

บทที่ 12

ไฟฟ้าเคมี

การนำปฏิกิริยาเคมีไปใช้ประโยชน์ ทางหนึ่งคือการเปลี่ยนรูปปฏิกิริยาเคมีเป็นพลังงานไฟฟ้า ซึ่งเป็นสาระที่อยู่ในหนังสือเรียนและคู่มือครูสาระการเรียนรู้พื้นฐานและเพิ่มเติมเคมี เล่ม 4 (กระทรวงศึกษาธิการ, 2549)

ปฏิกิริยารีดอกซ์

ไฟฟ้าเคมี เป็นสาขาหนึ่งของวิชาเคมีที่ศึกษาเกี่ยวกับการเปลี่ยนแปลงพลังงานโดยจะเปลี่ยนแปลงระหว่างพลังงานไฟฟ้ากับพลังงานเคมี

ปฏิกิริยาไฟฟ้าเคมี เป็นปฏิกิริยาเคมีที่ทำให้เกิดกระแสไฟฟ้า และในทางกลับกันการผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปในสารเคมีจะทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมีได้เช่นกัน ปฏิกิริยานี้จะมีทั้งการให้และรับอิเล็กตรอนระหว่างสาร

ปฏิกิริยารีดอกซ์ เป็นปฏิกิริยาที่อะตอมของธาตุหรือไอออนเกิดการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันหรือเรียกว่า มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอน ซึ่งปฏิกิริยานี้จะประกอบด้วยปฏิกิริยาออกซิเดชัน และปฏิกิริยารีดักชัน โดยปฏิกิริยาทั้ง 2 นี้จะเกิดขึ้นพร้อมกันเสมอ

ปฏิกิริยาออกซิเดชัน เป็นครึ่งปฏิกิริยาที่ในปฏิกิริยามีอะตอมของธาตุ หรือไอออนให้อิเล็กตรอนแล้วทำให้เลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้นเรียกธาตุหรือไอออนที่ให้อิเล็กตรอนแล้วทำให้เลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้นว่า **ตัวรีดิวซ์**

ปฏิกิริยารีดักชัน เป็นครึ่งปฏิกิริยาที่ในปฏิกิริยามีอะตอมของธาตุหรือไอออนรับอิเล็กตรอนแล้วทำให้เลขออกซิเดชันลดลง เรียกธาตุหรือไอออนที่รับอิเล็กตรอนแล้วทำให้เลขออกซิเดชันลดลงว่า **ตัวออกซิไดส์**

การเขียนสมการเคมีที่ถูกต้อง จะต้องดุลสมการโดยต้องดุลทั้งจำนวนอะตอมของธาตุแต่ละธาตุ และผลรวมประจุไฟฟ้าของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์ ซึ่งสามารถใช้เลขออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยาช่วยในการดุลสมการได้

การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้เลขออกซิเดชัน มีขั้นตอนดังนี้

1. หาเลขออกซิเดชันของธาตุหรือไอออน ในปฏิกิริยาที่เพิ่มและลด
2. ทำเลขออกซิเดชันที่เพิ่มขึ้นของตัวรีดิวซ์และเลขออกซิเดชัน ที่ลดลงของตัวออกซิไดส์ ให้เท่ากัน
3. คูณจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุและผลรวมประจุไฟฟ้าทั้งทางซ้ายและทางขวาของสมการให้เท่ากัน

การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้ครึ่งปฏิกิริยา มีหลายวิธีในกรณีที่ใช้วิธีไอออนอิเล็กตรอน มีขั้นตอนดังนี้

1. แยกสมการออกเป็นครึ่งปฏิกิริยา ได้ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน และครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน

2. คูณจำนวนอะตอมและประจุไฟฟ้าของแต่ละสารในแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากันโดยมีลำดับดังนี้

- 2.1. คูณจำนวนอะตอมที่ไม่ใช่ออกซิเจนและไฮโดรเจน
- 2.2. คูณจำนวนอะตอมออกซิเจนโดยการเติมน้ำ (H_2O)
- 2.3. คูณจำนวนอะตอมไฮโดรเจนโดยการเติมไฮโดรเจนไอออน (H^+)
- 2.4. คูณจำนวนประจุไฟฟ้าโดยการเติมอิเล็กตรอน

3. รวมสองครึ่งปฏิกิริยาเข้าด้วยกันแล้วตัดจำนวนอิเล็กตรอนและโมเลกุลน้ำ (H_2O) ออกทั้งสองด้านด้วยจำนวนที่เท่ากัน

4. ในกรณีที่ปฏิกิริยาเกิดสารละลายเบส สมการที่ดุลแล้ว ควรมีไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-)ปรากฏอยู่ด้วย จึงต้องเติม OH^- ทั้งสองด้านเพื่อให้ OH^- รวมกับ H^+ เกิดเป็นน้ำ (H_2O)

เซลล์ไฟฟ้าเคมี

เซลล์ไฟฟ้าเคมี มี 2 ประเภท

1. เซลล์กัลวานิก หรือเซลล์โวลตาอิก เป็นเซลล์ไฟฟ้าเคมีที่สารทำปฏิกิริยากันแล้วให้กระแสไฟฟ้า

2. เซลล์อิเล็กโทรไลต์ เป็นเซลล์ไฟฟ้าเคมีที่ต้องผ่านกระแสไฟฟ้าจากภายนอกเข้าไปทำให้สารเกิดปฏิกิริยาเคมี

เซลล์กัลวานิก

ครึ่งเซลล์ คือ ระบบที่ประกอบด้วยโลหะจุ่มอยู่ในสารละลายที่มีไอออนของโลหะนั้น

(สารละลายอิเล็กโทรไลต์) เขียนสัญลักษณ์ ได้ดังนี้



เรียกโลหะในแต่ละครึ่งเซลล์ว่าขั้วไฟฟ้า ในแต่ละครึ่งเซลล์จะมีสารที่ทำหน้าที่เป็นตัวออกซิไดส์หรือ ตัวรีดิวซ์ แล้วแต่กรณี

การนำครึ่งเซลล์ 2 ครึ่งเซลล์ ที่ต่างกันมาต่อกันด้วยสะพานเกลือ และนำทั้ง 2 ขั้วไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ไปต่อกับวงจรภายนอกจะได้ เซลล์กัลวานิก

สะพานเกลือ เกิดจากสารละลายอิมตัวของเกลือบางชนิด เช่น KCl NH_4NO_3 หรือเกลือชนิดอื่นๆที่ไม่ไปทำปฏิกิริยากับสารละลาย อิเล็กโทรไลต์ที่อยู่ในครึ่งเซลล์ทั้ง 2 โดยไอออนบวกและไอออนลบของสารละลายที่เป็นสะพานเกลือจะต้องมีความสามารถในการเคลื่อนที่ในสารละลายใกล้เคียงกัน

ขั้วไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ ที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน เรียกว่า แอโนด

ขั้วไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ ที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน เรียกว่า แคโทด

เซลล์กัลวานิก ถ้าปล่อยทิ้งไว้นานๆกระแสไฟฟ้าอาจหยุดไหล ทั้งนี้เพราะศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ ทั้ง 2 มีค่าเท่ากัน สามารถวัดค่าศักย์ไฟฟ้าได้โดยต่อเข้ากับโวลต์มิเตอร์ และต้องทดสอบดูก่อนว่าเข็มโวลต์มิเตอร์เบนไปทางด้านที่มีสเกล ถ้าเข็มเบนในทิศตรงข้ามให้สลับขั้วไฟฟ้าโดยทั่วไปครึ่งเซลล์ที่ต่อกับขั้วลบของมิเตอร์จะเสียอิเล็กตรอน ครึ่งเซลล์ที่ต่อกับขั้วบวกจะรับอิเล็กตรอน

หลักการเขียนแผนภาพเซลล์กัลวานิก

1 . ให้เขียนครึ่งเซลล์ออกซิเดชันไว้ทางซ้าย แล้วคั่นด้วยสะพานเกลือ (||) ต่อด้วยครึ่งเซลล์รีดักชันไว้ทางขวา

2 . แต่ละครึ่งเซลล์ให้เขียนขั้วไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ออกซิเดชันไว้ทางด้านซ้ายสุดและครึ่งเซลล์รีดักชันไว้ทางด้านขวาสุด โดยใช้เส้นเดี่ยว (|) คั่นระหว่างสารที่มีสถานะแตกต่างกัน แต่ถ้าสารอยู่ในสถานะเดียวกันจะใช้เครื่องหมายจุด (,) คั่นและระบุสถานะของสารว่าเป็น (s) , (l) , (g) หรือ (aq)

3 . กรณีที่ครึ่งเซลล์เป็นแก๊ส หรือ ครึ่งเซลล์ประกอบด้วยสารละลายอิเล็กโทรไลต์มากกว่า 1 ชนิด ให้ใช้ขั้วไฟฟ้าเฉื่อยที่ทำจากวัสดุนำไฟฟ้าที่ไม่ทำปฏิกิริยากับแก๊สหรืออิเล็กโทรไลต์เป็นขั้วไฟฟ้า เช่น ขั้วแพลทินัม ขั้วคาร์บอน ในกรณีที่ครึ่งเซลล์เป็นแก๊ส ให้ระบุความดันของแก๊สไว้ในวงเล็บ โดยใช้เครื่องหมายจุดคั่นระหว่างสถานะกับความดัน

4 . ความเข้มข้นของไอออนในสารละลายให้ระบุโดยเขียนความเข้มข้นไว้ในวงเล็บตัวอย่าง เช่น $Zn (s) / Zn^{2+} (aq) 1 \text{ mol} / dm^3, // Cu^{2+} (aq), 1 \text{ mol} / dm^3, / Cu (s)$

เมื่อนำครึ่งเซลล์ทั้ง 2 ครึ่งเซลล์มาต่อกันเป็นเซลล์กัลวานิก อิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่จากขั้วที่มีศักย์ไฟฟ้าต่ำไปศักย์ไฟฟ้าสูง ความต่างศักย์ที่วัดได้ เรียกว่า ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์มีหน่วยเป็นโวลต์

การหาค่าศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์จะเทียบกับครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐาน ซึ่งมีศักย์ไฟฟ้ามาตรฐาน เท่ากับ 0.00 โวลต์

ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์ (E°) คือ ค่าศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ที่อยู่ในภาวะมาตรฐาน โดยขั้วไฟฟ้าจะจุ่มอยู่ในสารละลายที่มีความเข้มข้นของไอออนเท่ากับ 1 mol / dm^3 มีอุณหภูมิ 25°C ในกรณีที่สารนั้นมีสถานะเป็นแก๊ส จะกำหนดให้มีความดัน 1 บรรยากาศ ซึ่งการหาค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์นี้ทำได้โดย ต่อครึ่งเซลล์มาตรฐานที่ต้องการหาค่าเข้ากับครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐาน และวัดค่าศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์นั้น

ค่าศักย์ไฟฟ้ารีดักชันของครึ่งเซลล์ จะบอกถึงความสามารถในการเกิดปฏิกิริยารีดักชัน โดยค่านี้ไม่ขึ้นกับสัมประสิทธิ์แสดงจำนวนโมลของสาร ขนาดของขั้วไฟฟ้าและจำนวนอิเล็กตรอนที่ถ่ายโอน แต่ขึ้นกับความเข้มข้น ความดัน และอุณหภูมิ ในการคำนวณหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์จึงไม่จำเป็นต้องนำสัมประสิทธิ์แสดงจำนวนโมลของสารที่ใช้ในการดุลครึ่งปฏิกิริยามาคูณกับค่า E° ของครึ่งเซลล์

ค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ = ศักย์ไฟฟ้าแคโทด - ศักย์ไฟฟ้าแอโนด
หรือ E° เซลล์ = E° แคโทด - E° แอโนด

กรณีที่ครึ่งเซลล์รีดักชัน มีค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานเป็นบวก ตัวออกซิไดส์ในครึ่งเซลล์นั้นจะสามารถชิงอิเล็กตรอนได้ดีกว่าไอออนในครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐาน แต่ถ้ามีค่าเป็นลบ ตัวออกซิไดส์นั้น จะชิงอิเล็กตรอนได้น้อยกว่าไฮโดรเจนไอออนในครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐาน จึงสามารถใช้ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์ มาพิจารณาความสามารถในการเป็นตัวออกซิไดส์ หรือตัวรีดิวซ์ได้ โดยสารที่มีค่า E° สูง จะเป็นตัวออกซิไดส์ดีกว่าสารที่มีค่า E° ต่ำ นอกจากนี้ยังสามารถใช้ทำนายทิศทางการเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ได้เมื่อนำครึ่งเซลล์ทั้ง 2 มาต่อกัน

เซลล์กัลวานิก มี 2 ประเภท

- 1 . เซลล์ปฐมภูมิ เมื่อเกิดปฏิกิริยาเคมีแล้วเกิดอย่างสมบูรณ์ และจะไม่สามารถนำมาใช้ได้อีก เช่น ถ่านไฟฉาย เซลล์แอลคาไลน์ เซลล์ปรอท เซลล์เงิน เซลล์เชื้อเพลิง เป็นต้น
- 2 . เซลล์ทุติยภูมิ เมื่อเกิดปฏิกิริยาเคมีแล้วสามารถเกิดปฏิกิริยาผันกลับได้ โดยการอัดไฟ หรือประจุไฟ เช่น เซลล์สะสมไฟฟ้าแบบตะกั่ว เซลล์นิกเกิล - แคดเมียม เซลล์โซเดียม - ซัลเฟอร์ เป็นต้น

เซลล์อิเล็กโทรไลต์

เซลล์อิเล็กโทรไลต์ เกิดจากขั้วไฟฟ้า 2 ขั้วจุ่มอยู่ในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ (อิเล็กโทรไลต์ เหลว) เมื่อให้ไฟฟ้ากระแสตรงไหลผ่านเข้าไปในเซลล์จะเกิดปฏิกิริยาที่ขั้วทั้ง 2 โดยแอโนด จะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน ขั้วแคโทดเกิดปฏิกิริยารีดักชัน

กระบวนการอิเล็กโทรลิซิส เป็นการผ่านไฟฟ้ากระแสตรงลงในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ และเกิดปฏิกิริยาเคมีขึ้นที่ขั้วไฟฟ้าทั้ง 2

หลักการของเซลล์อิเล็กโทรไลต์ สามารถนำไปใช้ประโยชน์ทางอุตสาหกรรมได้หลายอย่าง เช่น การแยกสารเคมีด้วยกระแสไฟฟ้า , การชุบโลหะ และการทำให้โลหะให้บริสุทธิ์

การชุบโลหะด้วยกระแสไฟฟ้า เป็นการทำให้โลหะชนิดหนึ่งเคลือบอยู่บนผิวของโลหะอีกชนิดหนึ่ง มีหลักการดังนี้

- 1 . นำวัตถุที่ต้องการชุบไปต่อที่ขั้วลบ(แคโทด)ของแบตเตอรี่ => ขั้วนี้จะหนาขึ้นเรื่อยๆ
- 2 . นำโลหะบริสุทธิ์ที่ใช้ชุบต่อเข้ากับขั้วบวก (แอโนด)ของแบตเตอรี่=> ขั้วนี้จะกร่อนไปเรื่อยๆ

- 3 . สารละลายอิเล็กโทรไลต์ ต้องมีไอออนของโลหะชนิดเดียวกับโลหะที่เป็นขั้วแอโนด และต้องมีความเข้มข้นที่เหมาะสม

- 4 . ใช้ไฟฟ้ากระแสตรงเท่านั้นเพื่อให้ขั้วไฟฟ้าคงเดิมตลอดเวลาที่ชุบโลหะทั้งขั้วบวกและขั้วลบ และปรับค่าความต่างศักย์ให้มีความเหมาะสมตามชนิดและขนาดของชิ้นโลหะที่ต้องการชุบ

- 5 . ถ้าต้องการให้ได้ชิ้นงานที่เรียบและสวยไม่ควรชุบนานเกินไป

การทำโลหะให้บริสุทธิ์ มีหลักการดังนี้

- 1 . ให้โลหะบริสุทธิ์อยู่ที่ขั้วลบ(แคโทด) ของแบตเตอรี่
- 2 . โลหะที่ไม่บริสุทธิ์อยู่ที่ขั้วบวก(แอโนด) ของแบตเตอรี่
- 3 . สารละลายอิเล็กโทรไลต์ที่มีไอออนชนิดเดียวกับแอโนด
- 4 . ใช้ไฟฟ้ากระแสตรง

หลักการของเซลล์อิเล็กโทรไลต์ที่ใช้ทำโลหะให้บริสุทธิ์ ปัจจุบันสามารถนำมาใช้ประโยชน์ในอุตสาหกรรมการผลิตทองแดง , อะลูมิเนียม และแมกนีเซียม

การผุกร่อนของโลหะเกิดขึ้นเนื่องจากโลหะเสียอิเล็กตรอนได้ง่ายและง่ายแตกต่างกัน เช่น โลหะเหล็กจะเสียอิเล็กตรอนได้ง่ายกว่าโลหะทองแดง และเงิน เหล็กจึงผุกร่อนได้เร็วกว่าการป้องกันการผุกร่อนทำได้โดยป้องกันไม่ให้โลหะเสียอิเล็กตรอน

การผุกร่อนของโลหะเหล็กหรือ การเกิดสนิมเหล็ก เกิดจากเหล็กเสียอิเล็กตรอนให้แก่ น้ำ และออกซิเจนในอากาศ ดังนั้นถ้าต้องการป้องกันไม่ให้เหล็กผุกร่อนเกิดเป็นสนิมต้อง ป้องกันไม่ให้เสียอิเล็กตรอน ซึ่งทำได้หลายวิธี เช่น การทาสี, ทาน้ำมันหรือ เคลือบด้วย พลาสติก , การชุบด้วยโลหะที่เสียอิเล็กตรอนยากเช่น ชุบด้วยดีบุก ,เงิน ฯลฯ การทำให้โลหะ มีสภาวะเป็นแคโทดหรือคล้ายแคโทด (โดยพับโลหะที่ไม่ต้องการให้ผุกร่อนด้วยโลหะที่มี ศักย์ไฟฟ้าต่ำกว่า) เรียกว่า วิธีแคโทดิก , การทาผิวโลหะด้วยสารยับยั้งการสึกกร่อน เช่น เกลือโครเมต , วิธีอะโนไดซ์ ซึ่งเป็นวิธีการทำให้พื้นผิวของโลหะเกิดออกไซด์อย่างสม่ำเสมอ และการรมดำ ซึ่งเป็นกรทำให้เกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ขึ้นในโลหะเหล็กเพื่อเปลี่ยนผิวเหล็กไปเป็น สารประกอบ FeO (OH) ที่เรียกว่า Cepidiocrocite ที่มีสีน้ำตาลดำ สารประกอบนี้ไม่เกิดสนิม จึงป้องกันการผุกร่อนได้ ในปัจจุบันมีการพัฒนาการป้องกันการผุกร่อนของโลหะมากขึ้นจึงมี การใช้ระบบหล่อเย็น แบบปิดป้องกันการผุกร่อนของโลหะเหล็กด้วย

เนื่องจากเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์ไฟฟ้าเคมี มีมากขึ้นจึงทำให้มีการพัฒนา เครื่องมือ เครื่องใช้ และวัสดุอุปกรณ์ต่างๆ เช่น แบตเตอรี่อิเล็กโทรไลต์แข็ง , แบตเตอรี่อากาศ และการทำอิเล็กโทรไดอะลิซิสน้ำทะเล

สรุป

จากความรู้ที่ว่าพลังงานแปรรูปได้ ทำให้เราสามารถนำปฏิกิริยาเคมีมาใช้ในรูปของ พลังงานไฟฟ้าได้ เช่นการทำเซลล์กัลวานิก และเซลล์ไฟฟ้าชนิดอื่นๆ เพื่อนำมาใช้ประโยชน์ ในอุตสาหกรรมหลายๆด้าน เช่นการทำโลหะให้บริสุทธิ์ การชุบโลหะ ฯลฯ

แบบฝึกหัด

จงตอบคำถามต่อไปนี้

1. จงเปรียบเทียบเซลล์กัลวานิก กับเซลล์อิเล็กโทรไลต์
2. จงบอกวิธีทำโลหะให้บริสุทธิ์
3. การชุบโลหะวิธีการและหลักการอย่างไร