

บทที่ 8

เคมีคำนวณ (ต่อ)

สารเคมีที่จะกล่าวในบทนี้ประกอบด้วย สมดุลเคมี กรด – เบส และไฟฟ้าเคมี ซึ่งเป็นสารที่อยู่ในหนังสือเรียนและคู่มือครูสาระการเรียนรู้พื้นฐานและเพิ่มเติมเคมี เล่ม 3 และ 5 ตามลำดับ (กระทรวงศึกษาธิการ.2547 และ 2549) และเทคโนโลยีการกักตกร่อน(กัญจนา ตระกูลคุ. 2534)

สมดุลเคมี

สารที่เกิดการเปลี่ยนแปลงจะเกิดได้หลายลักษณะ เช่น การเปลี่ยนสถานะ การเกิดสารละลาย การเกิดปฏิกิริยาเคมี เป็นต้น ในกรณีที่เกิดปฏิกิริยา ถ้าสารตั้งต้นเปลี่ยนไปเป็นผลิตภัณฑ์ทั้งหมดแสดงว่าปฏิกิริยาดำเนินไปในทิศทางเดียว ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นจะเกิดขึ้นอย่างสมบูรณ์ แต่ในบางปฏิกิริยาผลิตภัณฑ์สามารถเปลี่ยนกลับเป็นสารตั้งต้นได้ เราจะเรียกปฏิกิริยาที่สามารถเกิดไปข้างหน้าและย้อนกลับได้ว่า ปฏิกิริยาผันกลับได้ การแสดงปฏิกิริยาผันกลับได้จะใช้เครื่องหมายลูกศร 2 อัน (\rightleftharpoons) แทน ~~←~~ผันกลับ ดังนี้



การที่สารตั้งต้น A และ B ทำปฏิกิริยากันเกิดเป็นผลิตภัณฑ์ C และ D เรียกว่าปฏิกิริยาไปข้างหน้า ส่วนสารผลิตภัณฑ์ C และ D ทำปฏิกิริยากันแล้วเปลี่ยนกลับเป็นสารตั้งต้น A และ B เรียกว่า ปฏิกิริยาย้อนกลับ ปฏิกิริยาที่มีทั้งปฏิกิริยาไปข้างหน้า และย้อนกลับอยู่ในสมการเดียวกันเรียกปฏิกิริยาผันกลับได้

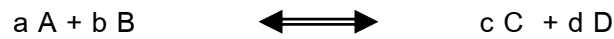
ภาวะสมดุล หมายถึง ภาวะที่ระบบเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า และปฏิกิริยาย้อนกลับด้วยอัตราเร็วที่เท่ากัน และมีสมบัติของระบบคงที่

สมดุลไดนามิก หมายถึง สมดุลของระบบที่มีการเปลี่ยนแปลงไปข้างหน้า และย้อนกลับด้วยอัตราเร็วที่เท่ากันเกิดต่อเนื่องกันตลอดเวลา

การเกิดภาวะสมดุลระบบต้องเป็นระบบปิด และเป็น การเปลี่ยนแปลงที่ผันกลับได้ โดยมีอัตราเร็วที่เท่ากันเกิดต่อเนื่องกันตลอดเวลา ทำให้ความเข้มข้นของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์มีค่าคงที่ ณ อุณหภูมินั้นๆ

ค่าคงที่สมดุล (แทนด้วยค่า K) หมายถึง อัตราส่วนระหว่างความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ต่อความเข้มข้นของสารตั้งต้น ณ ภาวะสมดุล

ถ้าสาร A จำนวน a โมล ทำปฏิกิริยาพอดีกับสาร B จำนวน b โมล จะได้สาร C จำนวน c โมล และสาร D จำนวน d โมล เมื่อเกิดภาวะสมดุลสามารถเขียนสมการเคมีแทนได้ดังนี้



จากสมการนี้สามารถเขียนค่าคงที่สมดุลของสารในปฏิกิริยาเคมี ณ อุณหภูมิหนึ่งได้ดังนี้

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

จากสมการข้างต้นค่าคงที่สมดุลบอกให้ทราบถึงปริมาณของสารตั้งต้น และสารผลิตภัณฑ์ในปฏิกิริยา ณ ภาวะสมดุล

ประเภทของสมดุล มี 2 ประเภท ดังนี้

1. สมดุลเอกพันธ์ คือ ภาวะสมดุลที่เกิดในปฏิกิริยาที่มีสารตั้งต้น และผลิตภัณฑ์อยู่ในวัฏภาคเดียวกันทั้งหมด
2. สมดุลวิวิธพันธ์ คือ ภาวะสมดุลที่เกิดในปฏิกิริยาที่สารตั้งต้น และผลิตภัณฑ์มีวัฏภาคต่างกัน

ในปฏิกิริยาที่มีสารเป็นของเหลวบริสุทธิ์ หรือ ของแข็งบริสุทธิ์ ให้ถือว่าสารบริสุทธิ์มีความเข้มข้นคงที่ ดังนั้นค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาจึงไม่ต้องเขียนสารเหล่านี้ในอัตราส่วน และไม่นิยมใส่หน่วยของค่าคงที่สมดุล ในปฏิกิริยาเดียวกันผลคูณของค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาไปข้างหน้า กับค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาย้อนกลับมีค่าเท่ากับ 1

$$K_1 \cdot K_2 = 1$$

K_1 , K_2 คือ ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาไปข้างหน้าและปฏิกิริยาย้อนกลับ ตามลำดับ

เนื่องจากปฏิกิริยาเดียวกันสามารถเขียนสมการที่ดุลแล้วได้มากกว่า 1 สมการ ดังนั้นค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาจึงอาจแตกต่างกันได้ ถ้าตัวเลขที่ใช้ในการดุลสมการแตกต่างกัน ดังนั้นถ้าต้องการระบุค่าคงที่สมดุล จะต้องเขียนสมการของปฏิกิริยาที่ภาวะสมดุลด้วยเสมอ สำหรับปฏิกิริยาเคมีที่เกิดจากปฏิกิริยาย่อยหลายๆขั้น ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยารวมจะมีค่าเท่ากับผลคูณของค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาย่อยในแต่ละขั้น

$$K_{\text{รวม}} = K_1 \cdot K_2 \dots\dots\dots K_n$$

K_1 , K_2 , K_n คือ ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาย่อยในแต่ละขั้น

ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยา เป็น อัตราส่วนระหว่างความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์กับสารตั้งต้น ณ ภาวะสมดุลที่อุณหภูมิหนึ่งๆ ถ้าค่าคงที่สมดุลมีค่ามากกว่า 1 แสดงว่ามีผลิตภัณฑ์มากกว่าสารตั้งต้น แต่ถ้าค่าคงที่สมดุลมีค่าน้อยกว่า 1 แสดงว่ามีผลิตภัณฑ์น้อยกว่าสารตั้งต้น โดยค่าคงที่สมดุลจะไม่สามารถบอกได้ว่าปฏิกิริยานั้นๆ เกิดขึ้นเร็วหรือช้า นั่นคือถ้าเราทราบค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยา ณ อุณหภูมิหนึ่ง จะคำนวณหาปริมาณของผลิตภัณฑ์หรือสารตั้งต้น ณ ภาวะสมดุลนั้นได้

ปัจจัยที่มีผลต่อภาวะสมดุลของระบบ มีดังนี้

1. ความเข้มข้น การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสาร มีผลต่อภาวะสมดุลของระบบ โดยจะทำให้ภาวะสมดุลของระบบเกิดการเปลี่ยนแปลง แต่ไม่มีผลต่อค่าคงที่สมดุล
2. ความดัน การเปลี่ยนแปลงความดันจะมีผลต่อภาวะสมดุลของระบบที่เป็นแก๊สเท่านั้น โดยระบบที่เป็นแก๊สนั้นต้องมีจำนวนโมลของสารตั้งต้น และสารผลิตภัณฑ์ไม่เท่ากัน จึงจะทำให้ภาวะสมดุลของระบบเกิดการเปลี่ยนแปลง แต่ไม่มีผลต่อค่าคงที่สมดุล
3. อุณหภูมิ การเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิของระบบ จะมีผลให้ภาวะสมดุลของระบบเกิดการเปลี่ยนแปลง โดยค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาเคมีจะคงที่ ณ อุณหภูมิหนึ่ง แต่ถ้าเปลี่ยนอุณหภูมิค่าคงที่นี้ก็เปลี่ยนแปลงด้วย โดยจะเปลี่ยนในลักษณะที่เพิ่มขึ้นหรือลดลง ขึ้นอยู่กับว่าระบบเป็นปฏิกิริยาเคมีประเภทใด สำหรับปฏิกิริยาคายความร้อน การลดอุณหภูมิจะทำให้ได้ผลิตภัณฑ์มากขึ้น ค่าคงที่สมดุลจึงสูงขึ้น ส่วนปฏิกิริยาดูดความร้อนการลดอุณหภูมิจะทำให้ได้ผลิตภัณฑ์น้อยลง ค่าคงที่สมดุลจึงต่ำลง

ภาวะสมดุลของระบบสามารถถูกรบกวนได้ โดยเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสาร, ความดัน และอุณหภูมิ เมื่อระบบที่เคยอยู่ในภาวะสมดุลถูกรบกวนโดยการเปลี่ยนแปลงดังกล่าว ก็จะมีผลต่อภาวะสมดุลของระบบ โดยระบบจะเกิดการเปลี่ยนแปลงไปในทิศทางที่จะลดผลของการรบกวนนั้น เพื่อปรับให้ระบบกลับเข้าสู่ภาวะสมดุลอีกครั้ง ข้อสรุปนี้ถูกคิดขึ้นโดยองรี – ลุย เลอชาเตอลิเอ จึงเรียกว่า **หลักของเลอชาเตอลิเอ**

หลักของเลอชาเตอลิเอ สามารถใช้ทำนายทิศทางการดำเนินไปของปฏิกิริยาได้ว่าจะดำเนินไปข้างหน้าหรือย้อนกลับ เพื่อเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่ เมื่อมีการรบกวนภาวะสมดุลของระบบ จึงเป็นหลักการที่มีประโยชน์ เพราะสามารถนำมาประยุกต์ใช้ในอุตสาหกรรมได้ หลักการในโรงงานอุตสาหกรรม จะมุ่งเน้นการผลิตสารให้ได้ผลิตภัณฑ์จำนวนมากในเวลาที่น้อยและมีการลงทุนที่ต่ำ จึงต้องใช้หลักของเลอชาเตอลิเอประกอบการพิจารณาให้ได้ผลิตภัณฑ์มากๆ เช่น การผลิตแก๊สแอมโมเนีย ด้วยกระบวนการฮาเบอร์ จะใช้หลักของเลอชาเตอลิเอควบคู่กับความรู้เรื่องปัจจัยที่มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี ทำให้ได้ผลิตภัณฑ์

จำนวนมากโดยลงทุนเพียงเล็กน้อย

กระบวนการฮาเบอร์ เป็นการผลิตแก๊สแอมโมเนียในอุตสาหกรรม โดยให้แก๊ส N_2 และ H_2 ทำปฏิกิริยากันที่อุณหภูมิและความดันสูง โดยมีเหล็กเป็นตัวเร่งปฏิกิริยา

หลักของสมดุลเคมีสามารถใช้อธิบายได้ทั้งกระบวนการที่เกี่ยวข้องกับการดำรงชีวิต และปรากฏการณ์ที่เกิดขึ้นในธรรมชาติ หรือสิ่งแวดล้อม เช่นการเกิดอาการไฮพอกเซีย การเกิดหินงอกหินย้อย เป็นต้น

หมายเหตุ ไฮพอกเซีย เป็นอาการที่เกิดจากการที่มีออกซิเจนไปเลี้ยงเนื้อเยื่อของร่างกาย ไม่เพียงพอทำให้ปวดศีรษะคลื่นไส้ และอ่อนเพลีย ถ้าเป็นรุนแรงอาจถึงตายได้

กรด – เบส

สารละลายอิเล็กโทรไลต์ คือ สารละลายที่ละลายน้ำแล้วสามารถแตกตัวเป็นไอออน และนำไฟฟ้าได้ เรียกสารที่แตกตัวเป็นไอออนบวกและไอออนลบในสารละลายว่า สารอิเล็กโทรไลต์

สารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์ คือ สารละลายที่ละลายน้ำแล้วไม่สามารถแตกตัวเป็นไอออนและไม่นำไฟฟ้า เรียกสารที่ไม่สามารถแตกตัวเป็นไอออนในสารละลายว่า สารนอนอิเล็กโทรไลต์

สารละลาย เมื่อใช้กระดาษลิตมัสทดสอบ จะจำแนกได้ 3 กลุ่ม คือ สารละลายกรด (เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากน้ำเงินเป็นแดง) , สารละลายเบส(เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากแดงเป็นน้ำเงิน) , สารละลายที่เป็นกลาง(ไม่เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัส)

สารละลาย เมื่อใช้การนำไฟฟ้าเป็นเกณฑ์ จะแบ่งได้ 2 ชนิด

1. สารละลายอิเล็กโทรไลต์แก่ คือ สารละลายที่นำไฟฟ้าได้ดี โดยจะแตกตัวเป็นไอออนได้หมด

2. สารละลายอิเล็กโทรไลต์อ่อน คือ สารละลายที่นำไฟฟ้าได้น้อย เพราะแตกตัวเป็นไอออนได้น้อย

สารละลายอิเล็กโทรไลต์ หรือสารที่นำไฟฟ้าได้ อาจจะมีสมบัติเป็นกรด เบส หรือกลางก็ได้ แต่สารที่มีสมบัติเป็นกลาง จะมีทั้งสารที่นำไฟฟ้าได้และไม่สามารถนำไฟฟ้า

สารละลายกรดทุกชนิด จัดเป็นสารละลายอิเล็กโทรไลต์ โดยจะเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นแดงเหมือนกัน แสดงว่า มีไอออนบางชนิดที่เหมือนกันและแสดงสมบัติเป็นกรด นั่นคือไฮโดรเนียมไอออน(H_3O^+) กับไอออนลบ ซึ่งจะแตกต่างกันไปขึ้นกับชนิดของกรด

สารละลายเบสทุกชนิด จัดเป็นสารละลายอิเล็กโทรไลต์ โดยจะเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัส

จากสีแดงเป็นน้ำเงินเหมือนกัน แสดงว่า มีไอออนบางชนิดที่เหมือนกันและแสดงสมบัติเป็นเบสนั้นคือ ไฮดรอกไซด์ไอออน(OH⁻) กับไอออนบวก ซึ่งจะแตกต่างกันไปขึ้นกับชนิดของเบส

อาร์เรเนียส ตั้งทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียสขึ้นโดยมีนิยามว่า “กรด คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H⁺) และเบส คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH⁻) ”

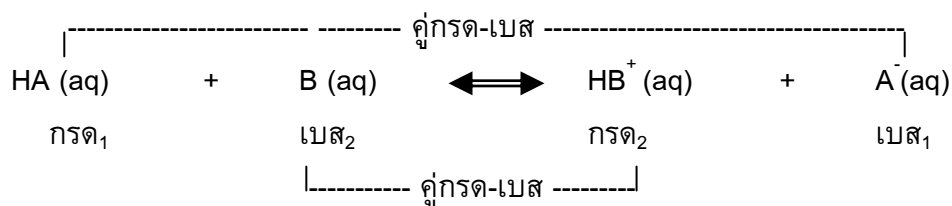
เบรินสเตด และลาวรี ตั้งทฤษฎีกรด - เบส เบรินสเตด-ลาวรีขึ้นโดยมีนิยามว่า “ กรด คือ สารที่ให้โปรตอนแก่สารอื่นได้ และเบส คือ สารที่รับโปรตอนจากสารอื่นได้ ”

หมายเหตุ โปรตอน หรือไฮโดรเจนไอออน หมายถึง ไอออนที่เกิดจากอะตอมของไฮโดรเจนที่เสียอิเล็กตรอนไป 1 อิเล็กตรอน ใช้สัญลักษณ์ H⁺

จากทฤษฎีของเบรินสเตด-ลาวรี ทำให้ทราบว่า มีสารบางชนิดสามารถให้และรับโปรตอนได้ จึงเป็นได้ทั้งกรดและเบส

ลิวอิส ตั้งทฤษฎีกรด-เบสลิวอิสขึ้น โดยนิยามว่า “กรด คือ สารที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอนจากสารอื่นได้ และเบส คือ สารที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอนแก่สารอื่นได้ ”

จากทฤษฎีกรด-เบสลิวอิส จะพบว่าโมเลกุลหรือไอออนที่เป็นคู่กรด-เบสกันจะมีโปรตอนต่างกัน จำนวน 1 โปรตอนเสมอ ดังสมการแสดงการเกิดปฏิกิริยาของกรด(HA) และเบส (B) ต่อไปนี้



สารที่เป็นคู่กรด-เบสกัน สามารถจับคู่กรดแก่ กรดอ่อน เบสแก่ เบสอ่อน ได้ดังนี้ ถ้าเป็นกรดแก่ คู่เบสจะเป็นเบสอ่อน ที่มีความสามารถรับโปรตอนได้ต่ำมาก เมื่อเปรียบเทียบกับความสามารถในการให้โปรตอนของกรดดังนั้นปฏิกิริยาเคมี จึงเกิดไปทางเดียว

ถ้าเป็นกรดอ่อน คู่เบสจะเป็นเบสแก่ ที่มีความสามารถในการรับโปรตอนได้ดีมาก เมื่อเปรียบเทียบกับความสามารถในการให้โปรตอนของกรด ดังนั้นปฏิกิริยาเคมีจึงต้องเขียนปฏิกิริยาย้อนกลับ

กรดแก่ และเบสแก่ จัดเป็น อิเล็กโตรไลต์แก่ เพราะสามารถแตกตัวเป็นไอออนได้อย่างสมบูรณ์ จึงเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่านั้น

กรดอ่อน และเบสอ่อน จัดเป็น อิเล็กโตรไลต์อ่อน เพราะแตกตัวให้ไอออนได้เพียงบางส่วน และจะยังมีโมเลกุลของกรดและเบสบางส่วนอยู่ในสารละลายด้วยการเกิดปฏิกิริยาเคมี

จึงเป็นปฏิกิริยาแบบผันกลับได้ และสามารถเกิดภาวะสมดุลระหว่างโมเลกุลกับไอออนได้

การบอกความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนที่อยู่ในสารละลายของกรดอ่อน จะบอกได้เมื่อทราบว่าโมเลกุลของกรดแตกตัวไปจำนวนเท่าใด นิยมบอกค่าการแตกตัวเป็นร้อยละ หรือค่าคงที่ของการแตกตัวของกรด(K_a) ซึ่งมีประโยชน์ในการเปรียบเทียบว่า กรดอ่อนชนิดใดแตกตัวได้ดีกว่ากัน เมื่อกรดอ่อนนั้นมีความเข้มข้นเท่ากัน ดังสมการต่อไปนี้



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

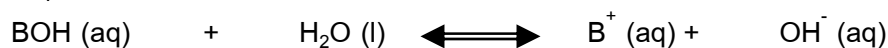
ค่า K_a นอกจากใช้เปรียบเทียบว่ากรดใดแตกตัวได้ดีกว่ากันแล้วยังบอกให้ทราบได้ว่าเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้ามากหรือน้อยและแตกตัวได้มากน้อยเพียงใด โดย K_a สูง จะแตกตัวได้มากกว่า K_a ต่ำ

กรด เมื่อพิจารณาการแตกตัว จะแบ่งได้ ดังนี้

1. กรดมอนอโปรติก คือ กรดที่สามารถแตกตัวให้โปรตอน 1 โปรตอนต่อ 1 โมเลกุล
2. กรดไดโปรติก คือ กรดที่สามารถแตกตัวให้โปรตอน 2 โปรตอนต่อ 1 โมเลกุล
3. กรดพอลิโปรติก คือ กรดที่สามารถแตกตัวให้โปรตอนได้มากกว่า 2 โปรตอน

ต่อ 1 โมเลกุล

จากความรู้เรื่องกรดอ่อน สามารถประยุกต์ใช้กับเบสอ่อนได้ โดยสามารถคำนวณหาค่าคงที่สมดุล ได้จากการแตกตัวของเบสอ่อน และได้ค่าคงที่การแตกตัวของเบส(K_b)



$$K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

การบอกปริมาณการแตกตัวของเบสอ่อน สามารถบอกเป็นร้อยละ หรือค่าคงที่การแตกตัวของเบสได้เช่นเดียวกับกรดอ่อน ซึ่ง ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อน สามารถนำไปใช้เปรียบเทียบปริมาณการแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อนได้ และสามารถคำนวณหาความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน และ ไฮดรอกไซด์ไอออนในสารละลายกรด หรือเบสได้

ความสามารถในการแตกตัวของกรดหรือเบส จะเป็นตัวบอกให้ทราบถึงความแรงของ

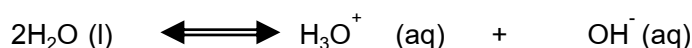
กรด หรือเบสอื่นๆ โดยกรดแก่ หรือเบสแก่ จะมีความแรงมากกว่ากรดอ่อน หรือเบสอ่อน เพราะแตกตัวได้มากกว่า

ความสามารถในการแตกตัวเป็นไอออนของกรด และเบส ขึ้นกับ ชนิดของกรด และเบส , ความเข้มข้นของสารละลาย และอุณหภูมิ

อุณหภูมิมิผลต่อการแตกตัวเป็นไอออน โดยอุณหภูมิที่สูงจะมีการแตกตัวเป็นไอออน ได้ดีกว่าอุณหภูมิต่ำ ดังนั้น เมื่อทดสอบด้วยการนำไฟฟ้า อุณหภูมิสูงจะนำไฟฟ้าได้ดีขึ้น

การแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ จะได้ไฮโดรเนียมไอออน และ ไฮดรอกไซด์ไอออน ซึ่งในภาวะปกติจะแตกตัวได้น้อย และจะแตกตัวได้ดีขึ้นเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น เพราะการแตกตัวเป็นไอออนขึ้นกับอุณหภูมิ

เนื่องจากน้ำแตกตัวได้น้อยที่ภาวะปกติ หรืออุณหภูมิ 25 °c จึงถือว่าความเข้มข้นของน้ำไม่เปลี่ยนแปลง จากสมการการแตกตัวของน้ำ จะเขียนค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ(K_w) ได้ดังนี้



$$\text{ที่อุณหภูมิ } 25^\circ\text{c} ; \quad K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

เนื่องจากการแตกตัวเป็นไอออนขึ้นกับอุณหภูมิ การแตกตัวเป็นไอออนของน้ำจึงต้องระบุอุณหภูมิด้วยเมื่อกล่าวถึงค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ และจากค่า K_w ทำให้เราทราบว่าน้ำบริสุทธิ์ที่อุณหภูมิ 25°c มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนและความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออนในจำนวนที่เท่ากัน คือ $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol}/\text{dm}^3$ และในภาวะนี้ ถ้าระบบถูกรบกวนโดยการเติมกรด หรือเบสลงในน้ำ ระบบก็จะเกิดการเปลี่ยนแปลงทำให้ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน และไฮดรอกไซด์ไอออนเปลี่ยนไป แต่ระบบก็ยังคงรักษาค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ(K_w) ให้เท่ากับ 1.0×10^{-14} เสมอ ที่อุณหภูมิ 25°c

การบอกความเป็นกรด-เบส ของสารละลาย สามารถบอกได้โดยใช้ความเข้มข้นของ $[\text{H}_3\text{O}^+]$ หรือ $[\text{OH}^-]$ เป็นเกณฑ์ แต่ไม่เป็นที่นิยมเพราะไม่สะดวก วิธีที่สะดวก คือ ระบุเป็นค่า pH โดย pH มีความสัมพันธ์กับความเข้มข้นของ $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ในสารละลาย ดังสมการ

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

เมื่อต้องการทราบค่า pH ของสารละลาย สามารถทำการวัดได้โดยใช้ กระดาษ pH , เครื่องมือที่ใช้วัดค่า pH โดยตรงหรือที่เรียกว่า พีเอชมิเตอร์ หรืออินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส เช่น ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์

อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส หมายถึง สารที่ใช้ตรวจสอบความเป็นกรด-เบส ของสารละลาย ซึ่งส่วนใหญ่จะเป็นสารอินทรีย์และมีสมบัติเป็นกรดอ่อน ในห้องปฏิบัติการอินดิเคเตอร์ส่วนใหญ่จะอยู่ในรูปของสารละลาย อาจมีน้ำ หรือแอลกอฮอล์เป็นตัวทำละลาย เวลาใช้จะใช้เพียง 2 – 3 หยด และสังเกตการเปลี่ยนสีของสารละลาย โดยอินดิเคเตอร์แต่ละชนิดจะมีความสามารถในการเปลี่ยนสีได้ในช่วง pH ที่ไม่เท่ากัน ซึ่งจะเป็นค่าเฉพาะตัว และแตกต่างกันไปตามแต่ละชนิดของอินดิเคเตอร์

ถ้าเราใช้อินดิเคเตอร์ชนิดเดียวทดสอบความเป็นกรด-เบส จะได้ค่า pH ในช่วงกว้างๆ แต่ถ้าเราต้องการทราบค่า pH ของสารละลายให้ละเอียดขึ้น จะใช้อินดิเคเตอร์ผสม ที่เรียกว่า ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ ซึ่งสามารถเปลี่ยนสีในสารละลายที่มี pH ต่างๆกัน เกือบทุกค่า pH

สารละลายที่อยู่ในสิ่งมีชีวิต จะมีค่า pH เป็นค่าเฉพาะ โดยจะเปลี่ยนแปลงได้เพียงเล็กน้อยเท่านั้น มิฉะนั้นจะมีผลต่อสิ่งมีชีวิต แต่ความเป็นกรด-เบส ก็เป็นสิ่งที่มีความสำคัญต่อสิ่งมีชีวิตและสิ่งแวดล้อม โดยต้องควบคุมดูแลให้อยู่ในช่วง pH ที่เหมาะสม จึงจะเกิดประโยชน์

เมื่อให้กรด และเบส ทำปฏิกิริยากัน จะเกิดการถ่ายโอนโปรตอนระหว่าง H_3O^+ และ OH^- โดยปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสจะได้ผลิตภัณฑ์เป็นเกลือกับน้ำหรือเกลือเพียงอย่างเดียว

ปฏิกิริยาการสะเทิน เป็นปฏิกิริยาการรวมตัวระหว่างไฮโดรเนียมไอออนที่มาจากกรด และ ไฮดรอกไซด์ไอออนที่มาจากเบส เกิดเป็นน้ำ

เกลือ เป็นสารประกอบไอออนิกที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรด กับเบส แบ่งได้ 2 ชนิด คือเกลือที่ละลายน้ำและไม่ละลายน้ำ ทั้งนี้ขึ้นอยู่กับชนิดของไอออนที่มาจากเบส และกรดที่เข้าทำปฏิกิริยากัน

เกลือที่สามารถละลายน้ำได้ แสดงว่า สามารถทำปฏิกิริยากับน้ำ จะได้สารละลายที่มีสมบัติเป็นกรด เบส หรือกลาง เรียกว่า เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือ

ปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส คือ ปฏิกิริยาที่สารทำปฏิกิริยากับน้ำ

เมื่อนำกรดและเบส มาทำปฏิกิริยากัน จะได้เกลือ ซึ่งสามารถแบ่งตามความแรงของกรดและเบสที่เป็นสารตั้งต้นได้ดังนี้

1. เกลือที่เกิดจากกรดแก่-เบสแก่ถ้าละลายน้ำได้จะได้สารละลายเป็นกลาง pH=7 ไม่มีไอออนที่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส เช่น NaCl

2. เกลือที่เกิดจากกรดแก่-เบสอ่อน ถ้าละลายน้ำได้จะได้สารละลายที่เป็นกรด

pH น้อยกว่า 7 มีไอออนบวกเป็นไอออนที่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส เช่น NH_4Cl

3. เกลือที่เกิดจากกรดอ่อน-เบสแก่ ถ้าละลายน้ำได้จะได้สารละลายที่เป็นเบส

pH มากกว่า 7 มีไอออนลบเป็นไอออนที่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส เช่น CH_3COONa

4. เกลือที่เกิดจากกรดอ่อน-เบสอ่อนถ้าละลายน้ำได้จะได้สารละลายที่อาจมีสมบัติเป็นกรด เบส หรือกลาง ขึ้นอยู่กับค่า K_a และ K_b ของกรดและเบสนั้นๆ มีไอออนบวกและไอออนลบ เป็นไอออนที่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส เช่น $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

การไทเทรต คือ กระบวนการที่ใช้หาปริมาณของสารในสารละลายตัวอย่างที่ทราบปริมาตร โดยสารที่ต้องการหาปริมาณจะทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลายมาตรฐานที่ทราบความเข้มข้นและปริมาตรแน่นอน และใช้การเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์บอกจุดยุติ

จุดยุติ คือ ภาวะที่ใกล้เคียงกับภาวะจริงที่กรดและเบสทำปฏิกิริยาพอดีกัน ซึ่งสังเกตได้จากการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์

จุดสมมูล คือ ภาวะที่กรดทำปฏิกิริยาพอดีกับเบส ด้วยจำนวนโมลที่เท่ากัน

ถ้าเราใช้อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมในการไทเทรต จะทำให้เราได้จุดยุติใกล้เคียง หรือเป็นจุดเดียวกันกับจุดสมมูล

กราฟของการไทเทรต คือ กราฟแสดงการเปลี่ยนแปลง pH ที่ได้จากการไทเทรต กราฟนี้จะเขียนระหว่างค่า pH และปริมาตรของสารละลายกรดหรือเบส

จุดสมมูล สามารถหาได้จากกราฟของการไทเทรต ซึ่งทำได้โดยแบ่งครึ่งเส้นกราฟส่วนที่ชันที่สุด

ในการไทเทรตอินดิเคเตอร์ที่เหมาะสม คือ อินดิเคเตอร์ที่สามารถเปลี่ยนสีในช่วง pH ที่ตรงหรือใกล้เคียงกับ pH ของสารละลายที่เป็นผลิตภัณฑ์ ที่เกิดจากการทำปฏิกิริยาของกรดและเบสคู่กันนั้นๆ เช่น การไทเทรตกรดแก่-เบสแก่ หรือ กรดอ่อน-เบสอ่อน ใช้อินดิเคเตอร์ pH ประมาณ 7 ส่วนการไทเทรตกรดแก่-เบสอ่อน ใช้อินดิเคเตอร์ต่ำกว่า 7 และการไทเทรตกรดอ่อน-เบสแก่ ใช้อินดิเคเตอร์สูงกว่า 7

การไทเทรตระหว่างกรดอ่อน-เบสแก่ และกรดแก่-เบสอ่อน เมื่อนำมาเขียนกราฟของการไทเทรต จะสามารถหาจุดสมมูลได้ แต่การไทเทรตระหว่างกรดอ่อน-เบสอ่อน เมื่อนำมาเขียนกราฟของการไทเทรต จะพบว่ามีการเปลี่ยนแปลง pH สั้นมาก และมีความชันน้อย ทำให้ไม่สามารถหาจุดสมมูลจากกราฟได้ ที่จุดสมมูลเราสามารถบอกค่าของ pH และปริมาตรของสารละลายกรดหรือเบสที่เติมลงไปได้ โดยการลากเส้นจากจุดสมมูลให้ตั้งฉากกับแกนตั้งและแกนนอนของกราฟของการไทเทรต

การไทเทรตสามารถนำมาประยุกต์ใช้ในชีวิตประจำวันได้โดย ใช้หาปริมาณของสาร

องค์ประกอบที่มีอยู่ในสารบางชนิดได้ เช่น หาปริมาณของสารลดกรดที่อยู่ในยาลดกรด ตัวอย่างสารลดกรดที่เป็นส่วนผสมในยาลดกรด มีดังนี้ คาร์บอเนต(เช่น แคลเซียมคาร์บอเนต , แมกนีเซียมคาร์บอเนต),ไฮโดรเจนคาร์บอเนต(เช่น โซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต),ไฮดรอกไซด์ (เช่นอะลูมิเนียมไฮดรอกไซด์,แมกนีเซียมไฮดรอกไซด์)และซิลิเกต(เช่นแมกนีเซียมไตรซิลิเกต) เป็นต้น สารเหล่านี้จะทำปฏิกิริยากับกรดไฮโดรคลอริก(HCl) ที่อยู่ในกระเพาะอาหาร ทำให้ ปริมาณของกรดในกระเพาะอาหารลดน้อยลง

สารละลายบัฟเฟอร์ คือ สารละลายผสมระหว่างโมเลกุลหรือไอออนที่เป็นคู่กรด-เบส กัน มีสมบัติในการควบคุม pH ของสารละลายให้คงที่ เมื่อมีการเติมกรด หรือเบสลงไปเพียง เล็กน้อยตัวอย่างสารละลายบัฟเฟอร์ เช่น สารละลายผสมระหว่างกรดอ่อนกับเกลือของกรด อ่อน ดังนี้ CH_3COOH กับ CH_3COONa หรือสารละลายผสมระหว่างเบสอ่อนกับเกลือของ เบสอ่อน ดังนี้ NH_3 กับ NH_4Cl

ระบบการทำงานของบัฟเฟอร์ มีความสำคัญต่อการดำรงชีวิต โดยเราสามารถพบระบบ บัฟเฟอร์ทั้งในธรรมชาติ เช่น น้ำทะเล และระบบบัฟเฟอร์ในสิ่งมีชีวิต เช่น การลดความ เข้มข้นของกรดด้วยระบบบัฟเฟอร์ในร่างกาย

ไฟฟ้าเคมี

ไฟฟ้าเคมี เป็นสาขาหนึ่งของวิชาเคมีที่ศึกษาเกี่ยวกับการเปลี่ยนแปลงพลังงานโดยจะ เปลี่ยนแปลงระหว่างพลังงานไฟฟ้ากับพลังงานเคมี

ปฏิกิริยาไฟฟ้าเคมี เป็นปฏิกิริยาเคมีที่ทำให้เกิดกระแสไฟฟ้า และในทางกลับกันการ ผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปในสารเคมีจะทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมีได้เช่นกัน ปฏิกิริยานี้จะมีทั้งการให้ และรับอิเล็กตรอนระหว่างสาร

ปฏิกิริยารีดอกซ์ เป็นปฏิกิริยาที่อะตอมของธาตุหรือไอออนเกิดการเปลี่ยนแปลง เลขออกซิเดชันหรือเรียกว่า มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอน ซึ่งปฏิกิริยานี้จะประกอบด้วยปฏิกิริยา ออกซิเดชัน และปฏิกิริยารีดักชัน โดยปฏิกิริยาทั้ง 2 นี้จะเกิดขึ้นพร้อมกันเสมอ

ปฏิกิริยาออกซิเดชัน เป็นครึ่งปฏิกิริยาที่ในปฏิกิริยามีอะตอมของธาตุ หรือไอออนให้อิเล็กตรอนแล้วทำให้เลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้นเรียกธาตุหรือไอออนที่ให้อิเล็กตรอนแล้วทำให้ เลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้นว่า **ตัวรีดิวซ์**

ปฏิกิริยารีดักชัน เป็นครึ่งปฏิกิริยาที่ในปฏิกิริยามีอะตอมของธาตุหรือไอออนรับอิเล็กตรอน

แล้วทำให้เลขออกซิเดชันลดลง เรียกว่าธาตุหรือไอออนที่รับอิเล็กตรอนแล้วทำให้เลขออกซิเดชันลดลงว่า **ตัวออกซิไดส์**

การเขียนสมการเคมีที่ถูกต้อง จะต้องดุลสมการโดยต้องดุลทั้งจำนวนอะตอมของธาตุแต่ละธาตุ และผลรวมประจุไฟฟ้าของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์ ซึ่งสามารถใช้เลขออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยาช่วยในการดุลสมการได้

การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้เลขออกซิเดชัน มีขั้นตอนดังนี้

1. หาเลขออกซิเดชันของธาตุหรือไอออน ในปฏิกิริยาที่เพิ่มและลด
2. ทำเลขออกซิเดชันที่เพิ่มขึ้นของตัวรีดิวซ์และเลขออกซิเดชัน ที่ลดลงของตัวออกซิไดส์ให้เท่ากัน
3. ดุลจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุและผลรวมประจุไฟฟ้าทั้งทางซ้ายและทางขวาของสมการให้เท่ากัน

การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้ครึ่งปฏิกิริยา มีหลายวิธีในกรณีที่ใช้วิธีไอออนอิเล็กตรอน มีขั้นตอนดังนี้

1. แยกสมการออกเป็นครึ่งปฏิกิริยา ได้ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน และครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน
2. ดุลจำนวนอะตอมและประจุไฟฟ้าของแต่ละสารในแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากันโดยมีลำดับดังนี้

- 2.1. ดุลจำนวนอะตอมที่ไม่ใช่ออกซิเจนและไฮโดรเจน
- 2.2. ดุลจำนวนอะตอมออกซิเจนโดยการเติมน้ำ (H_2O)
- 2.3. ดุลจำนวนอะตอมไฮโดรเจนโดยการเติมไฮโดรเจนไอออน (H^+)
- 2.4. ดุลจำนวนประจุไฟฟ้าโดยการเติมอิเล็กตรอน

3. รวมสองครึ่งปฏิกิริยาเข้าด้วยกันแล้วตัดจำนวนอิเล็กตรอนและโมเลกุลน้ำ (H_2O) ออกทั้งสองด้านด้วยจำนวนที่เท่ากัน

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

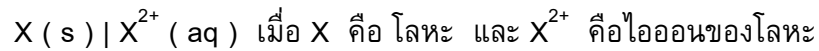
เซลล์ไฟฟ้าเคมี มี 2 ประเภท

1. เซลล์กัลวานิก หรือเซลล์โวลตาอิก เป็นเซลล์ไฟฟ้าเคมีที่สารทำปฏิกิริยากันแล้วให้กระแสไฟฟ้า

2. เซลล์อิเล็กโทรไลต์ เป็นเซลล์ไฟฟ้าเคมีที่ต้องผ่านกระแสไฟฟ้าจากภายนอกเข้าไป ทำให้สารเกิดปฏิกิริยาเคมี

เซลล์กัลวานิก

ครึ่งเซลล์ คือ ระบบที่ประกอบด้วยโลหะจุ่มอยู่ในสารละลายที่มีไอออนของโลหะนั้น (สารละลายอิเล็กโทรไลต์) เขียนสัญลักษณ์ ได้ดังนี้



เรียกโลหะในแต่ละครึ่งเซลล์ว่าขั้วไฟฟ้า ในแต่ละครึ่งเซลล์จะมีสารที่ทำหน้าที่เป็นตัวออกซิไดส์หรือ ตัวรีดิวซ์ แล้วแต่กรณี

การนำครึ่งเซลล์ 2 ครึ่งเซลล์ ที่ต่างกันมาต่อกันด้วยสะพานเกลือ และนำทั้ง 2 ขั้วไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ไปต่อกับวงจรภายนอกจะได้ เซลล์กัลวานิก

สะพานเกลือ เกิดจากสารละลายอิ่มตัวของเกลือบางชนิด เช่น KCl NH₄NO₃ หรือเกลือชนิดอื่น ๆ ที่จะไม่ไปทำปฏิกิริยากับสารละลาย อิเล็กโทรไลต์ที่อยู่ในครึ่งเซลล์ทั้ง 2 โดยไอออนบวกและไอออนลบของสารละลายที่เป็นสะพานเกลือจะต้องมีความสามารถในการเคลื่อนที่ในสารละลายใกล้เคียงกัน

ขั้วไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ ที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน เรียกว่า แอโนด

ขั้วไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ ที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน เรียกว่า แคโทด

เซลล์กัลวานิก ถ้าปล่อยทิ้งไว้นานๆกระแสไฟฟ้าอาจหยุดไหล ทั้งนี้เพราะศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ ทั้ง 2 มีค่าเท่ากัน สามารถวัดค่าศักย์ไฟฟ้าได้โดยต่อเข้ากับโวลต์มิเตอร์ และต้องทดสอบดูก่อนว่าเข็มโวลต์มิเตอร์เบนไปทางด้านที่มีสเกล ถ้าเข็มเบนในทิศตรงข้าม ให้สลับขั้วไฟฟ้าโดยทั่วไปครึ่งเซลล์ที่ต่อกับขั้วลบของมิเตอร์จะเสียอิเล็กตรอน ครึ่งเซลล์ที่ต่อกับขั้วบวกจะรับอิเล็กตรอน

หลักการเขียนแผนภาพเซลล์กัลวานิก

1 . ให้เขียนครึ่งเซลล์ออกซิเดชันไว้ทางซ้าย แล้วคั่นด้วยสะพานเกลือ (||) ต่อด้วยครึ่งเซลล์รีดักชันไว้ทางขวา

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

3 . กรณีที่ครึ่งเซลล์เป็นแก๊ส หรือ ครึ่งเซลล์ประกอบด้วยสารละลายอิเล็กโทรไลต์มากกว่า 1 ชนิด ให้ใช้ขั้วไฟฟ้าเฉื่อยที่ทำจากวัสดุนำไฟฟ้าที่ไม่ทำปฏิกิริยากับแก๊ส หรืออิเล็กโทรไลต์เป็นขั้วไฟฟ้า เช่น ขั้วแพลทินัม ขั้วคาร์บอน ในกรณีที่ครึ่งเซลล์เป็นแก๊ส ให้ระบุความดันของแก๊สไว้ในวงเล็บ โดยใช้เครื่องหมายจลภาคคั่นระหว่างสถานะกับความดัน

4 . ความเข้มข้นของไอออนในสารละลายให้ระบุโดยเขียนความเข้มข้นไว้ในวงเล็บ ตัวอย่าง 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

ค่าศักย์ไฟฟ้าวัดกันของครึ่งเซลล์ จะบอกถึงความสามารถในการเกิดปฏิกิริยารีดักชัน โดยค่านี้ไม่ขึ้นกับสัมประสิทธิ์แสดงจำนวนโมลของสาร ขนาดของขั้วไฟฟ้าและจำนวนอิเล็กตรอนที่ถ่ายโอน แต่ขึ้นกับความเข้มข้น ความดัน และอุณหภูมิ ในการคำนวณหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์จึงไม่จำเป็นต้องนำสัมประสิทธิ์ แสดงจำนวนโมลของสารที่ใช้ในการดุลครึ่งปฏิกิริยามาคูณกับค่า E° ของครึ่งเซลล์

$$\begin{aligned} \text{ค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์} &= \text{ศักย์ไฟฟ้าแคโทด} - \text{ศักย์ไฟฟ้าแอโนด} \\ \text{หรือ } E^\circ \text{ เซลล์} &= E^\circ \text{ แคโทด} - E^\circ \text{ แอโนด} \end{aligned}$$

กรณีที่ครึ่งเซลล์รีดักชัน มีค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานเป็นบวก ตัวออกซิไดส์ในครึ่งเซลล์นั้น จะสามารถชิงอิเล็กตรอนได้ดีกว่าไอออนในครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐาน 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 โดยการ

อัดไฟ 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=> ขั้วนี้กร่อนไปเรื่อยๆ

- 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

การฟุกร่อนของโลหะเกิดขึ้นเนื่องจากโลหะเสียอิเล็กตรอนได้ยากและง่ายแตกต่างกัน เช่น โลหะเหล็กจะเสียอิเล็กตรอนได้ง่ายกว่าโลหะทองแดง และเงิน เหล็กจึงฟุกร่อนได้เร็วกว่า

การป้องกันการผุกร่อนทำได้โดยป้องกันไม่ให้โลหะเสียอิเล็กตรอน

การผุกร่อนของโลหะเหล็กหรือ การเกิดสนิมเหล็ก เกิดจากเหล็กเสียอิเล็กตรอนให้แก่ น้ำ และออกซิเจนในอากาศ ดังนั้นถ้าต้องการป้องกันไม่ให้เหล็กผุกร่อนเกิดเป็นสนิมต้องป้องกันไม่ให้เสียอิเล็กตรอน ซึ่งทำได้หลายวิธี เช่น การทาสี, ทาน้ำมันหรือ เคลือบด้วยพลาสติก , การชุบด้วยโลหะที่เสียอิเล็กตรอนยากเช่น ชุบด้วยดีบุก ,เงิน ฯลฯ การทำให้โลหะมีสภาวะเป็น แคโทดหรือคล้ายแคโทด (โดยพับโลหะที่ไม่ต้องการให้ผุกร่อนด้วยโลหะที่มี ศักย์ไฟฟ้าต่ำกว่า) เรียกว่า วิธีแคโทดิก , การทาผิวโลหะด้วยสารยับยั้งการสึกกร่อน เช่น เกลือโครเมต , วิธีอะโนไดซ์ ซึ่งเป็นวิธีการทำให้พื้นผิวของโลหะเกิดออกไซด์อย่างสม่ำเสมอ และการรมดำ ซึ่งเป็นการทำให้เกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ขึ้นในโลหะเหล็กเพื่อเปลี่ยนผิวเหล็กไปเป็น สารประกอบ FeO (OH) ที่เรียกว่า Cepidiocrocite ที่มีสีน้ำตาลดำ สารประกอบนี้ไม่เกิดสนิม จึงป้องกันการผุกร่อนได้ ในปัจจุบันมีการพัฒนาการป้องกันการผุกร่อนของโลหะมากขึ้นจึงมีการใช้ระบบหล่อเย็น แบบปิดป้องกันการผุกร่อนของโลหะเหล็กด้วย

เนื่องจากเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์ไฟฟ้าเคมี มีมากขึ้นจึงทำให้มีการพัฒนา เครื่องมือ เครื่องใช้ และวัสดุอุปกรณ์ต่างๆ เช่น แบตเตอรี่อิเล็กทรอนิกส์แข็ง , แบตเตอรี่อากาศ และการทำอิเล็กทรอนิกส์น้ำทะเล



