una estimación de una posible corrosión galvánica cuando es difícil medir los efectos galvánicos bajo condiciones particulares de corrosión, o con electrodos que llegan a aproximarse en forma y tamaño como sucede en las aplicaciones prácticas.

En estos casos especiales, puede ser que las siguientes relaciones sean de gran ayuda:

Caso 1: el efecto de diferencia puede ser a menudo despreciado. Entonces el porcentaje de corrosión del ánodo será aproximadamente igual a su porcentaje normal de corrosión más el porcentaje equivalente a la corriente galvánica. Entonces:

$$cA = cN + cG$$

Donde:

cA = Corrosión total del ánodo.

cN = Porcentaje normal de corrosión.

cG = Corrosión galvánica.

Caso 2: la corriente galvánica es proporcional al área del cátodo.

$$I = k(Ac)$$

En donde:

k = Constante.

Ac = Área del cátodo.

Este principio se aplica cuando tanto la polarización del ánodo como la caída de voltaje de la resistencia del electrolito pueden ser despreciados, esto es, cuando la celda está bajo control catódico.

Caso 3: si las condiciones descritas en el caso 2 se obtienen, la densidad de corriente galvánica en el ánodo estará dada por:

$$i_a = (i/A_a) = k(Ac/A_a)$$

En donde:

i_a = Promedio de densidad de corriente.

A_a = Área total del ánodo miembro de la unión.

Caso 4: un límite máximo absoluto de la corriente galvánica puede fijarse, si el potencial (no polarizado) de circuito abierto y la resistencia del circuito eléctrico de la unión son conocidos, de la siguiente ecuación tenemos:

$$I = (E^c - E^a) / R$$

En donde:

$E^c - E^a$ = Máxima diferencia de potencial que la unión puede alcanzar.

R = Resistencia del circuito eléctrico de la unión.

Y las cuales normalmente serán disminuidas por la polarización.

Al utilizar los principios anteriormente descritos, deben considerarse las siguientes precauciones:

- 1.- Con metales y aleaciones que pueden cambiar del estado pasivo al activo y viceversa, hay incertidumbre en qué valor de E^c o E^a debería ser usado.
- 2.- Aun cuando el máximo valor estimado de I pueda representar una segura densidad de corriente anódica, la posibilidad de corrosión catódica, debe también ser considerada antes de concluir que el par de metales considerados pueden ser empleados con seguridad.

1. The first part of the document discusses the importance of maintaining accurate records of all transactions. It emphasizes that proper record-keeping is essential for the integrity of the financial system and for the ability to detect and prevent fraud. The text notes that records should be kept for a minimum of seven years and should be accessible to authorized personnel at all times.

2. The second part of the document outlines the specific procedures for recording transactions. It details the steps involved in the accounting cycle, from identifying the transaction to posting it to the general ledger. The text also discusses the importance of double-checking entries and reconciling accounts to ensure that the books are balanced and accurate.

3. The third part of the document addresses the issue of internal controls. It explains how a strong system of internal controls can help to minimize the risk of error and fraud. The text provides examples of various control measures, such as segregation of duties, authorization requirements, and regular audits. It stresses that these controls should be designed to be effective and efficient, and should be reviewed and updated as needed.

4. The final part of the document discusses the role of management in ensuring the accuracy and reliability of financial information. It notes that management has a responsibility to establish a culture of integrity and transparency, and to provide the resources and support needed to implement and maintain a robust financial reporting system. The text concludes by emphasizing that accurate financial information is essential for informed decision-making and for the long-term success of the organization.

CAPÍTULO III

MÉTODOS DE PROTECCIÓN CONTRA LA CORROSIÓN RELACIONADOS CON EL EQUIPO Y EL PROCESO CORROSIVO

III.1 Selección de materiales y/o recubrimientos

III.1.1 Curvas de polarización

Para predecir la velocidad de corrosión de un sistema, deben conocerse las curvas de polarización de cada una de las reacciones electroquímicas que lo componen. Por esto, la determinación y estudio de las curvas de polarización es fundamental en los trabajos de corrosión.

Las curvas de polarización se pueden determinar utilizando una corriente constante y midiendo el potencial. Se repite este procedimiento a diferentes valores de corriente, y se mide en cada caso el nuevo potencial alcanzado. De esta forma se pueden obtener las así llamadas curvas galvanostáticas. Esta es la técnica de medición más simple, en cuanto a equipo se refiere, si bien sólo puede usarse cuando las curvas de polarización muestran una variación monótona, no es adecuada en casos en que hay cambios bruscos en la curva i-E, tal como ocurre durante la pasividad de metales.

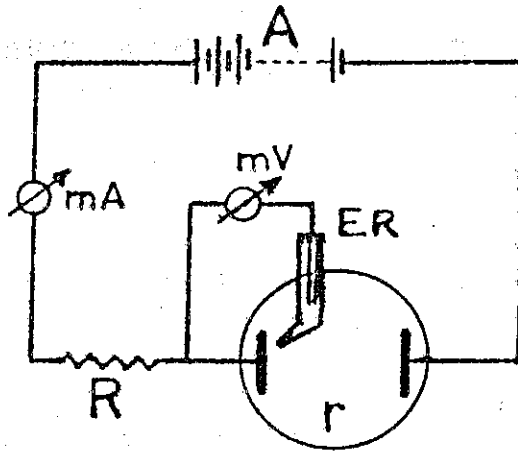
La otra forma de determinar la relación i-E consiste en aplicar un potencial constante y determinar la forma en que varía la corriente. Estas curvas, llamadas potencioestática, requieren equipos más complejos que los anteriores, pero son los que encuentran mayor aplicación en los estudios de la corrosión de metales.

III.1.1.1 Curvas galvanostáticas

El equipo experimental necesario para el trazado de curvas galvanostáticas es muy simple (ver figura No.18), pues se requiere como única condición que la resistencia del circuito (R) sea mucho mayor que la resistencia de la celda (r). De este modo, se consigue que la corriente permanezca constante independientemente de los fenómenos que ocurran en la celda.

Es conveniente que el milivoltmetro que se use para medir el potencial sea de gran impedancia de entrada, 10^9 ohmios o mayor. De otro modo, la corriente que circula entre la probeta y el electrodo de referencia puede afectar las mediciones. En general, un pHmetro cumple bien estas condiciones.

Si la probeta muestra resistencia positiva en todo el intervalo de corriente usado, la curva galvanostática así obtenida es idéntica a una curva potencioestática. Sin embargo, si el sistema presenta un intervalo de resistencia negativa, por ejemplo durante la pasivación, la curva galvanostática mostrará una discontinuidad en su trazado. Las curvas galvanostáticas nos sirven para estudiar sistemas pasivos, razón por la que se prefieren las curvas potencioestáticas.



DONDE:

- A: FUENTE DE CORRIENTE CONTINUA.
- r: RESISTENCIA DE LA CELDA.
- R: RESISTENCIA.
- mV: MILIVOLTÍMETRO.
- mA: MILLIAMPERÍMETRO.
- ER: ELECTRODO DE REFERENCIA.

FIGURA No. 18
CIRCUITO GALVANOSTÁTICO.

III.1.1.2 Curvas potencioestáticas

Con circuitos tan simples como los galvanostáticos, no es posible mantener una probeta a un potencial constante, que no sea afectado por la corriente. En general, se requiere un circuito electrónico que mantenga el potencial constante y tenga una velocidad de respuesta suficientemente grande. Estos equipos, llamados potencioestatos, fueron desarrollados inicialmente por Hickling en 1942. La forma de operar de un potencioestado se muestra esquemáticamente en la figura No. 19.

El potencioestado permite mantener constante el potencial de la probeta 1, medido respecto al electrodo de referencia 2. El potencial deseado se fija mediante el circuito potenciométrico 4. El potencioestado tiene una entrada E, de alta impedancia, que al detectar una diferencia entre el potencial 1 - 2 y el fijado en el circuito 4, envía una corriente entre 1 y 3 tal que compense dicha referencia. Una característica importante de un potencioestado es su velocidad de respuesta. En general, se logra que desde la detección de una diferencia en E, hasta su compensación, se tarde de 1 a 10 microsegundos.

III.1.1.3 Densidad de corriente y velocidad de corrosión

Conocida la densidad de corriente a que se disuelve un metal, o aleación, es posible calcular la velocidad de corrosión del mismo expresada en Kg / dm² día, o en alguna otra forma conveniente. Las leyes de Faraday establecen que se necesitan 96.493 coulombs por segundo (1 faradio) para disolver, o liberar, un equivalente de un gramo de cualquier elemento. Recordando que 1 amperio corresponde al paso de 1 coulomb por segundo, es fácil hacer la conversión de densidad de corriente a velocidad de corrosión.

Por ejemplo, si una chapa de hierro se disuelve según la siguiente relación: $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2e^-$; a una densidad de corriente de 1 A / cm² y Fe con un peso equivalente de 27.8 gr., se tiene:

$$1 \text{ A / cm}^2 = (27.8 \text{ gr. de Fe}) / (96.493 \text{ cm}^2 \text{ s}) = 2.88 \times 10^{-4} \text{ gr / cm}^2 \text{ s.}$$

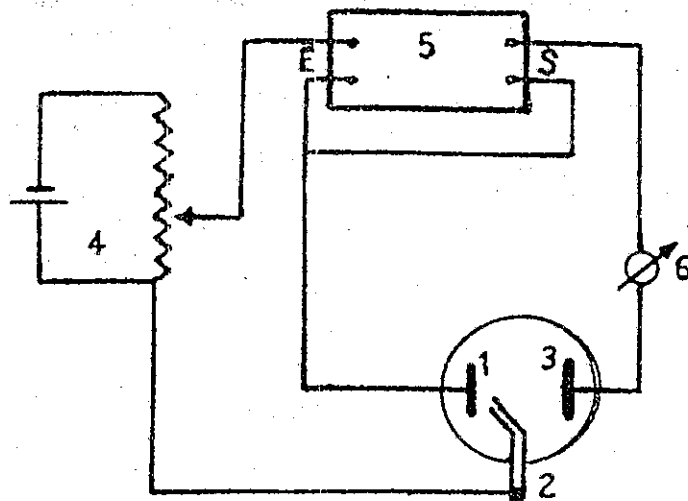
De igual manera, considerando que la densidad del hierro es 7.86 gr / cm³, es posible calcular la velocidad de penetración del proceso de corrosión.

$$1 \text{ A / cm}^2 = 27.8 \text{ gr. de Fe} / (96.493)(7.86) = 3.67 \times 10^{-5} \text{ cm de Fe / s.}$$

Para familiarizar al lector con los órdenes de magnitud utilizados al elaborar las curvas de polarización, se han calculado algunos valores correspondientes a una serie de metales comunes (ver cuadros Nos. 1 y 2).

Como puede apreciarse, la vida de una chapa metálica de 1 mm. de espesor será de menos de 1 hora cuando la densidad de corriente es de 1 A / cm². Si se reduce la corriente a 1 mA / cm², la duración de la chapa llega a un mes. Para un microamperio por centímetro cuadrado, la duración estimada asciende a casi un siglo y finalmente para un nanoamperio por centímetro cuadrado la duración aproximada de la chapa es de noventa y tres mil años.

Por aparte, si se sabe que una aleación está formada por diversos compuestos, una vez conocidas las curvas de polarización de cada uno de ellos, es posible predecir el comportamiento de la aleación en conjunto.



DONDE:

- 1: PROBETA.
- 2: ELECTRODO DE REFERENCIA.
- 3: CONTRAELECTRODO INERTE.
- 4: CIRCUITO POTENCIOMETRICO.
- 5: POTENCIOSTATO.
- E: ENTRADA.
- S: SALIDA.
- 6: AMPERÍMETRO.

FIGURA No. 19
CIRCUITO POTENCIOSTÁTICO

Cuadro I Velocidad de corrosión de un metal sometido a una densidad de corriente de 1 A/cm²

Metal	Peso equivalente g	Densidad g/cm ³	Pérdida de peso kg/dm ² día	Penetración mm/día
Ac. Inox. (304)	26,0	7,9	2,33	29,5
Fe - Fe ²⁺	27,9	7,86	2,50	31,8
Fe - Fe ³⁺	18,6	7,86	1,66	21,2
Cu - Cu ²⁺	31,8	8,92	2,85	31,9
Cr - Cr ³⁺	17,3	7,20	1,55	21,5
Ni - Ni ²⁺	29,3	8,90	2,62	29,5
Al - Al ³⁺	9,0	2,7	0,81	29,8
Zn - Zn ²⁺	32,7	7,14	2,93	41,0
Zr - Zr ⁴⁺	22,8	6,49	2,04	31,4

Cuadro II. Tiempo que tarda una chapa metálica de 1 mm de espesor en ser perforada

Metal	Densidad de corriente			
	1 A/cm ²	1 mA/cm ²	1 μA/cm ²	1 nA/cm ²
Ac. Inox. (304)	49 min	34 días	93 años	92.800 años
Fe - Fe ²⁺	45 min	31 días	86 años	86.200 años
Fe - Fe ³⁺	68 min	47 días	129 años	129.200 años
Cu - Cu ²⁺	45 min	31 días	86 años	85.900 años
Cr - Cr ³⁺	67 min	46 días	127 años	127.400 años
Ni - Ni ²⁺	49 min	34 días	93 años	92.900 años
Al - Al ³⁺	48 min	33 días	92 años	91.900 años
Zn - Zn ²⁺	35 min	24 días	67 años	66.800 años
Zr - Zr ⁴⁺	46 min	32 días	87 años	87.200 años

III.1.1.4 Selección de materiales

Dado un medio corrosivo cualquiera, es posible, mediante comparación de curvas de polarización anódicas, determinar qué material presentará mayor resistencia a la corrosión en dicho medio. En la figura No. 20, se muestra en forma esquemática las curvas de polarización anódica de aleaciones de níquel en ácido clorhídrico 1N. Puede observarse que la aleación (A) es poco adecuada en este medio. La más resistente, en ausencia de oxidantes, es la aleación (B). La aleación (C) es la que se corroe más lentamente en presencia de oxidantes. Esto es cuando el potencial es elevado. A estas conclusiones se llega de la manera siguiente.

Al potencial de corrosión, E_c , las tres aleaciones se corroen lentamente. En este caso, cabe preguntarse ¿qué pasará si el potencial del metal se eleva, por ejemplo, por hallarse presente oxígeno u otros oxidantes? Las aleaciones (A) y (C) muestran, a potenciales superiores a E_c , gran aumento de corriente, o sea que se corroerán rápidamente. La aleación (B) es la única que mantiene una velocidad de corrosión aceptablemente baja. Si por algún medio se puede conseguir que el potencial del metal se mantenga siempre elevado, entonces se ve que hay un intervalo de potenciales al cual la aleación (C) muestra una corriente de disolución menor que la (B). En estas condiciones (C), sería más aceptable que (B). Sin embargo, si hubiera dudas respecto al potencial de trabajo del material, deberá preferirse la aleación (B).

Comparando curvas de polarización anódica, de un mismo metal en distintos medios, es posible comparar también la agresividad relativa de los mismos. Por ejemplo, para los aceros inoxidable, la agresividad de los ácidos orgánicos, de mayor a menor es la siguiente:

ácido fórmico ----- ácido acético ----- ácido láctico ----- ácido cítrico

III.1.1.4.1 Materiales para tuberías

Las tuberías para agua se corroen tanto interna como internamente y pierden su capacidad de transporte rápidamente, a menos que sean protegidas. La corrosión interna es la que se presenta en la superficie que está en contacto con el fluido que se transporta, y la externa es aquella que se presenta en la superficie exterior.

Para la prevención de la corrosión interna debe considerarse la adecuada selección del material del cual esta hecha la tubería, y utilizar para el recubrimiento interno pinturas y esmaltes especiales que prolongen considerablemente la vida útil de las tuberías y tanques en sistemas de agua fría o caliente y de servicios similares para dar así la durabilidad deseada por la protección.

Para agua dulce, la elección recae entre tubería de hierro galvanizado, cobre y dos o tres tipos de bronce. Cada uno disponible en tres grosores y diámetros internos nominales estandar con roscas y uniones de más o menos la misma composición de metal. El cobre puede utilizarse en tubos de paredes más delgadas provistos con accesorios soldables. Para todo, menos instalaciones temporales, deberá usarse el tipo más grueso de tubo de cobre.

El agua dulce (casi neutral) es mucho más reactiva con el hierro que aquella con una alta alcalinidad primaria o super saturada con carbonato de calcio. El tubo galvanizado, al menos en tubería de agua fría, ha dado buen resultado en muchos lugares, especialmente en donde las aguas son de moderada concentración de carbonato.

En agua, salada o dulce, no hay una diferencia material en el porcentaje de picado del hierro forjado, acero, metaloides débiles acerados, o accesorios de cobre acerados, contrario al relativo funcionamiento de éstos metales en la atmósfera. Los aceros con poca aleación que contienen níquel y cromo no son lo suficientemente buenos para garantizar su extra costo para el servicio de suministro de agua.

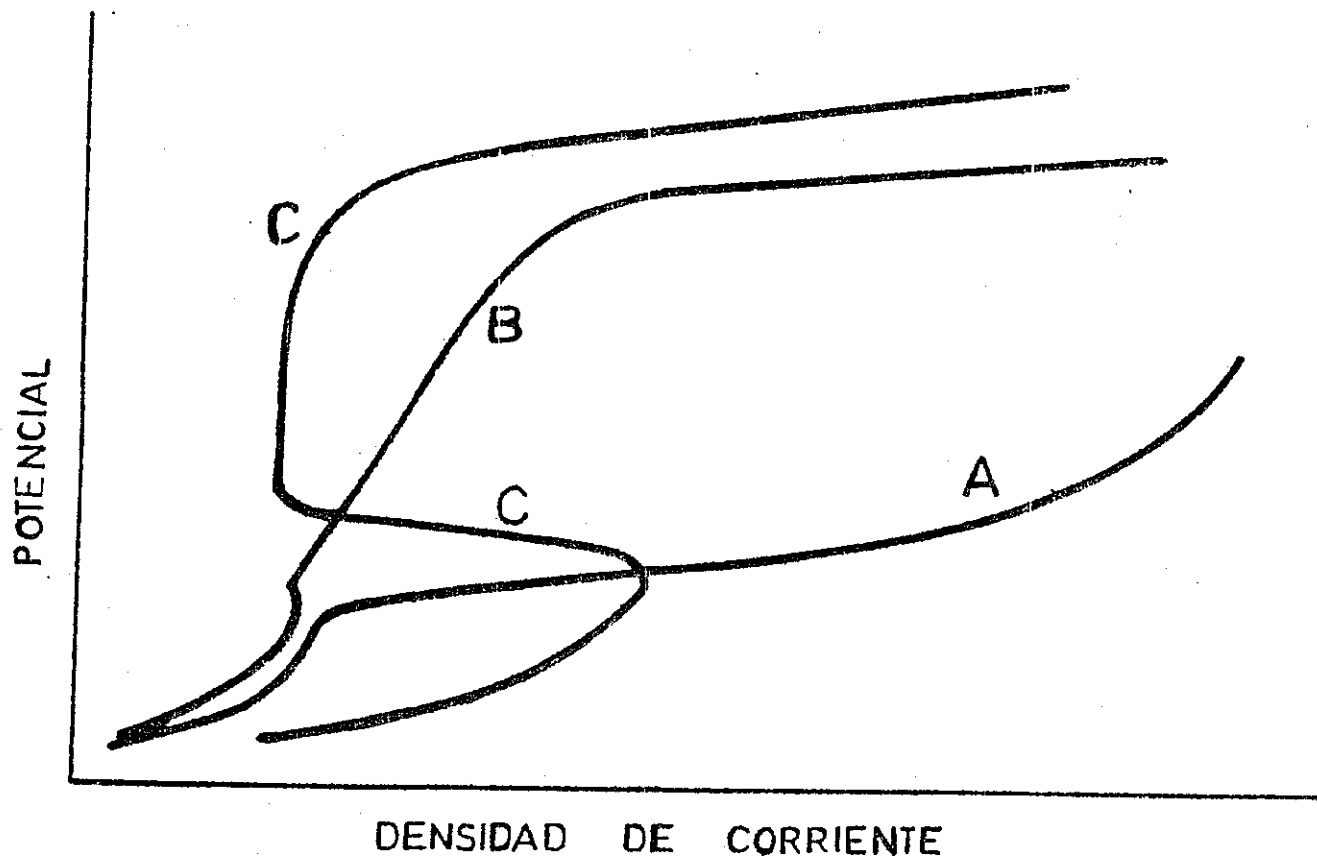


FIGURA No. 20
CURVAS DE POLARIZACIÓN ANÓDICA DE ALEACIONES DE NIQUEL EN ACIDO CLORHÍDRICO

La corrosión de tubería de cobre y bronce varía considerablemente con la composición del agua. La solubilidad del cobre se incrementa principalmente con la cantidad de CO_2 libre o en aguas ricas en bicarbonatos. El cobre en solución puede producir una forma de esmalte vítreo de color verdoso que puede remediarse al incrementar el pH a aproximadamente 8.5 con *limón o silicato de sodio*.

La tubería de aluminio puede ser utilizada en líneas de agua destilada, pero debe considerarse que puede ser atacada seriamente por la corrosión al entrar en contacto con aguas del tipo industrial o doméstico.

Obviamente no hay ningún material para tuberías que pueda ser usado en todos los sistemas de agua, por ello el tratamiento del agua y las medidas de precaución son frecuentemente necesarias para obtener el mejor servicio con cualquiera de los materiales comúnmente usados en tuberías.

III.2 Aplicación de pinturas y barnices

Las pinturas y barnices son recubrimientos que pueden ser clasificados como de secado al aire. Esto significa que, tras la aplicación, la película seca esencialmente por oxidación y polimeración. Tales recubrimientos constituyen el conjunto de acabados usados para la protección y el recubrimiento, en contraste con otros tipos que secan únicamente por evaporación disolvente, *secado forzado, o un simple proceso de endurecimiento*. Ejemplo de estos últimos son las lacas, esmaltes de relleno, acabados de hule, etc.

Por lo tanto, en este capítulo hablaremos acerca de aceites, resinas, y pigmentos los cuales, en combinación, producen las pinturas protectoras de secado al aire. Solamente las materias primas más importantes serán mencionadas. Los aceites, barnices oleosinosos, y resinas sintéticas tienen infinitas variedades, que constituye el vehículo o unión para una variedad de pigmentos.

Las pinturas y barnices manifiestan una extraordinaria resistencia al agua, no obstante, permiten que el vapor de agua y gases penetren y alcancen la cara del metal en cantidad suficiente para dañarlo. Son estos gases disueltos los que aceleran el ataque corrosivo. Es por ello que agregar pigmentos juega un papel importante, no sólo en mejorar las propiedades mecánicas del film, sino también para neutralizar los efectos de tales acelerantes.

La manera en la cual los pigmentos activos sirven para inhibir la corrosión ha sido condicionada a la acción de la alcalinidad y/o efectos oxidantes. En vista de que el hierro se corroe más rápidamente al incrementarse la acidez, los pigmentos básicos (notablemente del tipo óxido metálico como los pigmentos rojo plomo) que producen una condición alcalina retardarán o prevendrán el ataque. Por otra parte, algunos agentes oxidantes fuertes (notablemente los cromados) son efectivos porque actúan como pasivadores.

El énfasis en cualquier sistema de pintura debería apropiadamente ser colocado como prioridad. Es mejor tener dos buenos recubrimientos de un inhibidor corrosivo seguido por una capa mediocre que a la inversa. El sistema ideal comprende un efectivo primer recubrimiento para inhibir la corrosión con una capa superior adherente que repela el agua, el sol, y que la exposición a la interperie siga siendo el principal objetivo.

III.2.1 Preparación de la superficie

Muchos ingenieros de mantenimiento se ha negado a prever una base fuerte y sólida para los sistemas de pintura. Los fabricantes de pintura han fallado en hacer hincapié en la importancia de la propia preparación de la superficie y las condiciones de secado para alcanzar el máximo servicio. Así, es tonto utilizar pintura barata en cualquier estructura por ahorrar o de igual manera aplicar pintura de buena calidad a una superficie en la cual hay óxido, grasa, suciedad, o pintura vieja que está escamosa o falsamente adherida. Las fallas prematuras al pintar significan más que la pérdida de la pintura, ya que el trabajo y otros cuestan en promedio de aplicación de 400 a 800% del material de pintura. Además, repintar es más caro y el metal ha sido parcialmente sacrificado.

Existe herramienta adecuada para la preparación de la superficie, por ejemplo:

- 1.- Cepillos de alambre.
- 2.- Papel de lija.
- 3.- Raspadores para metal.
- 4.- Lana de acero.

Para superficies mayores particularmente aquellas estructuras y formas de acero en escala industrial existen aparatos que por su eficiencia pueden ahorrar tiempo en el preparado de la superficie, entre ellos tenemos:

- 1.- Lijado a presión.
- 2.- Limpieza de la superficie con aire a presión.
- 3.- Baño químico en ácido (con o sin inhibidores).
- 4.- Limpieza con fuego aplicado con soplete, preferiblemente seguido por una limpieza con cepillo de alambre eléctrico.

Es importante asegurarse de que no existan residuos de óxido en la superficie del material, pues cuando se despegan o caen del mismo aceleran la eventual caída de la pintura, y dejan el metal al descubierto.

Los residuos varían en su tenacidad de adhesión al metal y son muy quebradizos. Además son catódicos al acero, por consiguiente, en donde exista discontinuidad por residuos habrá una aceleración de la corrosión.

A este respecto, el Instituto Británico del Hierro y el Acero ha concluido que "está claro que una limpieza completa antes de pintar es el único método seguro para eliminar el peligro de careado como resultado de la acción electroquímica, el cual persistirá en tanto existan residuos de óxido en el material".

Para remover el óxido y sus residuos cualquiera de los métodos antes mencionados será suficiente, dependiendo del elemento tiempo y de las facilidades que se tengan a la mano.

Cuando se utiliza el método de limpieza con fuego el sepillado con cepillos de alambre deberá seguir, y la superficie debería recibir la primera capa de pintura, mientras el material esta caliente y libre de humedad.

Cada sistema de limpieza posee ventajas y desventajas. A veces, no obstante, los métodos pueden ser combinados para óptimos resultados.

III.2.2 Tipos de pintura

Para mayor simplicidad, los sistemas de pintura para proteger el metal pueden clasificarse de la manera siguiente:

- 1.- Sistema atmosférico moderado en áreas rurales.
- 2.- Sistema atmosférico en área industrial, tropical o costera.
- 3.- Sistema de exposición costera en superficies expuestas a submersión alterna y exposición atmosférica.
- 4.- *Sistemas de exposición sumergida en:*
 - a) Agua salada.
 - b) Agua dulce, así como en tanques de almacenamiento de agua.

La protección gradual de los recubrimientos radica en la combinación balanceada del pigmento y en el empleo de combinaciones más complejas en donde cada tipo de aceite o resina constituye el máximo rendimiento del sistema.

Una detallada recapitulación de materia prima muestra casi 2 000 pigmentos, 280 aceites, 70 clasificaciones de ácidos grasos, casi 300 clases de solvente y thinner, y 280 tipos de resina.

Generalmente hablando, la tendencia en favor de que la capa superior de pintura sea similar, en naturaleza, a la utilizada como base exista, y así el sistema entero está unido como uno solo. Además, existen las consideraciones prácticas de tiempo de secado admisible, método de aplicación, y limitaciones de costo. La aleación de cualquier sistema de pintura envuelve estos factores, así como los requerimientos específicos de servicio.

III.2.3 Pigmentos inhibidores de óxido

Los pigmentos inhibidores de óxido más exitosamente utilizados pueden clasificarse como pigmentos reactivos y siguen siendo compuestos de plomo o zinc. A menudo se combinan con otros pigmentos reactivos y pigmentos inertes o neutrales. Estos pigmentos naturales, tales como el óxido de hierro, silicato de magnesio, y el sílice han demostrado grandes ventajas cuando son usados como zinc reactivo o pigmentos de plomo. Ejemplos de ello son; incremento en la resistencia del film, mayor adhesión, menos reactividad con el compuesto, y una mejor unión entre recubrimientos.

III.2.3.1 Grupo de plomo

III.2.3.1a Plomo rojo (minio)

Disponibles en los siguientes grados comerciales; 98, 97, 95, y 85%, lo cual indica el porcentaje real de plomo rojo (Pb_3O_4). La razón para su efectividad se basa en la inhibición de la solución anódica del acero o hierro debido a su naturaleza alcalina y oxidante. Esta propiedad es muy deseable, particularmente en las condiciones ácidas del medio ambiente industrial. Además, reacciona con el aceite formando una mezcla jabonosa relativamente insoluble que refuerza el film, y lo hacen más impermeable a la humedad.

Las propiedades de características inhibitoras del minio pueden también ser usadas para beneficio en combinación con ambos pigmentos, el inerte y el reactivo. También ofrece deseables mejoras en elasticidad al usarlo con compuestos y aceites secos los cuales son menos susceptibles a los efectos oxidantes del pigmento. El sulfato de plomo básico está disponible en dos tipos:

- 1.- Blanco ($2\text{PbSO}_4\text{P}_2\text{O}$).
- 2.- Azul. Sulfato de plomo básico 45% min., óxido de plomo 30% min., sulfuro de plomo 12% max., sulfito de plomo 5% max., óxido de zinc 3% max., carbon y miscelaneos 6% max.

El sulfato de plomo básico ha dado resultados muy favorables bajo el agua, y es básicamente fuerte; estos pigmentos de sulfato reaccionan con ingredientes acidosos en el electrolito, neutralizándolos. Además, poseen partículas de tamaño irregular, lo que permite mejorar la penetración dentro de las irregularidades en la superficie del material; y crean una película resistente al agua que protege contra el ácido y soluciones salinas, oxígeno, y otros gases.

III.2.3.1b Carbonato de plomo básico blanco

Si bien un pigmento ampliamente usado, se le da un mayor uso como recubrimiento final.

III.2.3.2 Pigmentos de zinc

Este tipo de pigmento ha incrementado su uso a través de los años como un efectivo pigmento inhibitor de óxido. El zinc amarillo, muy conocido, ha demostrado su versatilidad en la protección del acero, así como del aluminio y el magnesio. Su función teórica es liberar cromo soluble el cual produce pasividad en la superficie del material. A menudo muestra una tendencia a formar ampollas o burbujas de agua en presencia de humedad excesiva.

En ambientes industriales en donde SO_2 está presente, se ha demostrado una despolarización del film catódico de hidrógeno, y de ese modo se ha estimulado la corrosión. La incorporación de pigmentos básicos con el cromato de zinc ayudaría a estabilizarlo en ambientes ácidos.

III.2.3.2a Tetroxi cromato de zinc

Es una forma alterna de pigmento de cromato de zinc que ha sido ampliamente utilizado en combinación de pigmentos con óxido de hierro, óxido de zinc, y pigmentos inertes. Ha sido usado mayormente en maquinaria y equipo.

III.2.3.2b Oxido de zinc (ZnO)

Aunque no es comúnmente considerado como un pigmento blanco inhibidor de óxido, tiene efectos neutralizantes que son beneficiosos. Es comúnmente usado con polvo de zinc, óxido de hierro, y varios pigmentos de plomo. Como pigmento básico, el óxido de zinc reacciona con compuestos orgánicos para brindar una capa más compacta y mejor resistencia tanto al agua como a la abrasión.

III.2.3.2c Polvo de zinc (Zn)

Un fino y pesado polvo, 97% del cual pasa a través de una abertura de 0.0017 pulgadas. Actúa excepcionalmente bien en pinturas para superficies de zinc y superficies galvanizadas de zinc, también para tanques de almacenamiento de agua y depósitos de agua dulce. Es generalmente usado con aproximadamente 20% de óxido de zinc a lo cual se le agrega a veces óxido de hierro y óxido de cromo. La reacción del polvo de zinc con agentes ácidos de ciertos compuestos tiene como resultado la evolución de hidrógeno y gases. Por lo tanto, un contenedor de dos compartimientos es necesario utilizar para pinturas de polvo de zinc a menos que la experiencia haya demostrado que no habrá reacción alguna.

III.2.3.2d Zinc con plomo

Se encuentra en grados de 35 a 50%, el porcentaje muestra la cantidad de sulfato de plomo blanco básico incorporado con el óxido de zinc. En vista de que tanto el sulfato de plomo como el óxido de zinc han demostrado ser provechosos, este pigmento compuesto ha encontrado un lugar en las pinturas inhibidoras de óxido.

III.3 Materiales resinosos

Las resinas naturales tales como las gomas fósil, y goma laca, son formadas por procesos complicados que no se han aclarado en su totalidad. Grandes moléculas naturalmente formadas como cuerpos proteínicos, celulosas, y hule son materiales potenciales para compuestos de recubrimiento. Los ésteres y éteres de celulosa han encontrado amplia aplicación como ingredientes para barniz o lacas y otros derivados del hule ofrecen y prometen resistencia química y recubrimientos para aplicaciones bajo el agua.

Un método generalmente usado para formar resinas sintéticas puras es llamado polimerización por condensación. Tal reacción de condensación puede ser interrumpida y completada luego; muchas resinas son formadas de esta forma. Las moléculas se hacen más grandes a medida que la condensación toma lugar, pero la condensación es interrumpida mientras la resina aún es soluble y fusionable. Hay, sin embargo, grupos reactivos presentes, los cuales, cuando se condensan, llegan a ser moléculas más grandes y en algunos casos materiales completamente insolubles e infusionables.

El otro método, por el cual los polímeros son formados, es conocido como polimerización vinílica. Las resinas de vinil son permanentemente solubles en solventes específicos, pero hay excepciones.

Muchas de las resinas plásticas existentes comercialmente pueden ser usadas como recubrimientos por calor, y se venden en formas solubles que requieren de calor que permite curar el recubrimiento como resultado final de la aplicación. Muchos de los polímeros tipo vinil son aplicables como barnices, pero se recomienda acelerar el secado para acelerar la liberación de solventes.

III.3.1 Tipos de resinas

III.3.1a Resina fenólica

Algunas de las resinas de fenol son usadas como resinas de refuerzo con aceites secos. Otras son designadas para ser usadas en situaciones en las que son solubles en alcohol y solventes aromáticos y requieren un cocimiento de acerca de 180 °C (350 °F) por un periodo de 10 a 40 minutos para completar el proceso de curado. El film ya curado está entre *los más resistentes al agua, ácidos, alcalies y solventes de todos los tipos disponibles.*

III.3.1b Resinas alquídicas

Este tipo de resinas son esencialmente poliésteres y son un buen ejemplo de la versatilidad de las resinas sintéticas, ya que pueden ser modificadas para producir resinas duras, resinas plásticas suaves, e incluso polímeros que imiten el hule y que puedan ser vulcanizados. Es posible obtener una gran variedad de materiales con este tipo de resinas, *pero para el comercio las resinas de revestimiento, la glicerina, y los aceites secos o semi secos son más importantes.*

Las resinas de bajo contenido alquídico son usualmente solubles en solventes de petróleo y no presentan un aspecto viscoso en cambio las resinas de alto contenido alquídico presentan un aspecto más viscoso.

Los alquidos de tipo ácido son también ampliamente usados como nitrato celuloso, utilizando como cuatro o cinco partes de resina por una parte de nitrocelulosa. Estas son las así llamadas "lacas comerciales".

III.3.1c Resinas de urea

Quando el recubrimiento de resina de urea es tratado, un duro film insoluble se forma, compuesto de moléculas interunidas. En vista de que este film es un poco quebradizo no puede ser usado sólo y se une, comunmente, con resinas alquídicas para darle mayor flexibilidad.

Las resinas de urea sanan más rápidamente en un ambiente ácido. La acidez de la resina alquídica es generalmente suficiente para provocar la cura pero ocasionalmente se le adhiere un tipo de hidrocioruro para afectar el curado de la resina a bajas temperaturas.

III.3.1d Resina de melamina

Las resinas de melamina son similares a las resinas de urea en muchas de sus propiedades. Pueden ser modificadas al combinarse con butanol o alcohol capryl en la misma forma como las resinas de urea son modificadas. Se usan primordialmente para darle dureza a las resinas alquídicas. Su retención de color es mejor que en las resinas de urea, particularmente cuando son sujetas a un cocimiento de 120 °C o más.

III.4 Inhibidores y pasivadores

Cualquier sustancia que, al ser agregada en pequeñas cantidades al ambiente corrosivo de un metal o aleación efectivamente disminuye el proceso corrosivo, es llamado "inhibidor". Las diferentes formas en las que un inhibidor puede funcionar para disminuir el proceso de corrosión puede ser mejor entendido, si se toman en consideración las condiciones de estado estable o el porcentaje límite de corrosión, por ejemplo, la condición de que la energía disminuye en el proceso corrosivo deberá ser igual a la suma de las energías disipadas en las diferentes partes del sistema electroquímico. Si la energía disminuye en la reacción corrosiva y las demás energías disipadas se convierten en potenciales ($\Delta F'_R = -NFE'_R$, donde ΔF es el cambio de energía liberada, N el número de equivalentes que forman parte en la reacción, F ley de Faraday, E el potencial), la ecuación para el porcentaje de corrosión en estado estable será:

$$E'_R = E_a + E_c + E_{IRi} + E_{IRc}$$

En donde:

E'_R = Fuerza electromotriz reversible de la unión.

E_a = Polarización total en las áreas del ánodo, lo cual es la suma de:

- 1.- Concentración de la polarización en el ánodo.
- 2.- Un posible sobre voltaje debido a algún proceso lento en toda la reacción anódica.
- 3.- La caída de voltaje (IR) a través de finas capas que pueden cubrir la superficie del ánodo.

E_c = La polarización total en las áreas del cátodo lo cual es la suma de:

- 1.- Concentración de la polarización.
- 2.- Sobrevoltaje catódico.
- 3.- La caída de voltaje (IR) a través de finas capas que puedan cubrir la superficie del cátodo.

$E_{IRi} = IR_i$ = El flujo de corriente por la resistencia del electrolito entre las áreas del cátodo y el ánodo.

$E_{IRc} = IR_c$ = El flujo de corriente por la resistencia del metal entre las áreas del cátodo y el ánodo. Esta resistencia, R_c , ordinariamente es muy pequeña, por lo tanto E_{IRc} puede ser despreciada en la mayoría de los casos.

Es importante notar que todos los términos de disipación que conforman la parte directa de la ecuación antes descrita están en función de la densidad de corriente. Este hecho y el significado del porcentaje de corrosión límite se muestran en la figura No. 21.

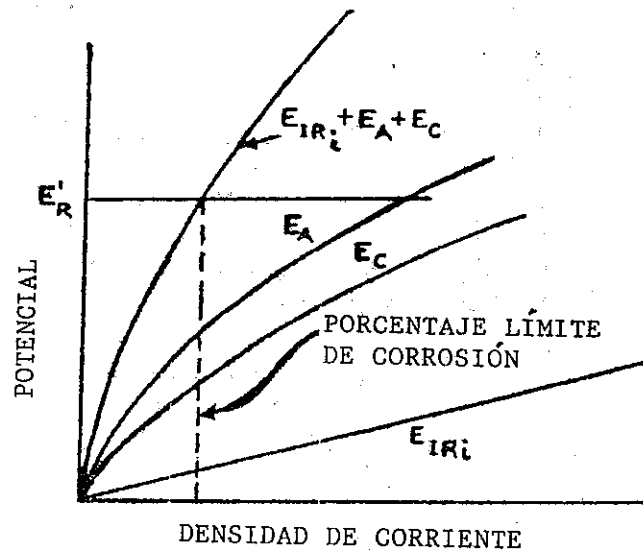


FIGURA No. 21
 PORCENTAJE LÍMITE DE CORROSIÓN

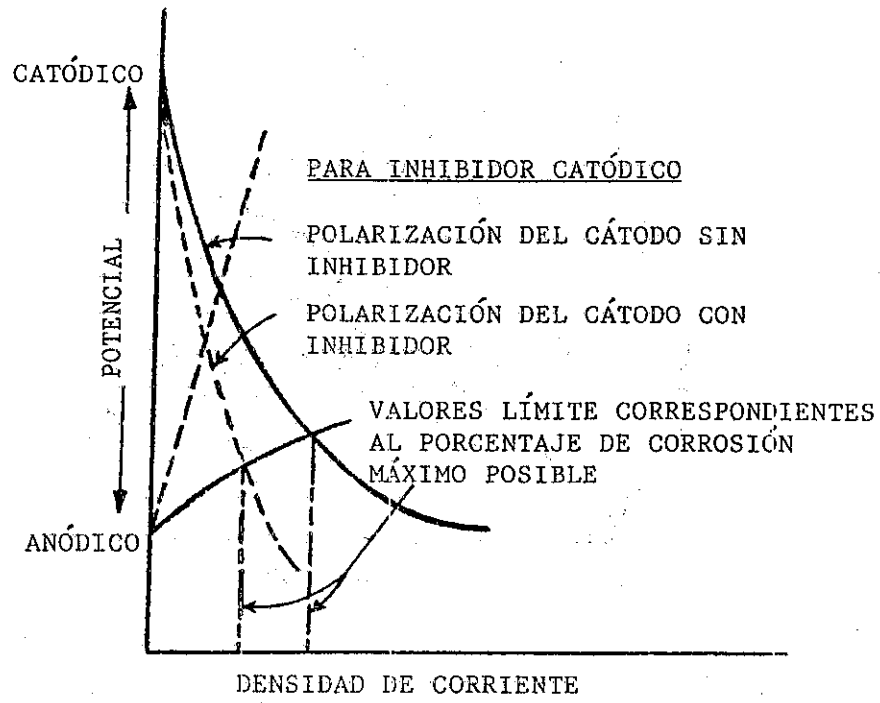


FIGURA No. 22
 INFLUENCIA DE INHIBIDORES EN LA POLARIZACIÓN

Si el mayor término de disipación es E_a , se dice que el proceso de corrosión está "bajo control anódico". Si, por aparte, E_c es el término mayor, el proceso está bajo "control catódico". La función de los inhibidores es aumentar la magnitud de uno o más de estos efectos de disipación o irreversibles. Usualmente tienen poco efecto sobre E_{IRC} .

Si al agregar sustancias al ambiente sirven para incrementar E_a , éstas llegan a conocerse como inhibidores anódicos. Inhibidores catódicos, por otra parte, son los que incrementan la magnitud de E_c . Estos efectos se muestran esquemáticamente en la figura No. 22, en donde las líneas sólidas representan posibles curvas de polarización catódica y anódica, en ausencia de inhibidores y las líneas punteadas las correspondientes curvas en presencia de inhibidores catódicos y anódicos.

III.4.1 Propiedades

III.4.1 Ejemplos de inhibidores

El agregar hidróxidos solubles, cromatos, fosfatos, silicatos, y carbonatos para disminuir el porcentaje del hierro y otros metales en un medio acuoso sirven como ejemplo de inhibición anódica. Estas sustancias incrementan la polarización anódica, probablemente ayudando a la formación o a mantener una capa delgada protectora en la superficie del metal.

El agregar sales de magnesio, zinc, o níquel disminuirá el porcentaje de corrosión del hierro y el acero bajo condiciones de inmersión parcial sirviendo como inhibidor catódico.

En las áreas catódicas cercanas a las líneas de agua la alcalinidad, aumenta a medida que el oxígeno disminuye, y originan una precipitación de $Mg(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, o $Ni(OH)_2$, sobre la superficie catódica como un depósito poroso más o menos adherente. Para alcanzar la superficie catódica, el oxígeno debe difundirse a través de estos depósitos, y por lo tanto, el porcentaje que alcanza esta superficie es menor.

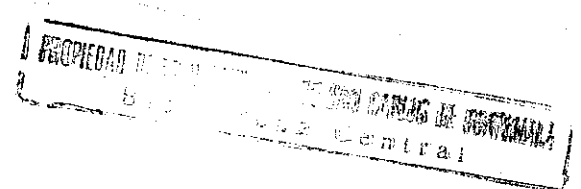
Las sales de calcio pueden emplearse como inhibidores catódicos en aguas que contienen CO_2 por medio de la precipitación de carbonato de calcio en o cerca de las áreas catódicas, en donde el pH es lo suficientemente alto para brindar una concentración suficiente de iones de carbonato. Estas sustancias orgánicas que disminuyen el porcentaje de ataque ácido en los metales probablemente constituye una clase importante de inhibidores catódicos.

Cabe recalcar que el uso exitoso de inhibidores frecuentemente requiere un conocimiento considerable de su acción y un profundo entendimiento del proceso corrosivo en el sistema en consideración. Sustancias que pueden disminuir exitosamente el porcentaje de ataque corrosivo en un metal o prácticamente detenerlo por completo en un ambiente dado, pueden en otro ambiente estimular la corrosión.

Si bien el oxígeno comúnmente actúa como un estimulador de la corrosión, puede en determinadas circunstancias actuar como uninhibidor. Se ha demostrado que a mayor concentración de oxígeno en la superficie de un metal, menor es la probabilidad del ataque corrosivo en el hierro o acero. No obstante, una vez un punto débil ha sido atacado, el porcentaje de ataque será estimulado incrementando la concentración de oxígeno.

III.4.1.2 Inhibidores seguros y peligrosos

La prevención de corrosión o picado es obviamente de igual importancia que el disminuir el porcentaje de corrosión en toda el área afectada. Las fallas raramente son debidas a la expansión moderada de la corrosión sobre grandes áreas; generalmente es el resultado de un ataque en pequeñas áreas que propician el picado y una temprana perforación. Por esta razón, uno debe considerar la influencia de uninhibidor en el área afectada de igual importancia como si se tratara de una proporción de corrosión mayor. Los inhibidores que pueden incrementar la intensidad del ataque corrosivo son considerados como peligrosos.



En general, el incremento del ataque corrosivo resulta cuando las áreas anódicas son muy pequeñas. Esta situación frecuentemente se da cuando una concentración insuficiente de un inhibidor anódico es agregado a un sistema en el cual el proceso corrosivo está bajo control catódico. Por ejemplo, agregar insuficiente cromato para asfixiar completamente la corrosión de tipo oxígeno del hierro, acero, zinc, y aluminio a demostrado ser la causa de un incremento en la corrosión. El uso de grandes cantidades de cromato en estos casos usualmente pone el proceso bajo control anódico y proporciona una completa protección.

En general, la concentración de un inhibidor dado necesaria para brindar protección dependerá de un número de factores tales como:

- 1.- Composición del ambiente.
- 2.- Temperatura.
- 3.- Velocidad del medio ambiente líquido sobre el metal.
- 4.- Presencia o ausencia en el metal de fuerzas aplicadas interna o externamente.
- 5.- La composición del metal.
- 6.- La presencia o ausencia de contacto con metales diferentes.

Ya sea que un inhibidor dado sea peligroso, seguro al expandirse o seguro al contraerse para un metal dado en un medio ambiente puede ser determinado por experimentación tomando medidas pertinentes en la extensión, localización, e intensidad del ataque corrosivo como una función de la concentración del inhibidor.

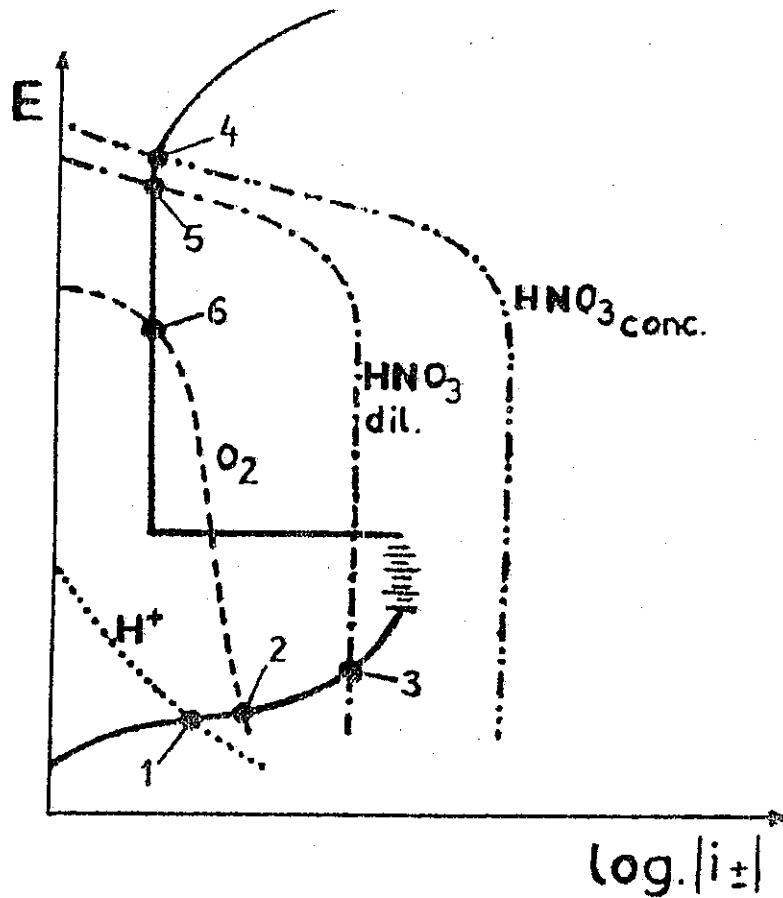
III.4.2 Pasivadores

La pasividad de los metales es un fenómeno conocido desde hace más de medio siglo. Se estudió principalmente en hierro, y se le tiene como un fenómeno curioso, porque el metal se comportaba como si fuera noble en condiciones en que cabría esperar fuera atacado muy severamente. En 1836, Faraday atribuyó el fenómeno a la formación de una fina película de óxido sobre la superficie metálica, y tal explicación sigue aún vigente.

La figura No. 23 muestra en forma esquemática la curva de polarización anódica del hierro en ácido sulfúrico 1N. Se observó que por encima de +0.5 voltios la densidad de la corriente de disolución del hierro presenta una disminución de aproximadamente 5 órdenes de magnitud, pues pasa de unos 0.3 A/cm^2 en la zona activa, a menos de 10^{-5} A/cm^2 en la zona pasiva.

Esta corriente se mantiene constante hasta cerca de +1.6 voltios. Éste es el intervalo de pasividad del hierro en ácido sulfúrico. Por encima de +1.6 voltios, la corriente vuelve a aumentar, pero esto se debe a la reacción de desprendimiento de oxígeno.

Además del hierro, muchos metales presentan este fenómeno de la pasividad. En todos los casos, se observa una característica común; la pasividad aparece por encima de un cierto potencial, llamado potencial de Flade. La pasivación puede lograrse aplicando una corriente exterior o usando un oxidante lo bastante enérgico para hacer que el metal adquiera un potencial superior al de Flade.



TRÁZADO CONTINUO: CURVA DE POLARIZACIÓN ANÓDICA DEL HIERRO.

TRAZADO PUNTEADO: CURVAS DE POLARIZACIÓN CATÓDICA DE LOS DIVERSOS OXIDANTES.

FIGURA No. 23

DIAGRAMA DE EVANS PARA HIERRO EN MEDIO ÁCIDO EN PRESENCIA DE DIFERENTES INHIBIDORES

III.4.2.1 Mecanismos de pasivación

En la mayoría de los casos prácticos, parece bien establecido que la pasividad se mantiene por una película superficial, probablemente de óxido o tal vez de algún otro compuesto. En todos estos casos, parece tratarse de una película tridimensional de espesor definido.

Lo que no parece totalmente aclarado es el mecanismo de transmisión del estado activo al estado pasivo. En ciertos casos, se sabe que se forman núcleos del producto pasivante que se extienden y llegan a recubrir por completo la superficie metálica. Sin embargo, en un gran número de casos, en particular los del hierro y el acero inoxidable, la explicación de la pasivación como un proceso de nucleación y crecimiento de óxido no parece suficiente por la rapidez del proceso; se cree que en tales casos la pasivación aparece por formación de una monocapa de óxido o hidróxido del metal en disolución.

De acuerdo con algunos investigadores, al aumentar el potencial de un metal, la reacción de formación directa del óxido a partir del metal se hace posible desde el punto de vista termodinámico, y acaba por entrar en competencia con la reacción de disolución del metal.

III.4.2.2 Potencial de pasivación

La pasivación aparece siempre a un potencial determinado, el potencial de Flade, que varía según el metal y el medio corrosivo considerado. Se han hecho numerosos intentos de relacionar el valor de este potencial con el mecanismo de pasivación. De las investigaciones realizadas, destaca el hecho de que el potencial de Flade varía con el pH de las soluciones, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$e_f = E_0 - 0.058 \text{ pH}$$

El hecho de obtener la misma dependencia del potencial de Flade con el pH en diferentes metales apoya la idea de que se esta en presencia de un electrodo del tipo metal / óxido. La reacción que se supone ocurre en dicho electrodo puede ser:



III.5 Protección galvánica

La mayoría de los métodos clásicos de prevención de la corrosión tales como pintura, aleaciones protectoras etc., son bien conocidos, no así la protección galvánica. Es muy común que este misterio se deba a la falta de familiaridad con los procesos eléctricos de protección, particularmente entre las personas que se dedican a la prevención de la corrosión por los métodos tradicionales. En la práctica actual, el uso de la protección galvánica como método de protección contra la corrosión ha empezado a ser aceptado y es utilizado en ciertas aplicaciones.

El método de protección galvánica hace uso de los llamados ánodos galvánicos que tienen una natural diferencia de potencial respecto de la estructura que se desea proteger (ver figura No. 24). Estos ánodos son fabricados de algún material, tal como zinc o magnesio, son anódicos respecto de la estructura que se desea proteger y se conectan directamente a esta estructura.

FIGURA No. 24

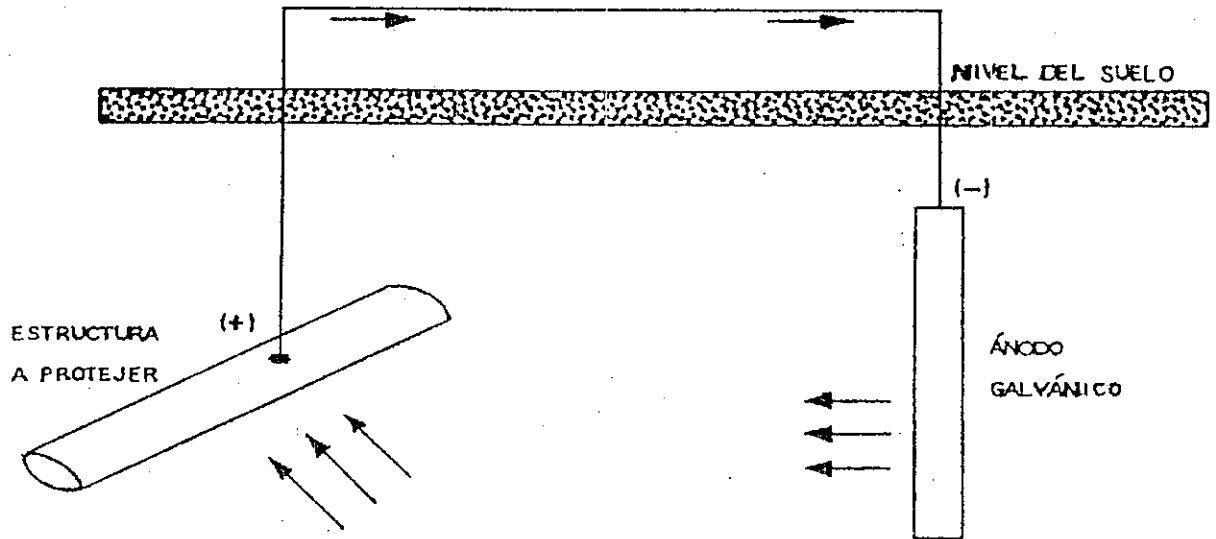


FIGURA No. 24
PROTECCIÓN GALVÁNICA

El sistema de protección galvánica está diseñado para entregar pequeñas cantidades de corriente a un gran número de ánodos, mientras que en la mayoría de los casos el sistema de protección catódica es diseñado para entregar, relativamente, grandes cantidades de corriente a un número limitado de ánodos.

el método de protección galvánica tiene determinadas características que lo hacen más aplicable a algunos problemas que a otros, entre ellas tenemos:

- 1.- No requiere fuente externa.
- 2.- Voltaje no controlable.
- 3.- Corriente limitada.
- 4.- Generalmente se usa donde se requieren corrientes pequeñas.
- 5.- Generalmente se usa en electrolito de baja resistencia.
- 6.- En aplicaciones subterráneas, la interferencia con las estructuras vecinas es en ocasiones despreciable.

III.5.1 Elementos de una celda galvánica

La celda voltaica, más conocida comúnmente como celda galvánica, está siempre compuesta de, al menos, cuatro elementos esenciales como se muestra en la figura No. 25. Entre estos elementos, tenemos:

- a.- Dos electodos diferentes o un electrodo metálico y un electrodo de carbon.
- b.- Un electrolito o una solución conductora de corriente eléctrica que este en contacto con ambos electrodos.
- c.- Una ruta metálica o conductor conectado entre los electrodos.

El electrodo en el que la corriente entra desde el electrolito se llama cátodo. La dirección de la corriente es siempre la misma, del ánodo al electrolito al cátodo y del cátodo por el conductor metálico de regreso al ánodo.

La magnitud de la corriente eléctrica está limitada por dos factores que quedan determinados por dos ambientes diferentes en los dos electrodos, es decir:

- 1.- Cualquiera de los dos electrodos diferentes o ambientes diferentes puede producir un voltaje por sí mismo, y en ocasiones los dos trabajan juntos para producir un voltaje mayor que el que produciría cualquiera de los dos.
- 2.- En ocasiones, las dos condiciones se oponen mutuamente y el voltaje producido es menor que el de cualquiera de las dos.

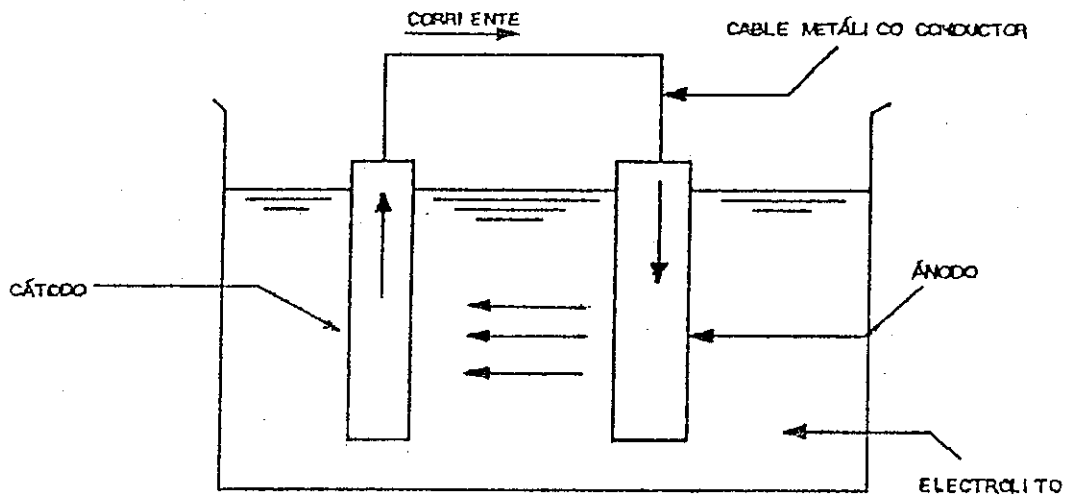


FIGURA No. 25

CELDA GALVANICA

III.5.2 Potencial de la celda de circuito abierto

El potencial requerido para que se produzca la corriente en la celda puede deberse a un voltaje deliberadamente impuesto o generarse de modo natural, como es el caso en la corrosión.

Cada metal tiene una fuerza impulsora diferente, llamada potencial electródico, para solubilizarse, la cual puede medirse como voltaje. Para establecer la diferencia de potencial entre el metal y un electrodo patrón. Este potencial puede calcularse restando el potencial natural del material catódico del potencial natural del material. En una celda de cobre y hierro, ver figura No. 26, el potencial de circuito abierto puede determinarse de la manera siguiente:

$$E_{ac} = E_h - E_c$$

Donde:

E_{ac} = Potencial de circuito abierto.

E_h = Potencial del hierro.

E_c = Potencial del cobre.

Cuando el metal es más reactivo, es decir, tiende a ceder sus electrones y solubilizarse, se dice que el material es más activo o anódico y se le asigna signo negativo a su potencial. Si el metal tiende a recibir los electrones se dice que es más noble que el electrodo patrón y a su diferencia de potencial se le asignó signo positivo.

Si una lista de elementos se ordena de acuerdo con su diferencia de potencial electródico o estándar con los metales nobles como el oro siendo de positivos y los metales activos como el zinc siendo negativos, se obtiene una serie de fuerzas electromotrices, como el que se muestra en la tabla No. 1.

Los voltajes que se dan son los que se obtienen al preparar la celda bajo algunas condiciones específicas en las que el metal mencionado es un electrodo y el otro electrodo es hidrógeno. En la tabla No. 1, el potencial del electrodo de hidrógeno es arbitrariamente tomado como cero. Para obtener el voltaje que se obtiene cuando dos de estos metales se usan como electrodos, se debe restar el potencial del metal con menor potencial del valor de potencial del electrodo con mayor potencial, si ambos tienen los mismos signos, y sumarlos si son de signo contrario. Los metales listados en la parte superior de la tabla se consideran de final anódico. Los metales listados al final de la serie se consideran de final catódico. Cambios en el potencial de los metales hacia hacerlos más negativos indica que el metal está cambiando en la dirección anódica. Cuando el cambio es hacia ser más positivo, el cambio será en la dirección catódica.

Los materiales que se encuentran al tope de la lista se combinan con la solución electrolítica relativamente fácil; el sodio se combina con el agua espontánea y rápidamente. Al bajar en la lista esta tendencia disminuye; cuando llegamos al platino, encontramos que el material no se disolverá, esto significa que no se corroe.

En general, la tendencia de los materiales a la corrosión disminuye al descender en la serie electromotriz.

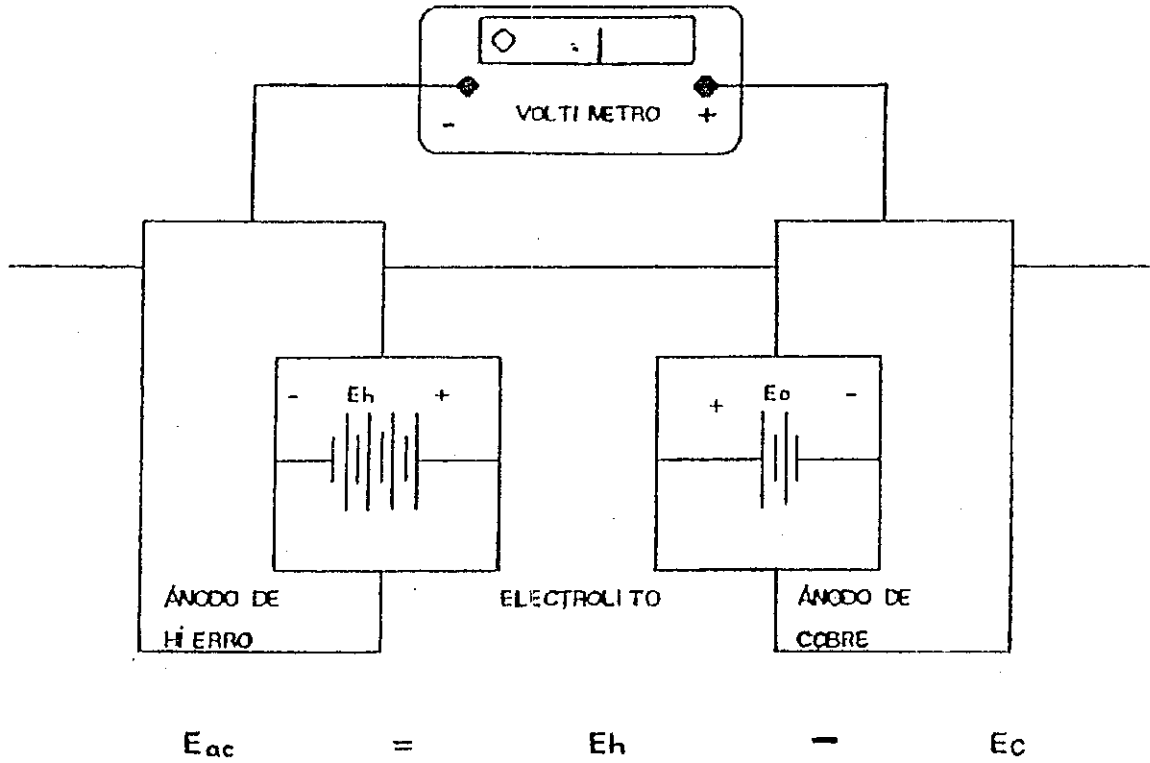


FIGURA No. 26
 POTENCIAL DE CIRCUITO ABIERTO

Reacción de corrosión (metal)	Potencial electródico (V)
$Au \rightarrow Au^{3+} + 3e^{-}$	+1.498
$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^{+} + 4e^{-}$	+1.229
$Pt \rightarrow Pt^{2+} + 2e^{-}$	+1.200
$Pd \rightarrow Pd^{2+} + 2e^{-}$	+0.987
$Ag \rightarrow Ag^{+} + e^{-}$	+0.799
$2Hg \rightarrow Hg_2^{2+} + 2e^{-}$	+0.788
$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^{-}$	+0.771
$4(OH)^{-} \rightarrow O_2 + 2H_2O + 4e^{-}$	+0.401
$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$	+0.337
$Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^{-}$	+0.150
$H_2 \rightarrow 2H^{+} + 2e^{-}$	0.000
$Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^{-}$	-0.126
$Sn \rightarrow Sn^{2+} + 2e^{-}$	-0.136
$Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^{-}$	-0.250
$Co \rightarrow Co^{2+} + 2e^{-}$	-0.277
$Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2e^{-}$	-0.403
$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^{-}$	-0.440
$Cr \rightarrow Cr^{3+} + 3e^{-}$	-0.744
$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$	-0.763
$Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^{-}$	-1.662
$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^{-}$	-2.363
$Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}$	-2.714
$K \rightarrow K^{+} + e^{-}$	-2.925

Tabla No. 1.

Serie de fuerzas electromotrices

III.6 Ionizaci3n

La electricidad es conducida en los metales por el movimiento de los electrones del metal en respuesta a una presi3n el3ctrica o voltaje. Los 3tomos del metal intercambian f3cilmente sus electrones y estos se mueven libremente sin afectar los 3tomos mismos. El flujo de corriente el3ctrica es relativamente libre, y la estructura b3sica del metal no cambia.

Los metales tambi3n existen en forma de iones met3licos. Los iones son 3tomos que adquieren carga positiva o negativa. El 3tomo que ha perdido uno o m3s electrones con otro 3tomo se convierte en ion con carga positiva, mientras que el que recibe los electrones se convierte en ion con carga negativa.

Los experimentos han revelado que los iones met3licos y los iones de hidr3geno siempre viajan hacia el c3todo, los iones no met3licos como el cloro y 3xido y los radicales como el NO_3^- el SO_4^- siempre viajan hacia el 3nodo. Son los iones los que llevan la carga de un electrodo al otro, y no existe un flujo de electrones fluyendo en la soluci3n.

Cuando un metal se ioniza, el electr3n libre es instant3neamente transferido desde el 3nodo a trav3s del conductor met3lico, contrario a la direcci3n de la corriente el3ctrica, hasta el c3todo donde se une con un ion de hidrogeno en la interface del c3todo para producir un 3tomo de hidr3geno.

En el 3nodo el cambio b3sico es usualmente la de los 3tomos met3licos, el 3nodo suelta *basura, es decir, se corroe. Este es siempre el caso si el 3nodo es hierro. Cuando el ion de hierro cargado positivamente entra a la soluci3n electrol3tica, se unir3 comunmente con algunos iones no met3licos cargados negativamente para formar el residuo de la corrosi3n. La naturaleza de 3ste residuo depende de la composici3n del electrolito y las condiciones ambientales.*

En el c3todo, los electrones libres que han llegado desde el 3nodo se unen con iones de carga positiva del electrolito para producir 3tomos de hidrogeno o 3tomos met3licos el3ctricamente neutros. Esta adhesi3n de hidr3geno o 3tomos met3licos no afectan al c3todo de ninguna manera.

El proceso qu3mico de ionizaci3n del 3tomo met3lico que ocurre en el 3nodo se llama "oxidaci3n", mientras que el proceso qu3mico de neutralizaci3n de los iones de hidr3geno que ocurre en el c3todo se llama "reducci3n".

La oxidaci3n se caracteriza por la p3rdida de electrones y la reducci3n por la ganancia de electrones; una no puede ocurrir sin la otra. En general, los metales son agentes reductores, es decir, que donan electrones y los no metales son agentes oxidantes, es decir, que aceptan electrones.

III.7 Diferencia entre corrosi3n galv3nica y corrosi3n electrol3tica

Se han definido dos tipos de corrosi3n la que es provocada por la diferencia de potencial existente entre los dos metales que forman la celda, y la que es provocada por una corriente el3ctrica externa debido a una fuente externa independiente. Estos tipos de corrosi3n se conocen como "corrosi3n galv3nica" y "corrosi3n electrol3tica", respectivamente. En ambos casos de corrosi3n galv3nica o electrol3tica, la corrosi3n ocurre en los 3nodos.

La corrosi3n galv3nica genera, ella misma, la actividad corrosiva que se produce cuando un metal est3 colocado en el suelo o enterrado. La diferencia de potencial se genera a trav3s del metal o entre diferentes metales cercanos (ver figura No. 27).

Estas diferencia pueden producirse por metales de potencial diferente o por diferentes ambientes en los que se encuentra un mismo metal. Estos potenciales generan corriente corrosiva que abandona el metal para entrar en el suelo en 3reas an3dicas y regresa al metal en 3reas cat3dicas. La corrosi3n ocurre en el 3rea an3dica en la que la corriente deja al metal para entrar en el suelo.

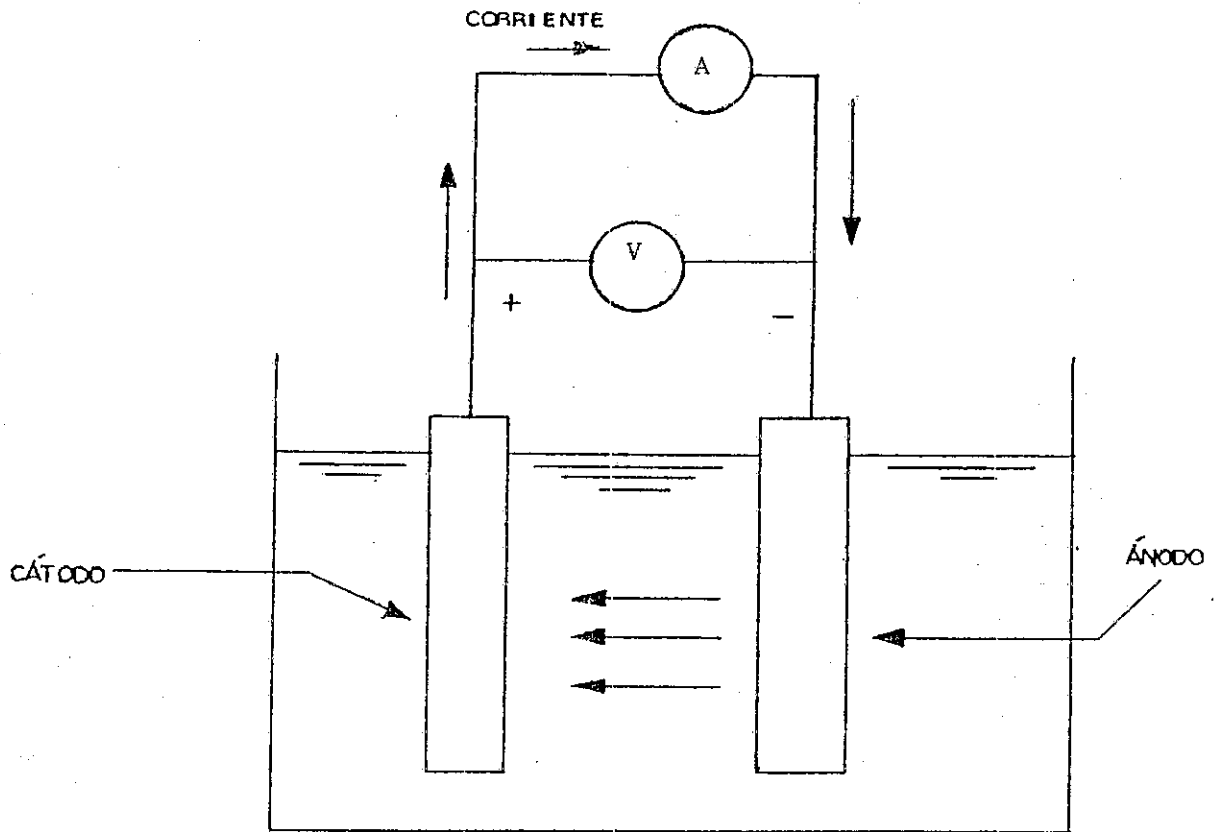


FIGURA No. 27
CORROSIÓN GALVÁNICA

La corrosión electrolítica es el resultado de corriente directa proveniente de una fuente externa ajena al sistema. Esta corriente directa es introducida dentro del suelo y recogida por el metal. Los puntos en los que se recoge esta corriente no se ven afectados por la corrosión y, además, reciben un grado de protección. Sin embargo los puntos en los cuales la corriente abandona el metal son puntos anódicos y son puntos que se corroerán. En la figura No. 28, se observa el proceso corrosivo de la corrosión electrolítica que en el hierro o acero, bajo esta influencia, se corroerá a un ritmo de 20 libras por amperio por año.

III.8 Protección catódica

La protección catódica es un método eléctrico utilizado para prevenir la corrosión en gran variedad de estructuras metálicas. Está basado en la aplicación de corriente directa continua que pasa a través de electrodos colocados en un medio electrolítico y conectados a la estructura que se desea proteger. La corrosión es apartada de la estructura cuando la corriente aplicada es de magnitud suficiente y está distribuida apropiadamente.

III.8.1 El mecanismo de la protección catódica

En la superficie del metal que se corroe, existen áreas anódicas y catódicas que contribuyen a la corrosión. Utilizando un circuito equivalente (ver figura No. 29), se explicará el proceso corrosivo. Los valores de potencial en las áreas del ánodo (E_a) y en las del cátodo (E_c) mostrados en el circuito de la figura No. 29, que representa una superficie corroida, tienen un valor definido asignado arbitrariamente. El rango de corrosión, medido como pérdida de peso por segundo, es proporcional al total de las corrientes aportadas por todos los ánodos. El total de estas corrientes es llamada la corriente de acción local (I_L). El potencial de media celda (E_M) debe medirse en el punto X suficientemente lejos de las líneas de flujo de la corriente de acción local, así la localización de la celda de referencia no tiene efectos en el valor de E_M .

El estudio de un sistema tan complejo es simplificado por la aplicación del principio de superposición de campos eléctricos. Físicamente, desde luego, hay sólo una corriente en un punto cualquiera; por lo tanto, para obtener su valor el principio de superposición permite pensar en una suma vectorial de corrientes independientes. Este concepto es también útil para comprender que ocurriría si alguna parte del sistema es alterado. Para este propósito el principio de superposición puede ser definido de la siguiente forma:

La corriente en cualquier parte del sistema de fuerzas electromotrices y resistencias es la suma vectorial de las corrientes individuales que cada fuerza electromotriz produce en una parte, como si esta fuerza electromotriz (f_{em}) fuera la única fuente de corriente existente.

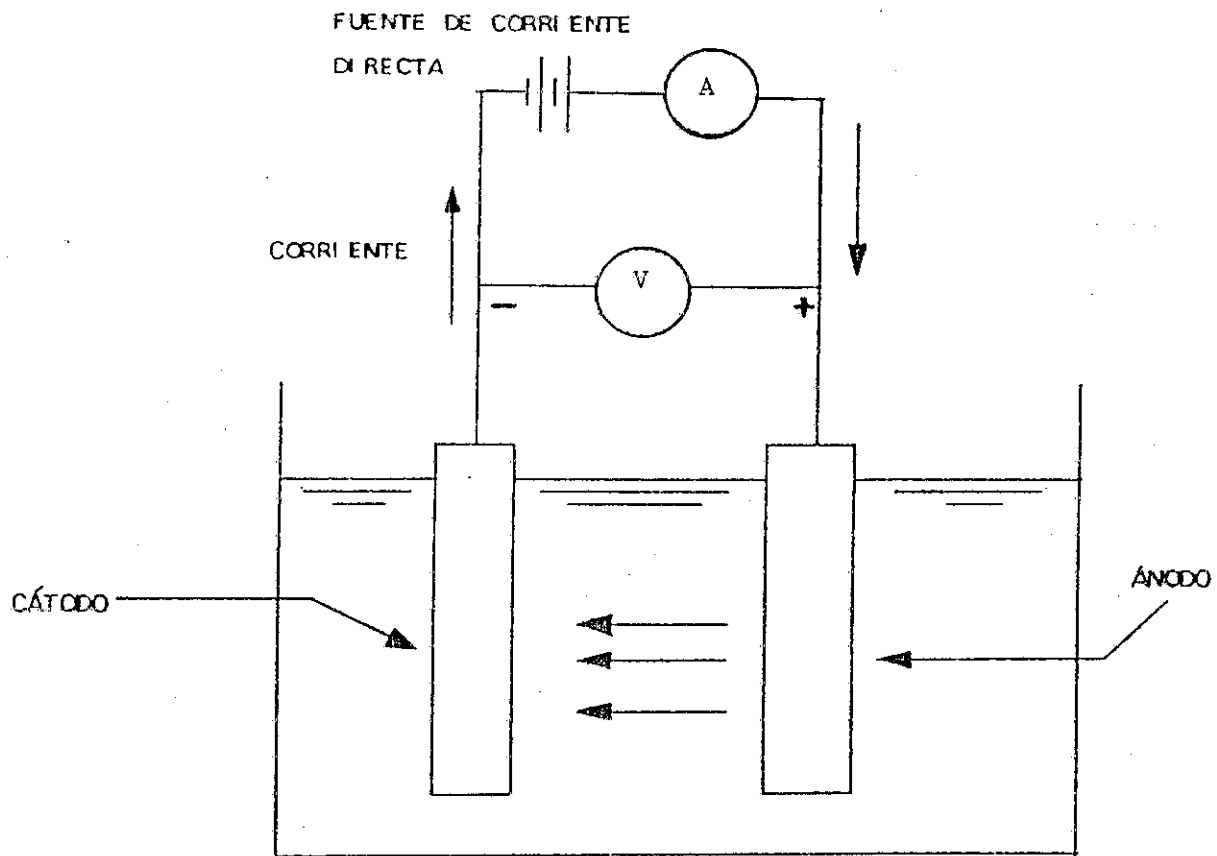
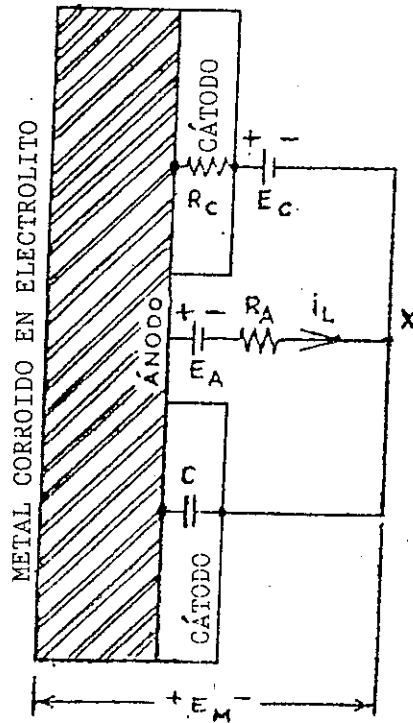


FIGURA No. 28
CORROSIÓN ELECTROLÍTICA



DONDE:

$$i_L = (E_c - E_A) / (R_A + R_c)$$

$$E_M = E_A + i_L R_A$$

$$E_M = R_c / (R_A + R_c) E_A + R_A / (R_A + R_c) E_c$$

- C = CAPACIDAD ELECTROSTÁTICA DEL FILM CATÓDICO.
 E_M = POTENCIAL DE MEDIA CELDA DEL METAL CORROIDO.
 i_L = CORRIENTE DE ACCIÓN LOCAL.
 E_A = POTENCIAL EFECTIVO DEL ÁNODO.
 E_c = POTENCIAL EFECTIVO DEL CÁTODO.
 R_A = RESISTENCIA DEL AREA ANÓDICA.
 R_c = RESISTENCIA DEL AREA CATÓDICA.

FIGURA No. 29

CIRCUITO EQUIVALENTE, IDEALIZADO, DE LA CORROSIÓN DE UN METAL

La aplicación de este concepto se ilustra en las figuras Nos. 30, 31 y 32. En estas figuras, el espécimen que se corroe va a ser catódicamente protegido por la corriente impuesta al ánodo auxiliar. Una batería es utilizada en el circuito para simbolizar la fem que produce la corriente de protección. En algunos casos, la fuente de fuerza electromotriz (fem) es el ánodo auxiliar mismo (por ejemplo el zinc), y el circuito externo a el electrolito no contiene fems adicionales. En cualquier caso, es el valor de la corriente aplicada al espécimen en corrosión, lo cual es importante, no a la fem que la origina.

La figura No. 30 representa el flujo de la corriente local $I_L = 4$ unidades desde un punto de corrosión hacia films de óxido adyacentes catódicos.

Las figuras Nos. 30, 31 y 32 representan secciones del eje de simetría de los campos eléctricos tridimensionales. Si la figura No. 30 se superpone a la figura No. 31 y los dos campos se suman vectorialmente el resultado será la figura No. 32.

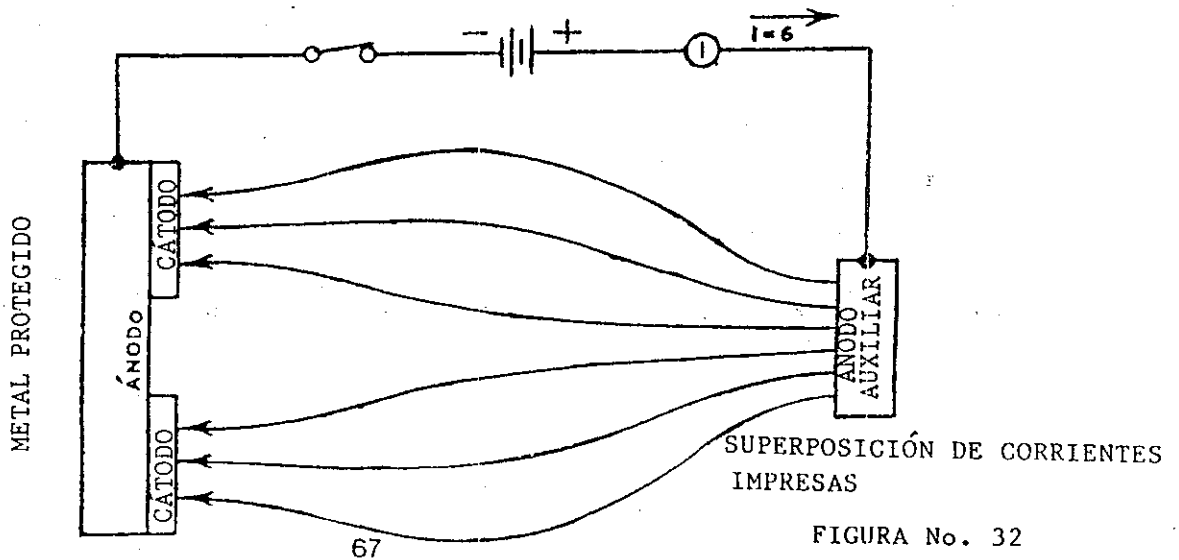
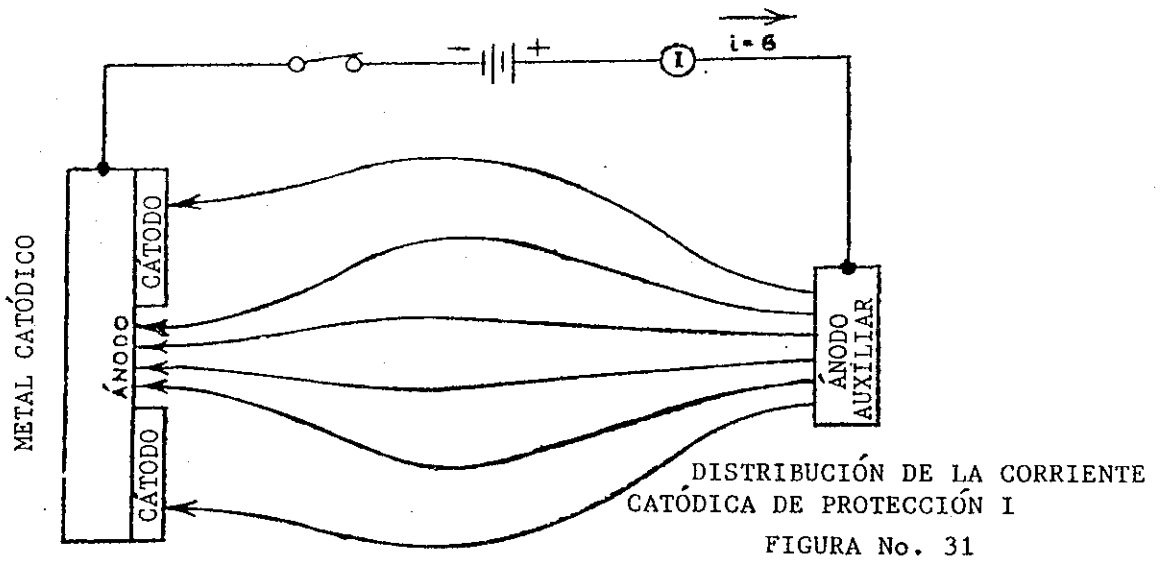
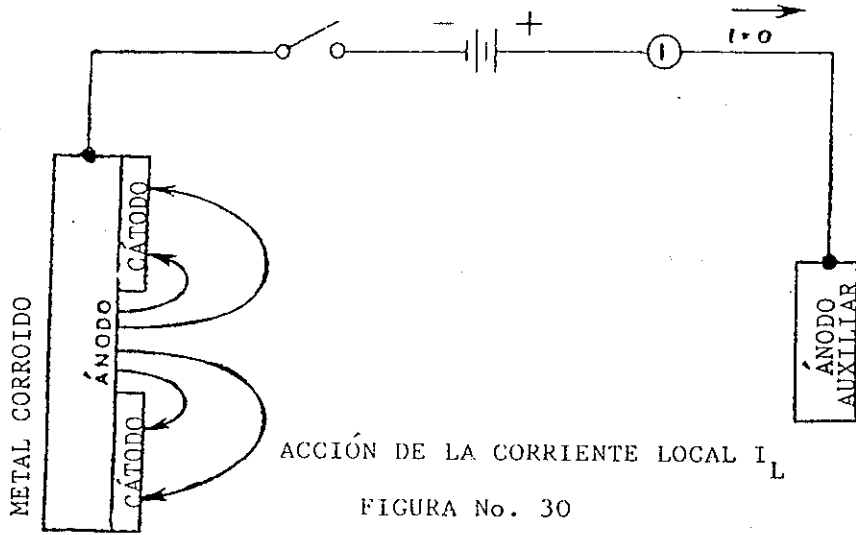
Es importante recordar que la distribución de corrientes está determinada unicamente por la resistencia relativa, independientemente de las fems, mientras que el valor de cada componente de corriente está determinado solamente por la fem de la que proviene, si las resistencias están fijas.

Es por ello esencial diferenciar entre los cambios de E_M que son producidos por el flujo de I a través de R_a y R_c (en paralelo) y aquellos producidos por cambios en E_c y E_a . Para nuestros propósitos el término polarización usado a continuación significa solo una alteración de los potenciales E_a y E_c , excluyendo las caídas de potencial de IR en R_a y R_c (ver figura No. 29).

III.8.2 Criterio para una protección catódica total.

En el control de la corrosión por el método anódico o catódico la protección total ocurre cuando las corrientes anódicas alcanzan el valor cero. En este punto no habrá caídas de voltaje IR en el electrolito cerca de los ánodos y las mediciones que se hagan dirán que $E_M = E_a$ (ver figura No. 29).

En algunos casos, la caída de tensión IR a través del film catódico sobrepasa la caída de tensión IR de la acción local e introduce corrientes en el electrolito cerca no a los cátodos. Es por ello que si la caída de tensión IR a través del film catódico es incluida con su potencial polarizado, la diferencia de potencial medida al electrolito adyacente al cátodo será prácticamente igual al potencial de los ánodos. Del estudio de la figura No. 29, es evidente que si uno conoce el valor aproximado de E_a y E_c la medición de E_M revelará si la acción de la corriente local está anódica o catódicamente controlada.



III.9 Determinación de la corriente mínima de protección

La densidad de corriente requerida para completar las pruebas de protección catódica son convencionalmente reunidas con base en el área total del espécimen corroído, prescindiendo del hecho de que la densidad de corriente actual en los ánodos cuando la resistencia del film catódico es alto, puede ser de 10 a 1000 veces la densidad en los cátodos. Es importante que el equipo de prueba pueda proveer mediciones de densidades de corriente del orden de 10^{-7} amperios por cm^2 a 10^{-2} amperios por cm^2 puesto que los valores más pequeños son asociados con control anódico y los valores más grandes con control mixto o control catódico.

La figura No.33 muestra el orden de magnitud de las corrientes de protección requeridas para el acero bajo diferentes condiciones.

Las densidades de corriente están con base en el área total del metal corroído, sin considerar la porción anódica; como resultado los valores indicados son del 25 al 400% de los valores experimentalmente medidos en cada caso.

Los valores obtenidos son útiles únicamente para mostrar el orden de magnitudes esperado y no para ser utilizados como base para el diseño de la protección.

III.10 Métodos de protección catódica

El método de la protección catódica consiste en forzar a la estructura a proteger a ser el cátodo de una celda electroquímica mediante el suministro de una corriente de electrones. Estas corrientes, externamente aplicadas, constituyen un potencial que se opone a la tendencia del metal a disolverse. Estas corrientes se regulan para satisfacer las necesidades de la estructura.

El principio de protección catódica es simple, mas su aplicación efectiva en la práctica a fin de preservar un metal o estructura en un ambiente cuyas variables son complejas e incontrolables, es complicada. Cada problema de corrosión debe ser considerado como un experimento.

Los dos métodos utilizados en la protección catódica consisten en la utilización de:

- 1.- Ánodos de sacrificio.
- 2.- Voltaje impuesto.

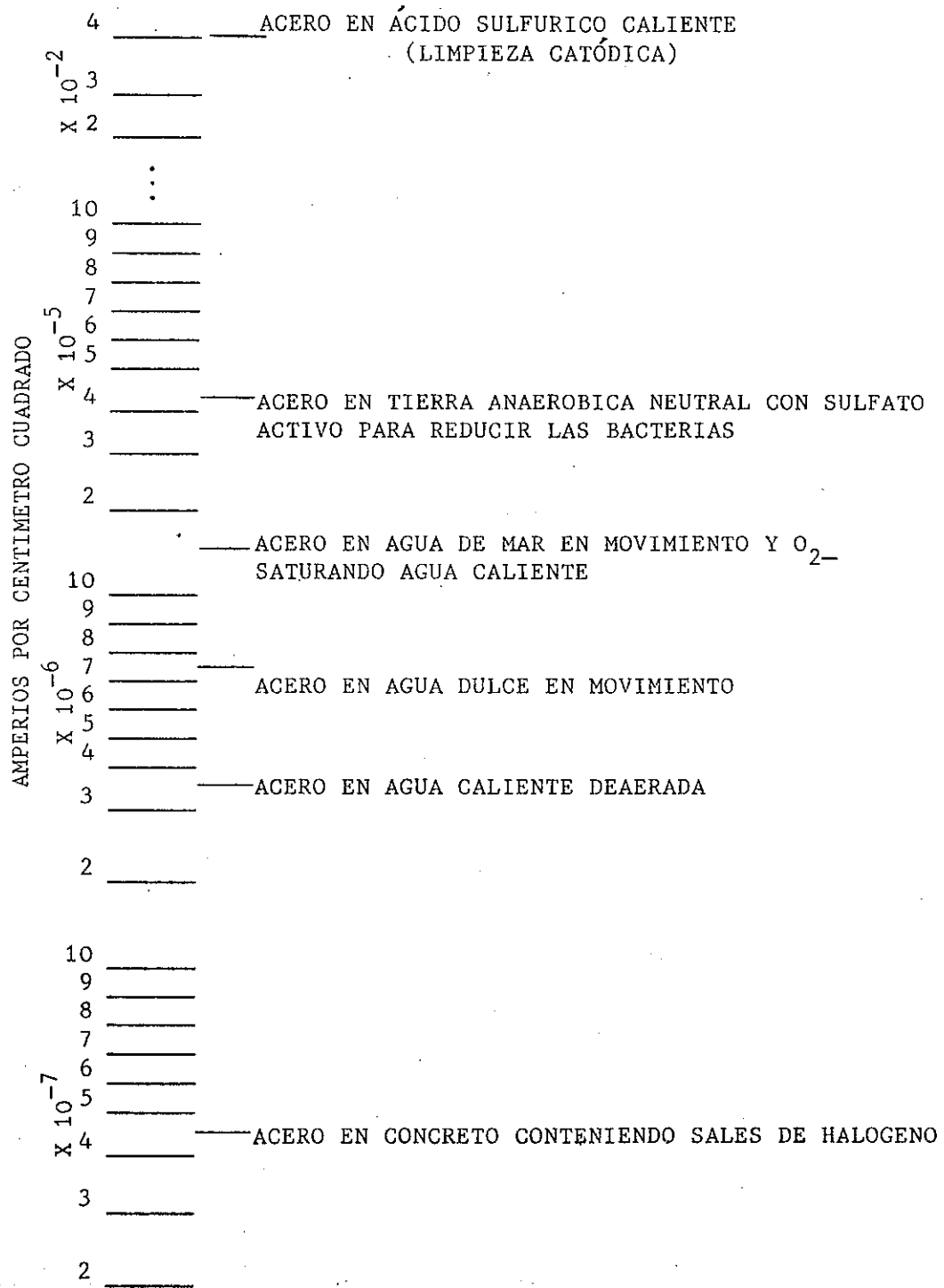


FIGURA No. 33
 ÓRDENES DE MAGNITUD DE LA CORRIENTE DE PROTECCIÓN
 PARA EL ACERO

III.10.1 Protección catódica utilizando ánodos de sacrificio

La protección catódica, mediante ánodos de sacrificio, se lleva a cabo uniendo uno o varios ánodos de sacrificio a la estructura a proteger, formando así una celda electroquímica (ver figura No. 34). Los ánodos se colocan dentro del electrolito que también está en contacto con la estructura (en el caso de las tuberías y cables subterráneos, la tierra), están hechos de un material anódico respecto de la estructura.

En esta celda, el cátodo es la estructura. El ánodo de sacrificio, por lo general de zinc o de magnesio, reacciona con el electrolito, y suministra una corriente de electrones que protege a la estructura. Con el tiempo los ánodos de sacrificio se consumen y deben reemplazarse.

Las ventajas del uso de ánodos de sacrificio en comparación con el uso de protección utilizando voltaje impuesto son:

- 1.- No se requiere fuente de poder externa.
- 2.- Difícilmente encuentra problemas de la interferencia con otras estructuras.
- 3.- La instalación y mantenimiento es de menor dificultad.

Algunas desventajas son:

- 1.- La capacidad de suministro de corriente es limitada.
- 2.- Se requieren, generalmente, suelos de baja resistividad.
- 3.- Generalmente, no es aplicable a estructuras que tienen grandes áreas superficiales.

Los principales factores que determinan la corriente suministrada por los ánodos de sacrificio son:

- 1.- La resistividad del suelo que rodea el ánodo.
- 2.- Tamaño y forma de los ánodos.
- 3.- Cantidad y tipo de relleno a utilizar.
- 4.- Distancia a la cual el ánodo es colocado de la estructura.
- 5.- *Composición metalúrgica de los ánodos.*
- 6.- Número y espaciamiento cuando varios ánodos son utilizados.
- 7.- *Tamaño, condición y potencial estructura-suelo de la estructura que se va a proteger.*

En este sistema, la ubicación de los ánodos es crítica, ya que deben ser instalados en suelos de baja resistividad y de tal forma que toda su longitud se encuentre, permanentemente, en contacto con suelo húmedo. Los ánodos y su respectivo relleno pueden ser instalados verticalmente en agujeros, los cuales deben ser perforados tan profundo como sea económicamente factible en busca de humedad y baja resistividad, u horizontalmente en zanjas.

La práctica usual es la de colocar los ánodos a una distancia entre 1.5 y 3 metros de la estructura y a una profundidad mínima de 1.8 metros (naturalmente hay casos en los que es necesario alterar este criterio). Flexibilidad en la distribución de corriente es una de las ventajas de este tipo de sistema. En el caso de que se requieran altas densidades de corriente en un área dada, se pueden instalar múltiples ánodos en un solo agujero perforado, a fin de suministrar la corriente deseada y asegurar la vida deseada de los ánodos.

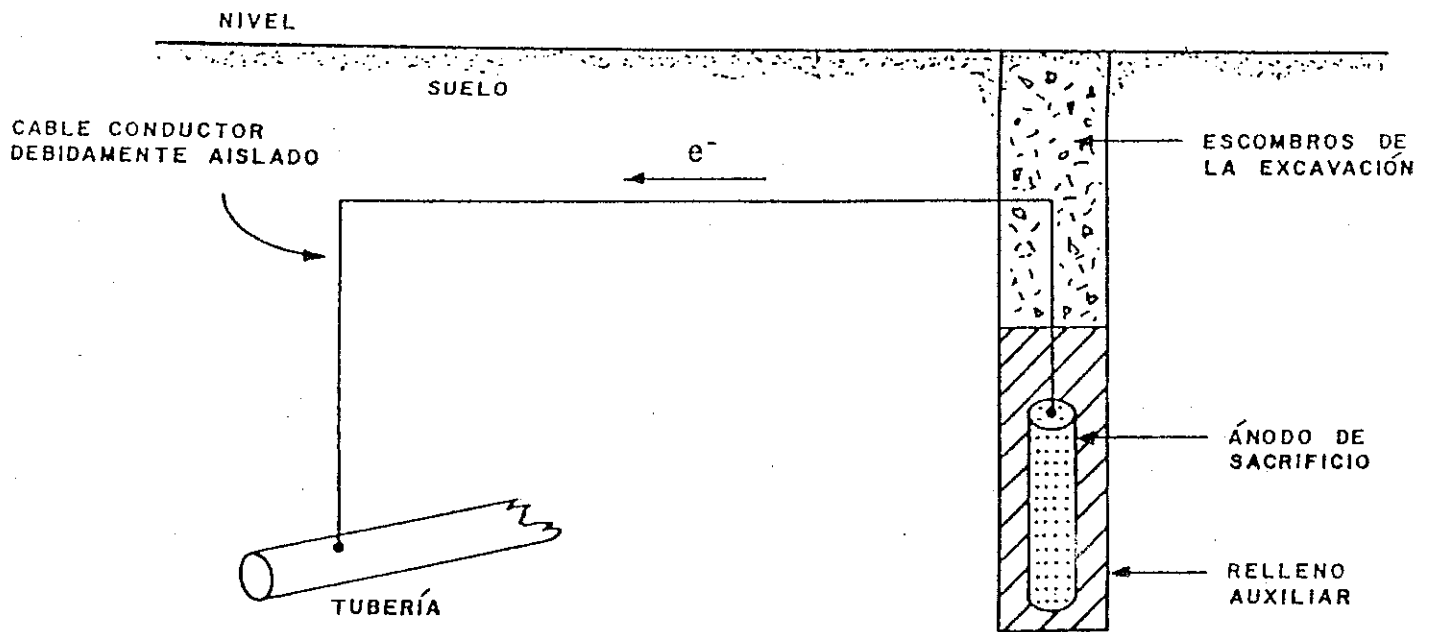


FIGURA No. 34
 PROTECCIÓN CATÓDICA MEDIANTE ÁNODOS DE SACRIFICIO.

III.10.1.1 Composición del relleno auxiliar

La composición recomendada del relleno auxiliar es la siguiente:

- 1.- 75% sulfato de calcio.
- 2.- 20% arcilla bentonítica.
- 3.- 05% sulfato de sodio.

Para mejores resultados, el relleno debe compactarse de forma tal que se tenga contacto físico entre las partículas. A fin de simplificar la instalación y reducir costos, hay disponible en el mercado ánodos que ya vienen empacados (generalmente en un contenedor cilíndrico de lata) con su respectivo material de relleno.

El relleno auxiliar mejora la operación del sistema debido a que:

- 1.- Disminuye la resistencia ánodo-tierra.
- 2.- Retiene humedad, la cual es necesaria para la debida operación del ánodo.
- 3.- Permite un mayor y más estable potencial de operación.
- 4.- Reduce los efectos debido a polarización.
- 5.- Permite una operación uniforme del ánodo, y reduce el ataque selectivo.

En algunos electrolitos, como agua o suelos con extremadamente baja resistividad (generalmente menor que 500 ohm por centímetro), no requieren material de relleno. En el diseño para estos ambientes la composición, tamaño y forma del ánodo son los factores que se deben considerar (generalmente se prefiere zinc por su bajo costo).

En el caso de las tuberías marinas, por ejemplo, se pueden utilizar ánodos de zinc con la forma de brazaletes colocados directamente al rededor de la tubería.

III.10.2 Protección catódica que utiliza voltaje impuesto

En este tipo de protección, se utiliza un rectificador en donde un transformador reduce el voltaje de una corriente alterna (AC) a un valor deseado y elementos rectificadores la convierten en corriente directa (DC). El rectificador se conecta (ver figura No. 35) entre un ánodo auxiliar o grupo de ánodos y la estructura a proteger. De esta forma, se reduce un flujo de electrones hacia la estructura, protegiéndola. En este proceso, el ánodo o grupo de ánodos hechos de materiales tales como grafito, duriron, carbon, zinc o inclusive chatarra. Operando adecuadamente la corriente del rectificador, es normalmente suficiente para contrarrestar las corrientes galvánicas que abandonan las áreas anódicas en la estructura.

Las principales ventajas de este método en comparación con el de ánodos de sacrificio son:

- 1.- Estructuras de mayores dimensiones pueden ser protegidas.
- 2.- Se pueden tener grandes suministros de corriente.
- 3.- El flujo de corriente puede ser controlado.
- 4.- Estructuras con o sin recubrimiento pueden protegerse.

Las desventajas son:

- 1.- Costos de electricidad.
- 2.- Interferencia de corriente con estructuras vecinas.

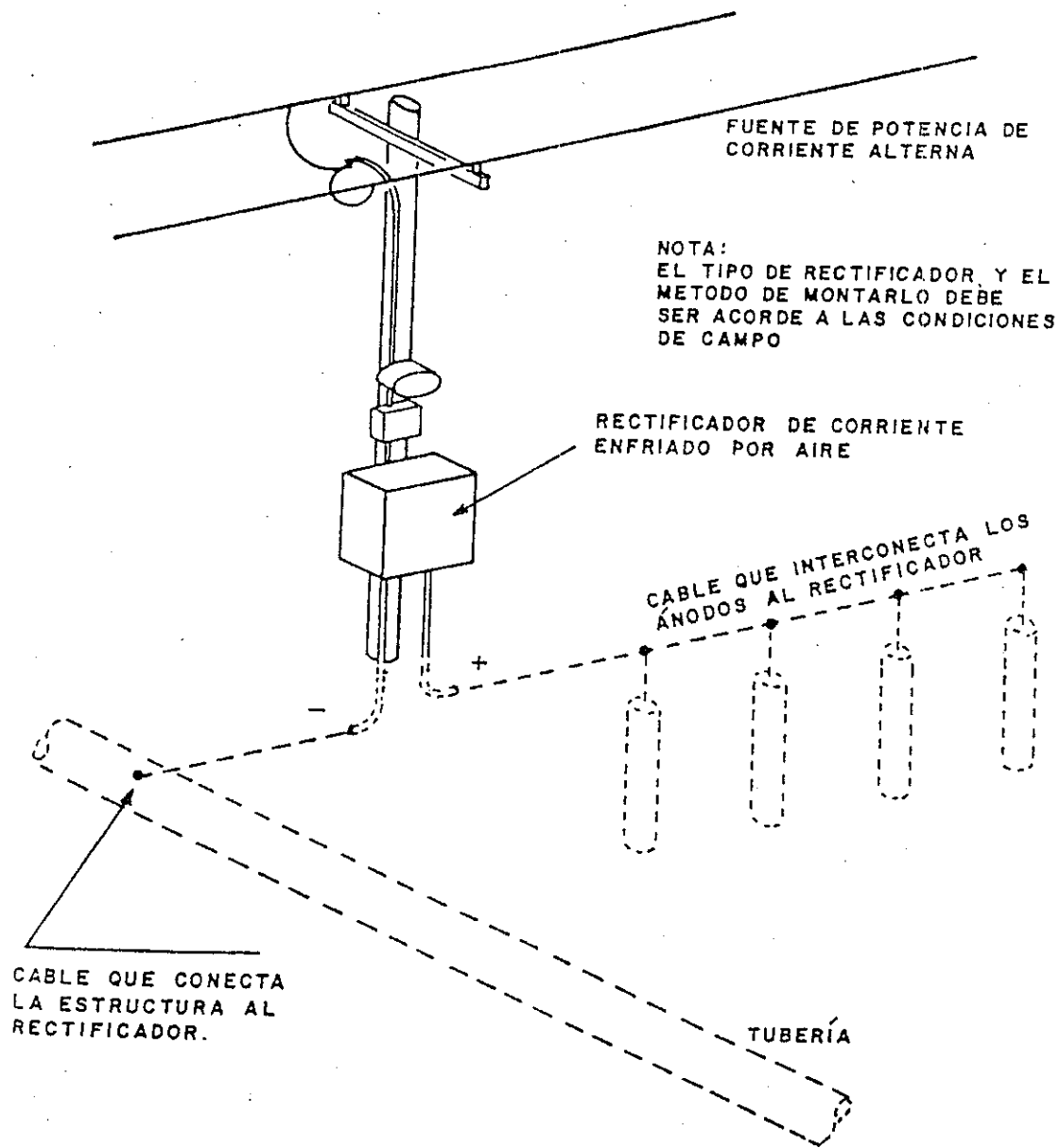


FIGURA No. 35
PROTECCIÓN CATÓDICA MEDIANTE VOLTAJE IMPUESTO.

III.10.2.1 Características del rectificador

El rectificador consiste en un transformador y en un elemento rectificador que convierte el voltaje y corriente AC en DC. El transformador puede estar diseñado para operar en voltajes tales como 115 y 230 voltios. La potencia DC de salida se encuentra disponible en dos terminales de salida de la unidad, generalmente, se dispone de un amperímetro y un voltímetro que indican la corriente y el voltaje suministrados.

El montaje y tipo de rectificador dependen de las condiciones de campo. Éstos deben instalarse de forma tal que cumplan con todo reglamento o norma aplicable. En el caso de que el rectificador se encuentre instalado en un lugar en donde sea alta la posibilidad de presencia de vapores de combustibles y exista un riesgo de explosión, es necesario instalar un rectificador del tipo a prueba de explosión.

Generalmente los rectificadores enfriados por aire son instalados en postes para facilitar la circulación del aire y su enfriamiento. Rectificadores enfriados por aceite son utilizados en bases de concreto y en áreas abiertas a fin de no obstaculizar la circulación de aire.

El ajustar adecuadamente los rectificadores es parte esencial de la buena operación de un sistema de protección catódica. Cuando una unidad opera cerca de su máxima capacidad, de voltaje o corriente, cambios en la resistencia del circuito de protección catódica, debidos a lluvia o fluctuaciones de voltaje, pueden cambiar el valor de corriente o voltaje suministrados. Esto puede producir una sobrecarga en la unidad y reducir su vida útil.

III.10.2.2 Ubicación de los ánodos

Los ánodos deben colocarse en suelos de baja resistividad; en el caso de tuberías, un estudio de la resistividad eléctrica del suelo a lo largo de la línea le permitirá ubicar estas posiciones.

Los ánodos deben instalarse en suelos que estén permanentemente húmedos. Si únicamente las porciones inferiores de los ánodos están en suelos húmedos, la disipación de corriente se concentrará allí y la vida del ánodo se acortará considerablemente.

Comúnmente, se utiliza un material especial como material de relleno después de que los ánodos se han introducido en la tierra. Este relleno auxiliar, por lo general carbonoso, puede estar compuesto de partículas de grafito, coque de petróleo calcinado, desmenuzado o coque de carbón desmenuzado. Para mejores resultados el relleno, debe compactarse de forma tal que se tenga contacto físico entre las partículas, cuyo diámetro no debe exceder de 1 cm.

El relleno auxiliar mejora la operación del sistema debido a que:

- 1.- Disminuye la resistividad ánodo-tierra.
- 2.- Aumenta la vida del ánodo.
- 3.- Permite un mayor suministro de corriente por ánodo.
- 4.- Reduce los efectos de bloqueo debido a gases.
- 5.- Permite una mejor operación uniforme del ánodo con menor ataque selectivo.

Si va a instalar ánodos en áreas donde el uso de relleno auxiliar no es práctico, como en casos donde hay demasiada agua o arenas movedizas, pueden usarse ánodos de hierro fundido con alto contenido de silicio, los cuales prestarán un servicio adecuado a un costo de instalación reducido. Ánodos de hierro fundido con alto contenido de silicio y además con molibdeno, son preferidos para ambientes con alto contenido de cloruros y temperaturas arriba de 50 °C.

Los ánodos y su relleno pueden instalarse de forma vertical en agujeros perforados u horizontalmente en zanjas o trincheras (ver figura Nos. 36 y 37).

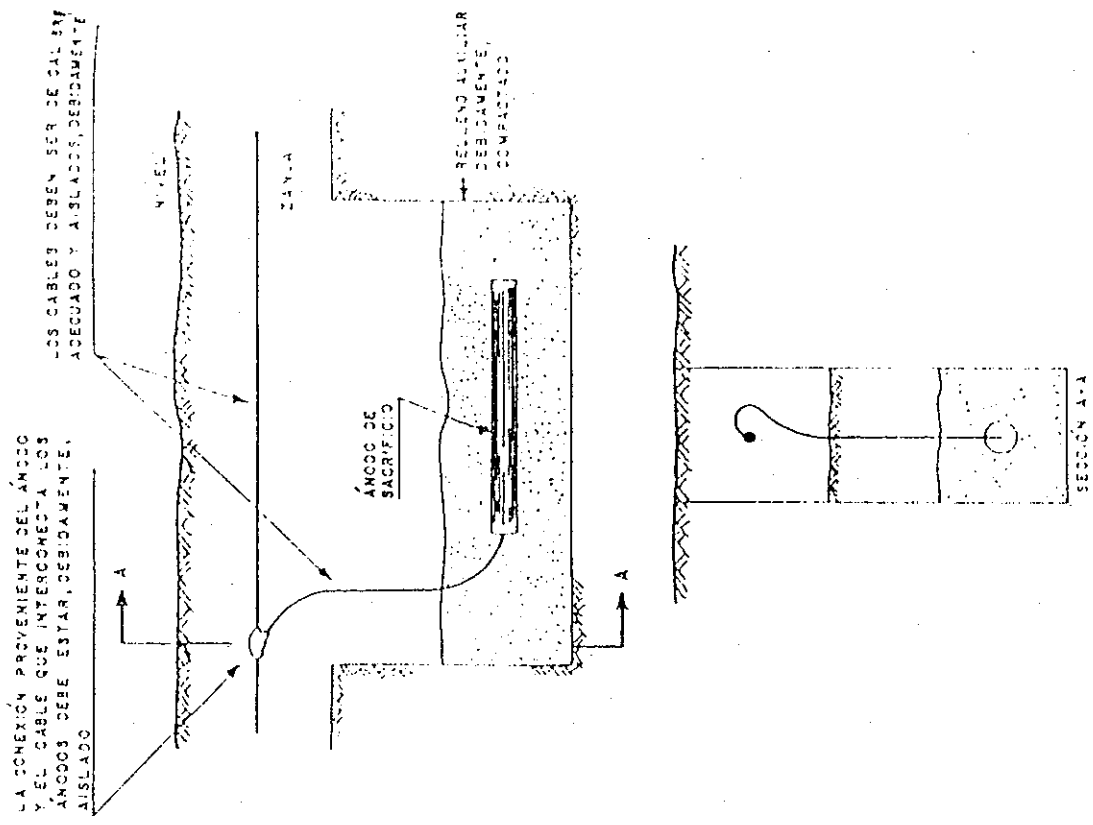


FIGURA No. 37

ÁNODOS INSTALADOS HORIZONTALMENTE

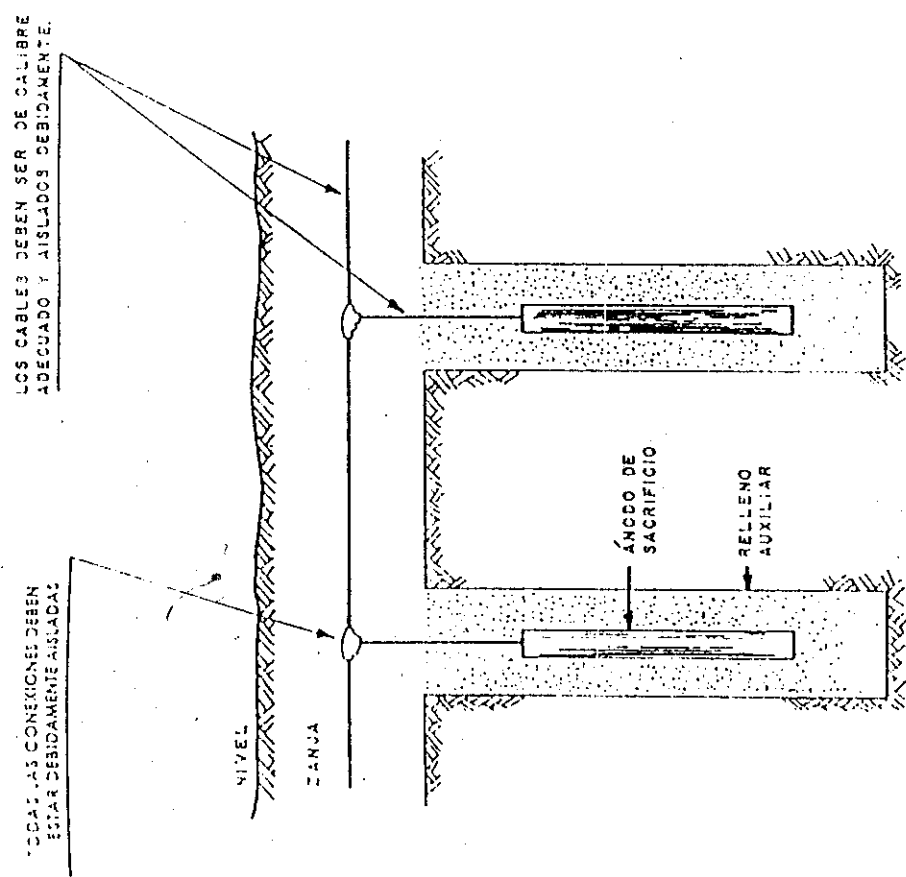


FIGURA No. 36

ÁNODOS INSTALADOS VERTICALMENTE EN AGUJEROS

Algunas veces es necesario instalar ánodos en suelos que constan de dos o más estratos, de diferente resistividad; en estos casos, los ánodos deben instalarse cerca de la parte central del estrato con menor resistividad. Si el estrato de menor resistividad se encuentra bajo un estrato de alta resistividad, puede ser necesario el perforar los agujeros a profundidad mayor que lo normal.

III.11 Tipos de ánodos

III.11.1 Ánodos energizados

Cuando se usa un sistema de rectificador la corriente proviene de una fuente externa y no es generada por la corrosión de un metal en particular como en el caso de ánodos galvánicos. Sin embargo, los metales utilizados como ánodos energizados se corroen. Por ejemplo, tubería de chatarra y rieles de acero que un tiempo fueron utilizados intensamente como materiales anódicos en sistemas de rectificador, se corroen a un ritmo de 22 libras por amperio por año.

En sistemas pequeños de rectificador con solo 10 amperios, puede consumir 2200 libras de acero en 10 años. Actualmente son utilizados materiales como grafito y hierro fundido con silicio como ánodos debido en gran parte al medioambiente en que se utilizan. En ambientes clorinos, tales como agua de mar, el grafito es mejor que el hierro fundido con silicio y en ambientes de agua fresca donde el oxígeno es liberado a los ánodos, el hierro fundido con silicio es superior.

En aplicaciones subterráneas, comúnmente se utiliza un forro de coque con el propósito de generar un ambiente uniforme alrededor del ánodo y también para reducir la resistencia de ánodo a tierra. En lugares en los que no es práctico utilizar este tipo de forro, se emplea el hierro fundido con silicio.

III.11.2 Ánodos galvánicos

La corriente de protección generada por el ánodo galvánico depende del potencial inerte entre los ánodos y la estructura que se desea proteger. Por tanto, si la estructura es hecha de hierro o acero, cualquier metal que sea más activo en la serie electromotriz puede ser usado, teóricamente, como material anódico.

En la práctica, los materiales que son más usados como ánodos galvánicos son el zinc y el magnesio. A pesar de que el aluminio es un material más activo que el hierro, no ha demostrado ser un material efectivo para ánodo galvánico, porque las películas de polarización que se forman en el aluminio mientras se corroe detienen la generación de corriente protectora.

Es importante hacer notar que los ánodos galvánicos se consumen a ellos mismos en el proceso de generación de energía protectora. El ritmo al que se consumen depende tanto de la magnitud de corriente generada como del material del cual está fabricado el ánodo.

Teóricamente, por ejemplo, el consumo de zinc es a un ritmo de 23.5 libras por amperio por año y el magnesio se consume a 8.7 libras por amperio por año. En la práctica, no todo el material se consume en generar corriente eléctrica útil para la protección catódica; alguna parte del metal se consume en auto corrosión.

El magnesio ha sido más ampliamente utilizado que el zinc, principalmente por su diferencia de potencial. El potencial de la solución de magnesio es de 1.55 voltios con referencia a un electrodo de sulfato de cobre, el mismo para el zinc es de 1.1 voltios. Por lo tanto, el uso del zinc se ha visto limitado a suelos de baja resistividad a aplicaciones marinas.

El zinc es raramente efectivo en suelos de más de 1000 ohmios-cm., de resistencia a menos que la estructura esté muy bien revestida y que tenga requerimientos bajos de corriente.

Por otro lado, el magnesio se puede usar muy efectivamente en suelos de más de 5000 ohm-cm., de resistencia, y en estructuras con buen revestimiento puede usarse hasta en suelos de 10 000 ohm-cm., o más.

En aplicaciones subterráneas, estos ánodos están usualmente forrados de una mezcla de yeso bentonita y sulfato de sodio. Este forro tiene diferentes propósitos, entre ellos están:

- 1.- Proveer un ambiente uniforme para el ánodo para provocar una corrosión uniforme.
- 2.- Reducir la resistividad del ánodo a tierra.
- 3.- Retener humedad con el cual mantiene su resistencia baja.
- 4.- Actuar como agente despolarizador.

III.12 Fallas y fenómenos relacionados con el uso de la protección catódica

Existen ciertos fenómenos que se manifiestan en el ánodo y cátodo en un circuito de protección catódica. Algunos de ellos en favor y otros en contra de un exitoso control de la corrosión del cátodo. Otras condiciones son el resultado de corrientes parásitas de la instalación de la protección catódica, lo que resulta en una modificación del diseño de protección para así controlar posibles daños a estructuras cercanas.

III.12.1 Efecto electro-osmótico

Este efecto ocurre en las superficies tanto del cátodo como del ánodo. En el ánodo, especialmente si es enterrado en cierto tipo de arcilla, la electro-osmosis del agua puede secar la arcilla a tal punto que su conductividad es seriamente reducida. Cuando se llega a este punto, en algunos casos, el calor generado por la corriente tenderá a secar la tierra. La solución es seleccionar un lugar para el ánodo el cual este humedo todo el tiempo. Si el ánodo se encuentra en un área seca o de arcilla impermeable, el tratamiento del área con sal reducirá el gradiente y por lo tanto la electro-osmosis.

En la superficie del cátodo la electro-osmosis produce un efecto inverso, por ejemplo; agua es transportada hacia el electrodo. Si el cátodo es protegido por un aislante pero con recubrimiento permeable, el recubrimiento puede dañarse por el agua.

III.12.2 Efecto amperio-hora

Este efecto ocurre en las superficies tanto del ánodo como del cátodo. En el ánodo auxiliar, el efecto amperio-hora consiste en la destrucción electrolítica del ánodo. Algunos ánodos de grafito se desintegran lentamente por razones no establecidas, y los ánodos metálicos se convierten en una solución en proporción a los coulombs de descarga.

III.12.3 Efectos mecánicos

III.12.3.1 Disminución de tierra

En algunos terrenos de adobe, la contracción de grietas que se forman cuando la tierra se seca puede ocasionar un circuito abierto en la parte electrolítica del circuito de la protección catódica. Con la corriente de protección virtualmente anulada en partes de la estructura enterrada, estas partes se corroen. No hay una solución práctica que se haga para este problema.

III.12.3.2 Despolarización mecánica

Uno de los peligros mecánicos más serios es el llamado despolarización mecánica. Este ocurre, por ejemplo, si una estructura protegida, enterrada cerca de un arroyo, le es quitada su cubierta protectora por la acción del agua. La acción mecánica del flujo de agua tiende a remover los productos alcalinos de electrolisis, así como a proveer más oxígeno, por lo que se hace necesario un incremento considerable en la corriente aplicada para la protección.

III.13 Aplicación de la protección catódica

En la aplicación usual de la protección catódica, la estructura que va a ser protegida es eléctricamente conectada a la terminal negativa de una fuente de corriente que puede ser un rectificador, generador o batería. La corriente desde el ánodo pasa a través del electrolito a la estructura a proteger, lo hace catódica y revierte la corriente a los ánodos de celdas locales en la estructura (ver figura No. 38).

III.13.1 Protección de cables y tubería subterránea

Probablemente el uso más generalizado de la protección catódica tiene lugar en tuberías metálicas y cables aislados subterráneos.

Cuando un potencial es aplicado a una gran estructura metálica enterrada como un cable o tubería para hacerla catódica, la corriente resultante generalmente entra a la estructura sobre una porción considerable de su longitud y fluye a lo largo de la estructura a el punto de contacto eléctrico. En general, dichas estructuras son eléctricamente continuas, y la corriente longitudinal no crea problemas. Sin embargo, algunas tuberías tienen uniones entre cada sección que puede, por accidente o diseño, tener alta resistencia eléctrica, y la corriente longitudinal puede crear una condición anódica en un lado de dicha unión. Antes de que se aplique la protección catódica a dichas estructuras, es usualmente necesario colocar conectores metálicos a través de las uniones que tengan o puedan tener alta resistencia.

La parte económica de la protección catódica debe tomar en consideración muchos factores del costo de hacer reparaciones. En tuberías puede existir pérdida de fluidos desde la misma tubería y esto puede provocar incendios; en cables subterráneos un agujero en la cubierta aislante puede causar serias interrupciones en el servicio prestado.

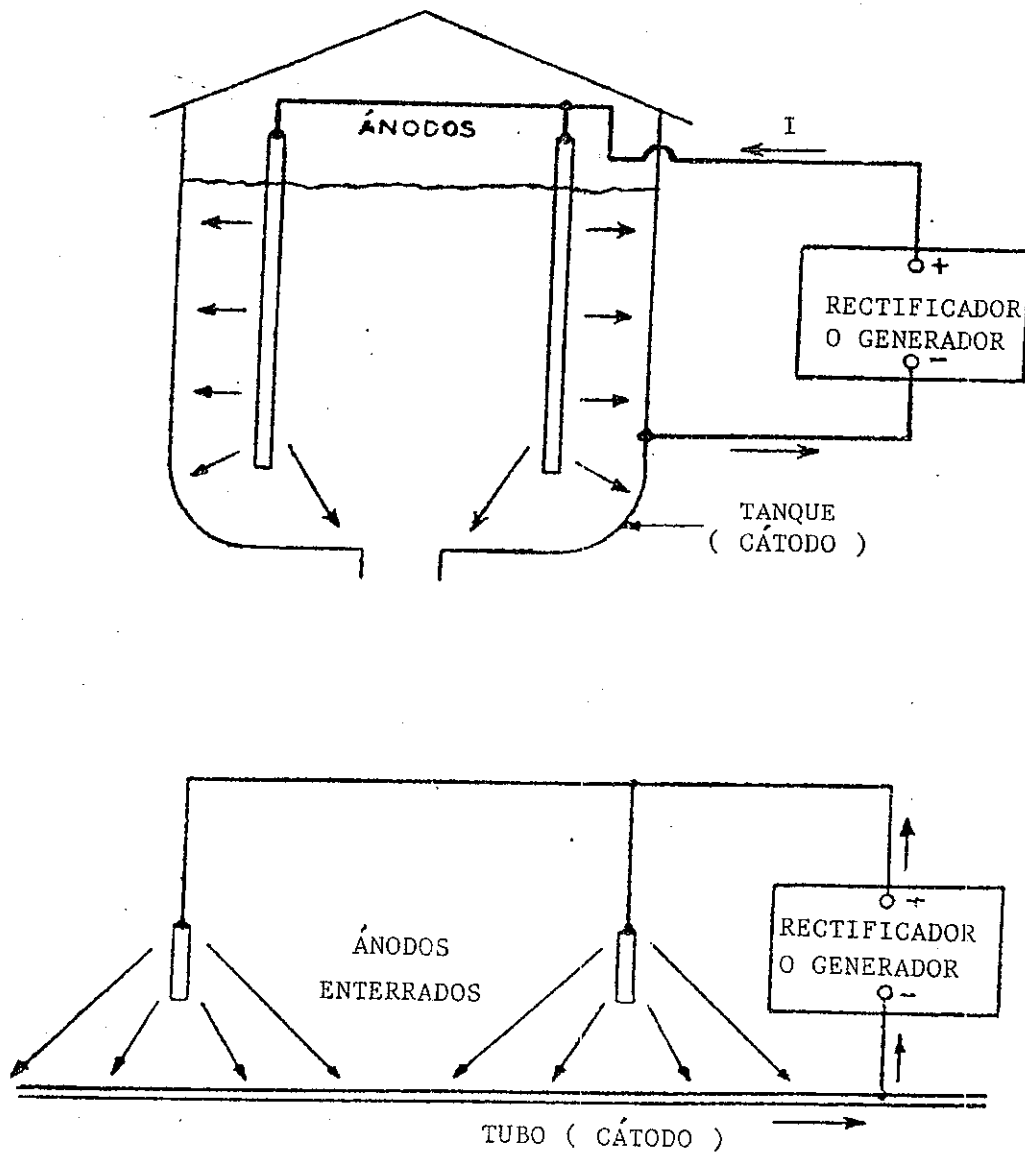


FIGURA No. 38

DIAGRAMAS DE APLICACIÓN DE LA PROTECCIÓN CATÓDICA

III.14 Métodos para la medición de la corrosión

La mayoría de los métodos para la medición de la cantidad e intensidad de la corrosión, así como cierta ayuda cualitativa para determinar la influencia de la corrosión se presentan en la tabla No. 2. A menudo, el uso de dos o más métodos elimina las críticas dadas por métodos individuales.

TABLA No. 2

METODO	UTILIDAD	VENTAJAS DEL METODO	DEFECTOS DEL METODO
OBSERVACION VISUAL	PARA PRUEBAS DE CAMPO. PARA DETERMINAR SI EXISTE ALGUN DAÑO CORROSIVO. PARA DETERMINAR SI EL ATAQUE CORROSIVO ES UNIFORME O LOCALIZADO.	1.- SIMPLICIDAD 2.- DE GRAN VALOR EN UNION CON OTROS METODOS.	1.- ERROR PERSONAL 2.- LA ESTIMACION CUANTITATIVA DEL DAÑO ES IMPOSIBLE.
CAMBIO EN LA RESISTENCIA ELECTRICA	PARA PRUEBAS DE LABORATORIO O CAMPO EN AMBIENTES CASEOSOS O DE POBRE CONDUCTIVIDAD.	PRODUCE Poca O NINGUNA PERTURBACION DE LA MUESTRA, POR ELLO ES USADO PARA MEDICIONES DE CURVAS DE TIEMPO	1.- IMPOSIBLE DE DISTINGUIR ENTRE LA INFLUENCIA DE VARIOS TIPOS DE ATAQUE. 2.- SI SE EMPLEAN CONDUCTORES PEQUEÑOS EL ATAQUE PUEDE SER DIFERENTE EN CANTIDAD DE AQUEL EN UNA MUESTRA MÁS VOLUMINOSA.
ELECTROQUIMICO A.- POTENCIAL DE UN ELECTRODO	PARA ESTUDIAR LA FORMACION DEL FILM Y ANALISIS DE UN METAL, EN UN GRADO LIMITADO, LA ESTABILIDAD DE ÉSTE.	1.- DETERMINA, JUNTO A OTRAS MEDICIONES, QUE TIPO DE CONTROL OPERA ANÓDICO O CATÓDICO. 2.- DETERMINA CUALITATIVAMENTE LA ESTABILIDAD DE LA SUPERFICIE DEL FILM.	1.- NO MIDE LA CANTIDAD DEL ATAQUE PRODUCIDO. 2.- NO ES FÁCILMENTE INTERPRETADO.
B.- DIFERENCIA DE POTENCIAL ENTRE DOS METALES DIFERENTES	PARA ESTUDIAR EFECTOS GALVÁNICOS.	DETERMINA CUAL DE LOS DOS METALES ES PROBABLE A SER MÁS SEVERAMENTE CORROÍDO DEBIDO AL CONTACTO ELÉCTRICO CON EL OTRO EN LA PARTICULAR SOLUCIÓN USADA.	1.- DE NINGUNA MANERA UNA MEDICIÓN CUANTITATIVA.

MÉTODOS PARA LA DETERMINACIÓN DE LA CORROSIÓN

CAPITULO IV

IV.1 CONCLUSIONES

- 1.- Los principios y métodos de protección de estructuras, cables y tubería subterránea son simples, mas su aplicación efectiva en la práctica a fin de preservar dichas estructuras en un ambiente cuyas variables son complejas e incontrolables, es complicada. Cada problema de corrosión debe ser considerado como un experimento.
- 2.- La protección gradual de los recubrimientos radica en la combinación balanceada del pigmento y en el empleo de combinaciones más complejas donde cada tipo de aceite o resina contribuye al máximo rendimiento del sistema.
- 3.- Para que exista corrosión, debe haber una diferencia de potencial entre dos metales y un medio electrolítico que permita la conducción de corriente eléctrica. Uno de estos metales actúa como cátodo y el otro como ánodo. Si se aísla cualquiera de los tres componentes, no se produzca corrosión.
- 4.- La protección catódica es un método utilizado para prevenir la corrosión que opera pasando corriente eléctrica continua de ánodos de sacrificio a la estructura que se desea proteger.
- 5.- Un ánodo de sacrificio es un metal que se instala para que sufra de corrosión y no permita que la estructura que deseamos proteger se corra.
- 6.- El método más práctico para determinar si un sistema de protección catódica tipo rectificado o corriente impresa está funcionando correctamente, es midiendo el potencial entre la estructura que se está protegiendo y el medio electrolítico con referencia a una celda de sulfato de cobre. La estructura está totalmente protegida, si este potencial alcanza el valor de -0.85 voltios.
- 7.- Cuando diferentes metales en contacto eléctrico entre sí son expuestos a un electrolito, fluye una corriente desde uno hacia el otro, y esta corriente se denomina corriente galvánica. La corrosión galvánica es esa parte de corrosión del miembro anódico de la unión directamente relacionada a la corriente galvánica por la ley de Faraday.
- 8.- En el control de la corrosión por el método anódico o catódico, la protección total ocurre cuando las corrientes anódicas alcanzan el valor de cero. En este punto, no habrá caídas de tensión en el electrolito cerca de los ánodos.



IV.2 RECOMENDACIONES

- 1.- La aplicación de un sistema particular de protección debe ser precedido por un cuidadoso estudio de las condiciones particulares de las estructuras que se van a proteger, debido a que cada sistema tiene cierta sensibilidad a diferentes variables que propician la corrosión; entre estas variables, se deben considerar la resistividad del suelo, potencial de los metales y, en general, todo lo concerniente al medio ambiente en el que se está trabajando.
- 2.- Al utilizar un sistema de protección catódica tipo rectificador, es recomendable crear un plan de mantenimiento que le dé seguimiento a los valores de potencial aplicados, para asegurarse de que efectivamente se está protegiendo la estructura deseada.
- 3.- Para seleccionar un método de protección contra la corrosión, se deben considerar los beneficios económicos que se obtendrán en cada opción, así como las implicaciones operacionales que se van a aplicar y que cada una de éstas opciones puede traer.
- 4.- Al utilizar el método de protección por pintura o barnices, debe hacerse hincapié en la importancia de la apropiada preparación de la superficie y las condiciones de secado para alcanzar la máxima protección. El sistema ideal comprende un efectivo primer recubrimiento para inhibir la corrosión; su principal objetivo es la protección por estar expuesto a la intemperie.



BIBLIOGRAFIA

- 1.- **Catàlogo tècnic informatiu.** s.l.i.: Pinturas Fuller C.A., s.p.i., s.f.
- 2.- **Causes of undergrounded protection.** s.l.i.: Harco Corporation, s.p.i., 1976.
- 3.- **Electrical Maintenance Hints.** s.l.i.: Westinghouse, s.p.i., 1980.
- 4.- Fink, Donald G. **Standard handbook for electrical engineers.**, 12 th. edition.
s.l.i: Mcgraw-Hill Book Company, s.p.i., s.f.
- 5.- **Fundamental of cathodic protection.** s.l.i.: Harco Corporation, s.p.i., 1984.
- 6.- **Manual de mantenimiento industrial y catálogo de pinturas glidden,** s.l.i.: Pinturas Fuller C.A., s.p.i., s.f.
- 7.- Morales, Jorge., **Justificaciòn econòmica del uso de la elèctricidad como medio de protecciòn.** (tesis: Facultad de Ingenieria, Universidad de San Carlos) Guatemala : 1984.
- 8.- Rogers, T. Howard. **The marine corrosion handbook,** s.l.i, s.p.i., 1978.
- 9.- Saavedra, Leonidas. **Corrosiòn.** , s.l.i, s.p.i., 1978.
- 10.- Speller, Frank Newman .**Corrosion, causes and prevention,** s.l.i, s.p.i., 1980.
- 11.- West, John M. **Corrosiòn y oxidaciòn.** s.l.i, s.p.i., 1986.
- 12.- Wiley, John., **Electrical engineering handbook.** s.l.i, s.p.i., 1985.

