ภาคผนวก

มหาวิทยาลัยบูรพา
Burapha University

ภาคผนวก ก

ภาพการทดลอง

มหาวิทยาลัยบูรพา
Burapha University

ภาพที่ 7 ปิเปตชนิดพลาสติก

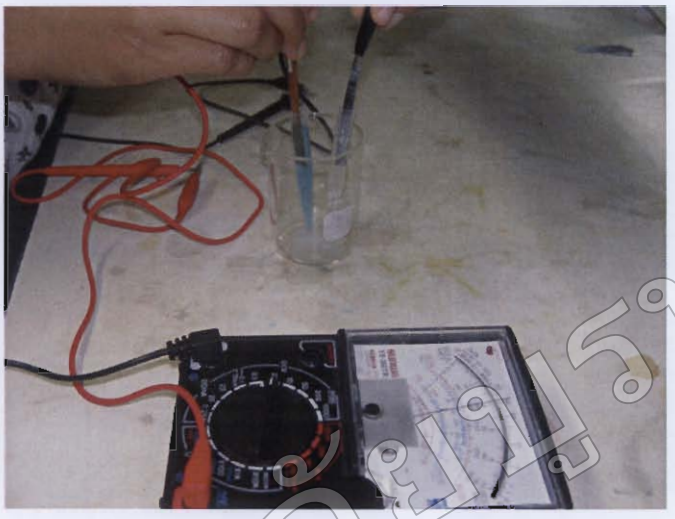
ภาพที่ 8 สะพานเกลือที่ทำสารละลายโพแทสเซียมไนเตรตผสมผงวุ้น

มหาวิทยาลัยบูรพา Burapha University

ภาพที่ 9 แผ่นโลหะทองแดง (ซ้าย) แผ่นโลหะสังกะสี (ขวา)

ภาพที่ 10 เซลล์กัลวานิกต้นทุนต่ำ

มหาวิทยาลัยบูรพา Burapha University



ภาพที่ 11 การวัดค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ด้วยเครื่องมัลติมิเตอร์

ภาพที่ 12 เซลล์กัลวานิกซึ่งที่มีความเข้มข้นของสารละลายต่างกัน

มหาวิทยาลัยบูรพา Burapha University

ภาพที่ 13 การต่อเซลล์กัลวานิก จำนวน 2 เซลล์

ภาพที่ 14 ลักษณะภายนอกของผลสาวรส

มหาวิทยาลัยบูรพา Burapha University

ภาพที่ 15 ลักษณะภายในของผลเสาวรส

ภาพที่ 16 น้ำมะนาว (ซ้าย) น้ำเสาวรส (กลาง) และน้ำมะเขือเทศ (ขวา)

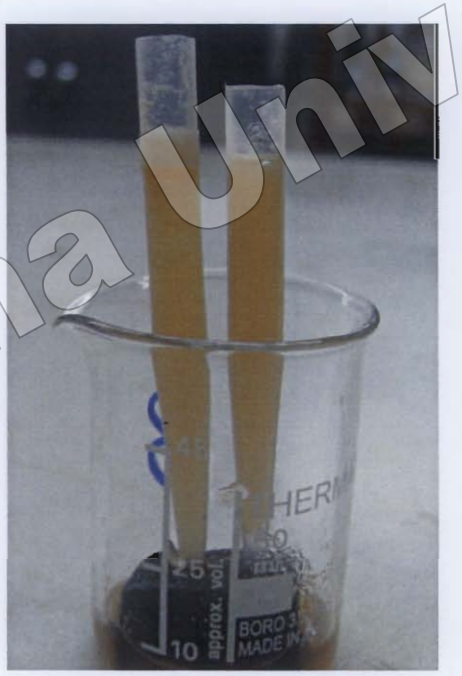
มหาวิทยาลัยบูรพา Burapha University

ภาพที่ 17 รุกขชาติโฟม

ภาพที่ 18 **เซลล์กัลวานิกจากน้ำมะนาว**

มหาวิทยาลัยบูรพา Burapha University

ภาพที่ 19 เซลล์กัลวานิกจากน้ำเสาวรส



ภาพที่ 20 เซลล์กัลวานิกจากน้ำมะเขือเทศ

มหาวิทยาลัยบูรพา Burapha University

ภาคผนวก ข

การคำนวณ

มหาวิทยาลัยบูรพา
Burapha University

การคำนวณค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์

	Reduction Half-Reaction		E° (V)	
Stronger oxidizing agent	$F_2(g) + 2\,e^-$	$\longrightarrow 2\,F^-(aq)$	2.87	Weaker reducing agent
	$H_2O_2(aq) + 2\,H^+(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow 2\,H_2O(l)$	1.78	
	$MnO_4^-(aq) + 8\,H^+(aq) + 5\,e^-$	$\longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4\,H_2O(l)$	1.51	
	$Cl_2(g) + 2\,e^-$	$\longrightarrow 2\,Cl^-(aq)$	1.36	
	$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14\,H^+(aq) + 6\,e^-$	$\longrightarrow 2\,Cr^{3+}(aq) + 7\,H_2O(l)$	1.33	
	$O_2(g) + 4\,H^+(aq) + 4\,e^-$	$\longrightarrow 2\,H_2O(l)$	1.23	
	$Br_2(l) + 2\,e^-$	$\longrightarrow 2\,Br^-(aq)$	1.09	
	$Ag^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Ag(s)$	0.80	
	$Fe^{3+}(aq) + e^-$	$\longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	0.77	
	$O_2(g) + 2\,H^+(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow H_2O_2(aq)$	0.70	
	$I_2(s) + 2\,e^-$	$\longrightarrow 2\,I^-(aq)$	0.54	
	$O_2(g) + 2\,H_2O(l) + 4\,e^-$	$\longrightarrow 4\,OH^-(aq)$	0.40	
	$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Cu(s)$	0.34	
	$Sn^{4+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	0.15	
	$2\,H^+(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow H_2(g)$	0	
	$Pb^{2+}(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow Pb(s)$	−0.13	
	$Ni^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Ni(s)$	−0.26	
	$Cd^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Cd(s)$	−0.40	
	$Fe^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Fe(s)$	−0.45	
	$Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Zn(s)$	−0.76	
	$2\,H_2O(l) + 2\,e^-$	$\longrightarrow H_2(g) + 2\,OH^-(aq)$	−0.83	
	$Al^{3+}(aq) + 3\,e^-$	$\longrightarrow Al(s)$	−1.66	
	$Mg^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Mg(s)$	−2.37	
Weaker oxidizing agent	$Na^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Na(s)$	−2.71	Stronger reducing agent
	$Li^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Li(s)$	−3.04	

ตารางที่ 9 ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานครึ่งเซลล์รีดักชันที่ 25 องศาเซลเซียส (เข้าถึงได้จาก http://www.il.mahidol.ac.th เมื่อวันที่ 26 เมษายน 2554)

การคำนวณศักย์ไฟฟ้าของเซลล์จากสมการของเนินสต์

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{2.303RT}{nF} \log Q$$

เมื่อ Q เป็นผลหารของปฏิกิริยาและเรียกสมการนี้ว่า สมการเนินสต์ ที่ สมดุล Q = K และ K คือ ค่าคงที่สมดุล จะได้ว่า

$$E_{cell} = E^{\circ}_{ccll} - \frac{2.303RT}{nF} \log K$$

ในการทดลองในแต่ละปฏิกิริยาความเข้มข้นของสารละลายแต่ละชนิดมีค่าเท่ากัน

$$K = 1$$

มหาวิทยาลัยบูรพา Burapha University

นั่นคือ $E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{2.303RT}{nF} \log 1$

$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - 0$

ดังนั้น $E_{cell} = E^{\circ}_{cell}$

ซึ่ง $E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{แคโทด} - E^{\circ}_{แอโนด}$

ค่าศักย์ไฟฟ้าจากการคำนวณของแต่ละเซลล์จึงมีค่าดังนี้

1. $Zn(s)|Zn^{2+}(aq)||Cu^{2+}(aq)|Cu(s)$

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น แอโนด : $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$

แคโทด : $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$

จาก $E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{แคโทด} - E^{\circ}_{แอโนด}$

นำค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานมาแทนค่า จะได้

$E^{\circ}_{cell} = +0.34 - (-0.76)$

$E^{\circ}_{cell} = +1.10$ โวลต์

2. $Pb(s)|Pb^{2+}(aq)||Cu^{2+}(aq)|Cu(s)$

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น แอโนด : $Pb(s) \rightarrow Pb^{2+}(aq) + 2e^-$

แคโทด : $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$

จาก $E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{แคโทด} - E^{\circ}_{แอโนด}$

นำค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานมาแทนค่า จะได้

$E^{\circ}_{cell} = +0.34 - (-0.13)$

$E^{\circ}_{cell} = +0.47$ โวลต์

3. $Zn(s)|Zn^{2+}(aq)||Pb^{2+}(aq)|Pb(s)$

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น แอโนด : $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$

แคโทด : $Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Pb(s)$

จาก $E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{แคโทด} - E^{\circ}_{แอโนด}$

นำค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานมาแทนค่า จะได้

$E^{\circ}_{cell} = -0.13 - (-0.76)$

$E^{\circ}_{cell} = +0.63$ โวลต์

มหาวิทยาลัยบูรพา Burapha University

ภาคผนวก ค

บทปฏิบัติการในหนังสือเรียนสาระการเรียนรู้พื้นฐานและเพิ่มเติม เคมี เล่ม 4

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี กระทรวงศึกษาธิการ

มหาวิทยาลัยบูรพา Burapha University

การทดลองเพื่อศึกษาการถ่ายโอนอิเล็กตรอนในเซลล์กัลวานิก

1. จุ่มแผ่นทองแดงขนาด 0.5 เซนติเมตร× 5.0 เซนติเมตร ลงในบีกเกอร์ขนาด 50 มิลลิลิตรที่มีสารละลาย $CuSO_4$ เข้มข้น 1.000 โมลาร์ ปริมาตร 20.0 ลูกบาศก์เซนติเมตร เขียนฉลาก $Cu(s)|Cu^{2+}(aq)$ ติดที่ข้างบีกเกอร์ และจุ่มแผ่นสังกะสีขนาด 0.5 เซนติเมตร× 5.0 เซนติเมตร ลงในบีกเกอร์ขนาด 50 มิลลิลิตรที่มีสารละลาย $ZnSO_4$ เข้มข้น 1.000 โมลาร์ ปริมาตร 20.0 ลูกบาศก์เซนติเมตร เขียนฉลาก $Zn(s)|Zn^{2+}(aq)$ ติดที่ข้างบีกเกอร์

2. นำบีกเกอร์ที่มีโลหะจุ่มอยู่ในสารละลายที่เตรียมไว้ในข้อ 1 มาวางชิดกัน ใช้สะพานเกลือ (ทำจากกระดาษกรองขนาด 1.0 เซนติเมตร× 8.0 เซนติเมตร ชุบสารละลายอิ่มตัว KNO_3) วางพาดบีกเกอร์ทั้งสองให้ปลายกระดาษจุ่มในสารละลายของแต่ละบีกเกอร์

3. ต่อแผ่นทองแดงและสังกะสีเข้ากับโวลต์มิเตอร์ สังเกตทิศทางการเบนของเข็มโวลต์มิเตอร์และอ่านค่าความต่างศักย์

4. สลับขั้วโวลต์มิเตอร์ สังเกตทิศทางการเบนของเข็มโวลต์มิเตอร์และอ่านค่าความต่างศักย์

5. ใช้หลอดไฟขนาด 1.0 โวลต์ มาต่อกับขั้วทองแดงและขั้วสังกะสีแทนโวลต์มิเตอร์ สังเกตการเปลี่ยนแปลง

6. ทำการทดลองเช่นเดียวกับข้อ 1-4 แต่ใช้ครึ่งเซลล์คู่ต่อไปนี้และเปลี่ยนสะพานเกลือใหม่ทุกครั้ง

$Cu(s)|Cu^{2+}(aq)$ กับ $Mg(s)|Mg^{2+}(aq)$

$Zn(s)|Zn^{2+}(aq)$ กับ $Mg(s)|Mg^{2+}(aq)$

$Cu(s)|Cu^{2+}(aq)$ กับ $Fe(s)|Fe^{2+}(aq)$

$Zn(s)|Zn^{2+}(aq)$ กับ $Fe(s)|Fe^{2+}(aq)$

$Fe(s)|Fe^{2+}(aq)$ กับ $Mg(s)|Mg^{2+}(aq)$

(สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี กระทรวงศึกษาธิการ, 2544)

มหาวิทยาลัยบูรพา Burapha University