

บทที่ 3

การเตรียมรีเอเจนต์และการคำนวณ

วัตถุประสงค์ เมื่อศึกษาบทเรียนนี้จบแล้วควรจะสามารถ

1. บอกความหมายของคำว่ารีเอเจนต์หรือสารเคมีได้ และทราบว่ารียเอเจนต์ที่ใช้ในห้องปฏิบัติการแบ่งเป็นกี่ชนิด แต่ละชนิดมีคุณสมบัติอย่างไร
2. นำรีเอเจนต์ไปใช้ และเก็บรักษาไม่ให้เกิดอันตราย
3. บอกความหมายของหน่วยความเข้มข้นชนิดต่าง ๆ ได้ เช่น โมลาร์ นอร์มัล เปอร์เซ็นต์ ใต้เตอร์ และ ppm เป็นต้น
4. คำนวณหาปริมาณของรีเอเจนต์ที่ต้องนำมาใช้เตรียมเป็นสารละลายที่มีความเข้มข้นต่าง ๆ กันได้
5. บอกความหมายของคำว่ากราวิเมตริกแฟกเตอร์ และสามารถหาค่ากราวิเมตริกแฟกเตอร์สำหรับการคำนวณในวิธีวิเคราะห์โดยน้ำหนักได้
6. คำนวณหาปริมาณสารที่สนใจจากผลที่ได้จากการวิเคราะห์ โดยน้ำหนัก และปริมาตรวิเคราะห์ได้

บทที่ 3

การเตรียมรีเอเจนต์ และการคำนวณ

ในบทนี้จะกล่าวถึงรีเอเจนต์หรือสารเคมีต่าง ๆ ที่ใช้ในห้องปฏิบัติการทั่ว ๆ ไป การเตรียมสารละลายเพื่อการวิเคราะห์จากรีเอเจนต์ต่าง ๆ ที่มีอยู่ในห้องปฏิบัติการให้มีความเข้มข้นตามที่ต้องการ และการคำนวณผลที่ได้จากการวิเคราะห์หาปริมาณของวิธีวิเคราะห์ โดยน้ำหนักและปริมาตรวิเคราะห์

รีเอเจนต์

รีเอเจนต์หรือสารเคมี หมายถึงสารประกอบอนินทรีย์หรืออินทรีย์ที่ผลิตขึ้นมาเพื่อใช้ในห้องปฏิบัติการ โดยมีส่วนประกอบทางเคมีและน้ำหนักโมเลกุลที่แน่นอน มีความบริสุทธิ์เพียงพอสำหรับการใช้งาน เราสามารถนำสารเคมีมาใช้ในห้องปฏิบัติการได้โดยสั่งซื้อจากบริษัท

1. การแบ่งชนิดของรีเอเจนต์ เราสามารถแบ่งชนิดของรีเอเจนต์ได้เป็น 3 ประเภท คือ

1.1 รีเอเจนต์เกรดการค้า (Commercial grade หรือ Technical grade) รีเอเจนต์ชนิดนี้ใช้ในโรงงานอุตสาหกรรมเป็นส่วนใหญ่ จะไม่ใช้ในห้องปฏิบัติการทดลอง เพราะมีสารอื่นเจือปนอยู่มาก โดยทั่วไปไม่บอกเปอร์เซ็นต์ความบริสุทธิ์ ไม่มีรายละเอียดของสิ่งเจือปน จัดเป็นสารเคมีเกรดต่ำมีราคาถูกเมื่อเทียบกับสารเคมีประเภทอื่น ๆ การบรรจุเพื่อจำหน่ายจะมีปริมาณมากกว่าสารเคมีประเภทอื่น ๆ ถ้าต้องการทำสารเคมีเกรดนี้ให้บริสุทธิ์สามารถทำได้โดยการกลั่นและตกผลึกเป็นต้น ภาชนะบรรจุสารเคมีจะต้องมีฉลากบอกเกรดของสารไว้ด้วย บางทีเขียนเป็นชื่อเต็มว่า Technical บางทีย่อเป็น Techn. หรือ Tech. แล้วแต่บริษัทผู้ผลิต

1.2 รีเอเจนต์ที่ใช้สำหรับการทดลองทั่ว ๆ ไป รีเอเจนต์ชนิดนี้ยังสามารถแบ่งได้อีก 2 ชนิดตามความบริสุทธิ์ที่ผลิตขึ้นมา นักศึกษาจำเป็นต้องรู้จักชนิดต่าง ๆ ของรีเอเจนต์เพื่อนำมาใช้ในการทดลองให้ถูกต้อง การทดลองแต่ละอย่างต้องการความบริสุทธิ์ของรีเอเจนต์ไม่เหมือนกัน

ถ้าการทดลองที่จำเป็นต้องใช้รีเอเจนต์ที่มีความบริสุทธิ์มาก แต่นักศึกษานำชนิดที่มีความบริสุทธิ์น้อยมาใช้ก็จะทำให้ผลการทดลองผิดพลาดไปได้มาก และการทดลองที่ไม่จำเป็นต้องใช้รีเอเจนต์ที่บริสุทธิ์มากก็ไม่ควรนำรีเอเจนต์ที่มีความบริสุทธิ์มากมาใช้ ถึงแม้ว่าจะใช้ได้ก็ตาม ทั้งนี้เนื่องจากรีเอเจนต์ที่มีความบริสุทธิ์มากย่อมมีราคาแพงกว่ารีเอเจนต์ที่มีความบริสุทธิ์น้อย รีเอเจนต์ถูกแบ่งตามความบริสุทธิ์ได้ดังนี้

1.2.1 รีเอเจนต์เกรดปฏิบัติการ (Laboratory Reagents grade หรือ Lab grade)

รีเอเจนต์ชนิดนี้มีความบริสุทธิ์สูงกว่าเกรดการค้า โดยปกติต้องบอกเปอร์เซ็นต์ความบริสุทธิ์ไว้ด้วย (โดยทั่วไปความบริสุทธิ์สูงกว่า 95%) เหมาะสำหรับงานทดลองทั่วไปในห้องปฏิบัติการ บางครั้งสามารถใช้กับงานวิเคราะห์หาปริมาณได้ถ้าหากสิ่งเจือปนไม่มีผลต่อการทดลอง รีเอเจนต์เกรดนี้ยังแยกได้อีกหลายระดับตามคุณภาพในการผลิตของแต่ละบริษัท และประเภทของงานที่จะวิเคราะห์ ตัวอย่างเช่น

ก. **U.S.P. grade** รีเอเจนต์ชนิดนี้ได้รับการทำให้บริสุทธิ์ โดยผ่านการทดสอบตามวิธีของ United State Pharmacopocia รีเอเจนต์นี้อาจจะประกอบด้วยมลทินบางอย่างที่ไม่ได้ทดสอบเล็กน้อย รีเอเจนต์ชนิดนี้เหมาะสำหรับการใช้ในห้องปฏิบัติการทั่ว ๆ ไป ที่ไม่จำเป็นต้องการความบริสุทธิ์มากนัก แต่คุณภาพของรีเอเจนต์ชนิดนี้ได้ตามมาตรฐานเกรดยา

ข. **Chemically pure grade (C.P. grade)**

รีเอเจนต์ชนิดนี้มีความบริสุทธิ์สูงกว่า U.S.P. grade รีเอเจนต์นี้ได้ผ่านขบวนการที่ทำให้บริสุทธิ์ที่เป็นมาตรฐานของแต่ละโรงงานผู้ผลิต ดังนั้น มาตรฐานความบริสุทธิ์จึงไม่แน่นอนขึ้นอยู่กับแต่ละโรงงาน ซึ่งอาจบริสุทธิ์มากเหมาะสำหรับใช้ในงานวิเคราะห์ก็ได้ หรืออาจมีสิ่งปะปนมากจนไม่เหมาะกับการใช้ในงานวิเคราะห์ก็ได้ ดังนั้นการใช้รีเอเจนต์ชนิดนี้ต้องพิจารณาให้เหมาะสม ปัจจุบันการผลิตสารเคมีเกรดนี้จะค่อย ๆ ลดน้อยลงทุกที

1.2.2 **รีเอเจนต์เกรดงานวิเคราะห์ (Analytical reagents grade, A.R. grade หรือ reagent grade)** รีเอเจนต์ชนิดนี้มีเปอร์เซ็นต์ความบริสุทธิ์สูงกว่าเกรดปฏิบัติการ โดยทั่วไปสูงกว่า 99% มีมลทินน้อยมาก และมีการกำหนดปริมาณของมลทินไว้ด้วย เปอร์เซ็นต์ความบริสุทธิ์กับมลทินจะต้องอยู่ในมาตรฐานที่ได้กำหนดไว้ ในปัจจุบันได้มีหน่วยงานที่เป็นที่ยอมรับกันได้กำหนดมาตรฐานของรีเอเจนต์เกรดนี้ขึ้นมา เช่น มาตรฐานของ Analar Standard for Laboratory Chemical รีเอเจนต์ของโรงงานผู้ผลิตใดที่ผลิตได้มาตรฐานของหน่วยงานนี้จะระบุรีเอเจนต์ชนิดนี้

เป็น “Analar” ถ้าเป็นมาตรฐานของ The American Chemical Society (ACS) รีเอเจนต์ชนิดนี้จะระบุไว้ เป็น “Macets ACS Specifications” บางบริษัทอาจตั้งมาตรฐานขึ้นมาเอง ดังนั้นจึงมีชื่อเรียกรีเอเจนต์ เกรดนี้และใช้ชื่อย่อได้หลายชนิดแล้วแต่บริษัทผู้ผลิต เช่น บริษัท AJAX จะเรียกรีเอเจนต์เกรดนี้ ว่า UNIVAR บริษัท BDH เรียกว่า Analar บริษัท May & Baker เรียกว่า Proanalyse หรือ Analytical reagents เป็นต้น สารเคมีเกรดนี้จัดเป็นเกรดสูงมีราคาแพงไม่เหมาะที่จะใช้ในงานทดลองทั่วไป จะใช้ในงานวิเคราะห์ทางปริมาณที่ต้องการความถูกต้องสูง โดยปกติสารเคมีประเภทนี้จะใช้เตรียม เป็นสารละลายมาตรฐานได้ดีที่สุด

1.3 รีเอเจนต์สำหรับงานวิจัยหรือการทดลองเฉพาะอย่าง รีเอเจนต์ชนิดนี้มีเปอร์เซ็นต์ ความบริสุทธิ์สูงมาก และมีราคาแพงมากเหมาะสำหรับใช้กับงานวิจัยหรือการทดลองเฉพาะอย่าง ตามวัตถุประสงค์ของการผลิตสารนั้น โดยจะระบุเกรดไว้ที่ฉลากสารเคมี ตัวอย่าง เช่น ระบุไว้ว่า

1.3.1 Spectrophotometric grade หมายถึงสารเคมีที่เหมาะสมสำหรับการวิจัยและ ทดลองทางสเปกโทรโฟโตเมตรี เช่น Atomic Absorption spectrophotometry, NMR-Spectroscopy, UV-Visible และ IR-Spectroscopy

1.3.2 Research grade หมายถึงสารเคมีสำหรับงานวิจัยทั่ว ๆ ไป

1.3.3 Scintillation grade หมายถึงสารเคมีสำหรับงานวิจัยทางกัมมันตภาพรังสี

1.3.4 Pesticide grade หมายถึงสารเคมีที่ใช้กับงานวิจัยทางด้านยาฆ่าแมลงและ ยาปราบวัชพืช

1.3.5 Chromatographic grade หมายถึงสารเคมีที่ใช้สำหรับการวิจัยทางโครมา- โทกราฟี

1.3.6 Ultra-pure grade หมายถึงสารเคมีที่ใช้สำหรับงานวิจัยทาง UV-Visible

2. การตรวจสอบรีเอเจนต์ก่อนนำไปใช้ เมื่อต้องการหยิบรีเอเจนต์มาใช้ควรตรวจสอบ รายละเอียดที่ฉลากข้างขวดก่อนเพื่อป้องกันข้อผิดพลาดและอันตรายที่อาจเกิดขึ้นจากการ หยิบมาผิด รีเอเจนต์ที่ใช้จะมาจากบริษัทผู้ผลิตหลายแห่ง และบางชนิดบรรจุในขวดแก้ว บางชนิด บรรจุในขวดพลาสติก เมื่อต้องการหยิบมาใช้ควรตรวจสอบดูฉลากข้างขวดที่ระบุรายการต่อไปนี้ไว้

2.1 บริษัทผู้ผลิต เช่น AJAX, BDH, May & Baker

2.2 ชื่อรีเอเจนต์ ถ้าบริษัทผู้ผลิตอยู่ในประเทศอังกฤษ หรือ สหรัฐอเมริกา ชื่อสารเคมี จะเป็นภาษาอังกฤษ แต่ถ้าเป็นบริษัทในประเทศเยอรมัน ชื่อรีเอเจนต์จะเป็นภาษาเยอรมัน

2.3 เกรด สารเคมีทุกขวดต้องบอกเกรดไว้ด้วย ถ้าเขียนไว้เป็น Analar, GR, AR หรือ RG หมายถึงสารเคมีพวก analytical reagent grade ถ้าเขียนไว้เป็น Laboratory reagent, Chem. pure, Purum หรือ C.P. จะหมายถึงสารเคมีในพวก Lab grade

2.4 สูตรโมเลกุล ที่ฉลากต้องบอกสูตรโมเลกุลและน้ำหนักโมเลกุลของสารไว้ด้วย

2.5 ความบริสุทธิ์ (Assay) การบอกความบริสุทธิ์ของรีเอเจนต์จะบอกเป็นเปอร์เซ็นต์โดยน้ำหนัก (w/w) และนอกจากนี้ต้องบอกเปอร์เซ็นต์ของสิ่งเจือปนด้วย

2.6 ความถ่วงจำเพาะ หรือความหนาแน่นของรีเอเจนต์ ถ้าสารเคมีเป็นของเหลวต้องบอกไว้ด้วย

2.7 จุดหลอมเหลวหรือจุดเดือด ถ้าเป็นสารอินทรีย์จะต้องบอกจุดเดือดและจุดหลอมเหลวไว้ด้วยเสมอ แต่ถ้าเป็นสารอนินทรีย์บางชนิดก็บอกไว้ บางชนิดก็ไม่บอก

2.8 ดัชนีหักเห (Refractive index)

2.9 ปริมาณที่บรรจุ ถ้าเป็นของแข็งจะบอกน้ำหนักไว้เป็นปอนด์ กรัม หรือ กิโลกรัม ถ้าเป็นของเหลวจะบอกปริมาตรไว้เป็นลูกบาศก์เดซิเมตร

2.10 Catalog number และ Lot number

2.11 ป้ายคำเตือน ถ้าเป็นรีเอเจนต์ที่มีอันตรายจะมีสัญลักษณ์ที่แสดงอันตรายเตือนไว้ ซึ่งเป็นสัญลักษณ์ที่ใช้กันในสากลและทราบกันโดยทั่วไป เช่น สัญลักษณ์รูปหัวกะโหลก หมายถึงสารเคมีที่เป็นพิษ รูปเปลวไฟ หมายถึง ลูกติดไฟได้ง่าย เป็นต้น

การตรวจดูฉลากสารเคมีก่อนหยิบไปใช้จะทำให้ได้สารเคมีที่มีเกรดและคุณภาพตามที่ต้องการ ในการปฏิบัติการทดลองที่จำเป็นต้องใช้รีเอเจนต์ หรือสารเคมีชนิด AR. grade แต่ถ้าหยิบชนิด Lab grade ไปใช้จะทำให้ได้ผลการทดลองไม่ดีเท่าที่ต้องการ

กิจกรรมที่ 3.1

ให้นักศึกษาหยิบขวดรีเอเจนต์จากตู้เก็บรีเอเจนต์มา 2 ชนิด ชนิดหนึ่งเป็นของแข็ง อีกชนิดหนึ่งเป็นของเหลว แล้วอ่านรายละเอียดที่ฉลากที่ติดอยู่กับขวด พิจารณาว่าฉลากนั้นบอกอะไรบ้าง จดรายละเอียดที่อ่านได้จากฉลากส่งอาจารย์ผู้ควบคุม

3. ข้อควรระวังในการใช้รีเอเจนต์ รีเอเจนต์ที่มีอยู่ในห้องปฏิบัติการต้องรู้วิธีการเก็บรักษา และวิธีการนำไปใช้ให้ถูกต้องจึงจะไม่เกิดอันตราย การนำสารเคมีไปใช้อย่างประมาทอาจจะเกิดอันตรายได้อย่างมาก และถ้าเก็บรักษาไม่ดีอาจเกิดการระเบิดหรือทำให้ติดไฟได้ง่าย ดังนั้น เราควรต้องมีวิธีการระมัดระวังดังต่อไปนี้

3.1 การเก็บรักษารีเอเจนต์ การเก็บรักษารีเอเจนต์ไว้ในที่ต่าง ๆ ต้องรู้คุณสมบัติของ รีเอเจนต์ชนิดนั้น ๆ ถ้าเป็นของเหลวที่มีจุดเดือดต่ำติดไฟได้ง่ายควรเก็บไว้ในที่เย็น บางชนิดอาจต้อง ใส่ไว้ในตู้เย็น บางชนิดไว้ใกล้กันไม่ได้ เช่น กรดแอซิติคควรเก็บให้ห่างจากกรดไนตริกและกรดโครมิก แอมโมเนียมไนเตรตควรเก็บให้ห่างจากกรด ผงโลหะ กลือคลอเรต ไนเตรต และกำมะถัน เพราะ จะทำให้ระเบิดได้ กรดซัลฟิวริกควรเก็บให้ห่างจากโพแทสเซียมคลอเรต โพแทสเซียมเปอร์คลอเรต และโพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนต เป็นต้น ดังนั้น การเก็บรีเอเจนต์ต่าง ๆ ต้องคำนึงถึงสิ่งต่อไปนี้ คือ

3.1.1 ความปลอดภัย เพื่อป้องกันอันตรายที่จะเกิดขึ้นจากการเก็บสารเคมี ควรแยกเก็บสารไวไฟไว้ในที่ปลอดภัย ระวังเรื่องความร้อน ถ้าเป็นสารเคมีที่ถูกน้ำไม่ได้ เช่น โลหะโซเดียม โพแทสเซียมและฟอสฟอรัส ต้องเก็บให้ห่างจากน้ำ เช่น เก็บไว้ในน้ำมัน สถานที่ เก็บสารเคมีต่าง ๆ จะต้องมียกอากาศถ่ายเทได้ดี เป็นสถานที่เย็นและห่างจากบริเวณอื่น ๆ มีชั้น วางและเก็บอย่างเป็นระเบียบ มีอุปกรณ์ดับเพลิงและอุปกรณ์ในการเคลื่อนย้ายสารเคมี มีวิธีและ อุปกรณ์ การปฐมพยาบาลผู้ที่ได้รับอันตรายจากสารเคมี

3.1.2 การรักษาคุณภาพของรีเอเจนต์ สถานที่เก็บรักษารีเอเจนต์จะต้องไม่ทำให้คุณภาพของมันเสื่อมได้ สารบางอย่างต้องเก็บไว้ในที่เย็นบางอย่างต้องเก็บไว้ในขวดสีชา ถ้าเป็นสารที่ดูดความชื้นง่ายต้องเก็บไว้ในโถอบ สารเคมีบางชนิดสามารถเสื่อมสภาพได้ถ้าเก็บทิ้ง ไว้นาน ๆ ถึงแม้จะเก็บไว้อย่างดีก็ตาม เช่น diethyl ether, di-isopropyl ether, dioxane cyclohexane และ tetrahydronaphthalene เป็นต้น

3.2 การนำรีเอเจนต์ไปใช้ ตามปกติในการปฏิบัติการทดลองจะต้องมีการนำรีเอเจนต์ มาเตรียมเป็นสารละลายเพื่อใช้ในการทดลองทุกครั้งในการเตรียมสารละลายแต่ละชนิดต้องมีการ ศึกษาคุณสมบัติของรีเอเจนต์ที่นำมาใช้ให้ละเอียดก่อน เพื่อป้องกันอุบัติเหตุที่อาจเกิดขึ้นได้ และต้อง ศึกษาถึงเทคนิคและวิธีการเตรียมเป็นสารละลายด้วย รีเอเจนต์บางอย่างสามารถเตรียมเป็นสารละลาย ได้โดยวิธีง่าย ๆ แต่บางอย่างต้องอาศัยเทคนิคของการละลายมาช่วย ตัวอย่างที่ควรระมัดระวัง ในการใช้รีเอเจนต์เตรียมเป็นสารละลาย ได้แก่

3.2.1 การเตรียมสารละลายเจือจางของกรดต่าง ๆ วิธีเตรียมควรใช้กรดเข้มข้น เกล็ดในน้ำอย่างช้า ๆ กรดบางชนิดเมื่อผสมกับน้ำจะเกิดปฏิกิริยาที่ให้ความร้อน (exothermic reaction) ถ้าเทน้ำลงในกรดปฏิกิริยาอาจเกิดขึ้นอย่างรุนแรงได้ เช่น กรดฟอสฟอริกเข้มข้น จึงห้ามเทน้ำลงในกรดซัลฟิวริกเข้มข้นโดยเด็ดขาด

3.2.2 กรดแอสติกเมื่อรวมกับกรดไนตริกเข้มข้นอาจจะเกิดระเบิดขึ้นได้ ดังนั้นไม่ควรผสมกรดไนตริกเข้มข้นกับกรดแอสติก

3.2.3 กรดซัลฟิวริก สามารถใช้ละลายโลหะได้ แต่ถ้าเติมกรดซัลฟิวริกลงไปละลายโลหะมากเกินไปจะเกิดก๊าซซัลเฟอร์ไดออกไซด์ (SO_2) ซึ่งเป็นอันตรายมาก

3.2.4 กรดไนตริก เป็นตัวออกซิไดส์ที่แรง ดังนั้นจึงสามารถละลายโลหะและสารประกอบของโลหะได้หลายตัว แต่มีข้อเสียคือ ปฏิกิริยาออกซิเดชันที่เกิดขึ้นจะให้ก๊าซไนโตรเจนไดออกไซด์ (NO_2) ซึ่งเป็นก๊าซพิษ ดังนั้นในการเตรียมสารละลายของโลหะที่ต้องใช้กรดไนตริกเป็นตัวทำละลายควรทำในตู้ควัน (Fume Hood)

3.2.5 เกลือเปอร์คลอเรตของโลหะต่าง ๆ ถ้าใช้ตัวทำละลายอินทรีย์อาจเกิดปฏิกิริยาและมีการระเบิดอย่างรุนแรงขึ้นได้ ดังนั้นการเตรียมสารละลายเกลือเปอร์คลอเรตควรใช้ตัวทำละลายเป็นสารอินทรีย์

3.2.6 โพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนต เป็นตัวออกซิไดส์ค่อนข้างแรง เมื่อผสมกับกรดซัลฟิวริกเข้มข้น อาจเกิดระเบิดอย่างรุนแรงได้

3.2.7 เกลือของไซยาไนด์ เช่น NaCN หรือ KCN เมื่ออยู่ในสารละลายของกรดจะทำให้เกิดก๊าซ HCN ซึ่งเป็นพิษมาก ดังนั้นควรระมัดระวังเป็นพิเศษ ในการทดลองที่จำเป็นต้องใช้เกลือไซยาไนด์ ต้องพยายามรักษาสภาพของสารละลายไม่ให้มีฤทธิ์เป็นกรด **ต้องทำในสภาพที่สารละลายมีฤทธิ์เป็นเบสเสมอ**

3.2.8 สำหรับการทดลองใด ๆ ที่ทำให้เกิดก๊าซคาร์บอนมอนนอกไซด์ (CO) ควรทำในตู้ควันที่สามารถดูดควันได้อย่างดี เพราะก๊าซคาร์บอนมอนนอกไซด์เป็นก๊าซพิษ

4. การเตรียมสารละลายจากรีเอเจนต์

รีเอเจนต์ที่หาซื้อมาจากบริษัทผู้ผลิตเมื่อต้องการนำมาวิเคราะห์จำเป็นต้องเตรียมให้เป็นสารละลายหรืออยู่ในสภาพที่พร้อมจะใช้งาน เนื่องจากรีเอเจนต์ส่วนใหญ่มีราคาแพง และบางชนิดมีอันตราย ดังนั้นในการนำมาใช้ต้องระมัดระวังเป็นพิเศษ ควรนำมาใช้อย่างประหยัด ข้อควร

ปฏิบัติในการนำรีเอเจนต์มาใช้เตรียมเป็นสารละลายมีดังต่อไปนี้คือ

- ก. อ่านฉลากข้างขวดรีเอเจนต์ก่อนเพื่อให้หยิบมาใช้ได้ถูกต้อง
- ข. ต้องใช้ชั้นสะอาดและแห้งตักรีเอเจนต์ออกจากขวด
- ค. ไม่ควรเอารีเอเจนต์ออกจากขวดมากเกินไปเกินความต้องการ
- ง. รีเอเจนต์ที่เทออกจากขวดแล้ว ไม่ควรเทกลับคืนเมื่อเหลือใช้
- จ. ถักรีเอเจนต์ที่ต้องการใช้เป็นของเหลว ห้ามใช้ปิเปตจุ่มลงในขวดรีเอเจนต์เพื่อดูดออกมา

โดยเด็ดขาด ควรเทรีเอเจนต์ที่เป็นของเหลวใส่ปิเปกอร์ให้พอกับปริมาณที่ต้องใช้แล้วจึงเอาปิเปตดูดออกไปใช้อีกครั้งหนึ่ง

ฉ. ไม่ควรเปิดขวดรีเอเจนต์ตั้งทิ้งไว้นาน ๆ ควรปิดทันทีหลังจากที่ถ่ายออกมาแล้ว เพราะรีเอเจนต์บางตัวอาจเปลี่ยนสภาพได้เมื่อถูกกับอากาศ หรืออาจทำให้ฝุ่นผงลงไปในขวดรีเอเจนต์

ช. เมื่อเตรียมสารละลายจากรีเอเจนต์เสร็จแล้ว ควรบรรจุสารละลายในขวดรีเอเจนต์พร้อมกับติดฉลากให้เรียบร้อย โดยบอกชื่อสาร ความเข้มข้น วันที่เตรียม และชื่อผู้เตรียม

การเตรียมสารละลายเพื่อใช้ในการทดลองอาจเตรียมได้จากรีเอเจนต์ที่เป็นของแข็ง รีเอเจนต์ที่เป็นของเหลว หรือจากการเจือจางสารละลายที่มีอยู่แล้ว ซึ่งแต่ละวิธีมีการคำนวณหาปริมาณของรีเอเจนต์ที่ต้องนำมาใช้แตกต่างกัน ดังต่อไปนี้

4.1 การเตรียมสารละลายจากรีเอเจนต์ของแข็ง วิธีการคำนวณเพื่อหาน้ำหนักของรีเอเจนต์ที่ต้องนำมาใช้ในการเตรียมสารละลายขึ้นอยู่กับหน่วยความเข้มข้นของสารละลายที่ต้องการ ดังนั้น การคำนวณจึงแตกต่างกัน ดังต่อไปนี้

4.1.1 การเตรียมสารละลายให้มีหน่วยความเข้มข้นเป็นโมลาร์

ถ้าไม่พิจารณาถึงการแตกตัวของสารที่นำมาใช้ในการเตรียมสารละลาย การคำนวณเพื่อเตรียมสารละลายให้มีหน่วยความเข้มข้นเป็นโมลาร์และฟอร์مولจะมีวิธีการเดียวกัน ความเข้มข้นเป็นโมลาร์หมายถึงจำนวนโมลของสารที่มีอยู่ในสารละลาย 1 ลบ.ดม. นั่นคือถ้าต้องการเตรียมสารละลายที่เข้มข้น 1 โมลาร์หรือฟอร์مولจะต้องใช้รีเอเจนต์ของแข็ง 1 โมล หรือชั่งมาให้นักเท่ากับน้ำหนักโมเลกุล แล้วนำมาเตรียมเป็นสารละลายให้มีปริมาตร 1 ลบ.ดม.

$$M = \frac{\text{no. moles}}{\text{dm}^3} = \frac{\text{no. mmoles}}{\text{cm}^3} \dots\dots\dots(3.1)$$

$$\text{เมื่อ no. moles} = \frac{\text{gm}}{\text{M.W.}} \dots\dots\dots(3.2)$$

ตัวอย่างที่ 3.1 ต้องการเตรียมสารละลาย EDTA เข้มข้น 0.01 M จำนวน 500 ลบ.ซม. ต้องใช้ EDTA หนักกี่กรัม

วิธีทำ น้ำหนักโมเลกุล EDTA = 372.2 กรัม

ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย EDTA เข้มข้น 1 M จำนวน 1 ลบ.ดบ. จะใช้ EDTA = 372.2 กรัม

ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย EDTA เข้มข้น 0.01 M จำนวน 1 ลบ.ดบ. จะใช้ EDTA

$$= 372.2 \times 0.01$$

$$= 3.722 \text{ กรัม}$$

ในเมื่อต้องการสารละลาย EDTA เพียง 500 ลบ.ซม.

$$\therefore \text{ต้องใช้ EDTA} = \frac{3.722 \times 500}{1,000}$$

$$= 1.861 \text{ กรัม}$$

ตัวอย่างที่ 3.2 จงอธิบายการเตรียมสารละลาย 0.100M Na_2CO_3 จำนวน 2 ลบ.ดบ. จากของแข็ง Na_2CO_3 ที่บริสุทธิ์

วิธีทำ

$$\text{จำนวนโมลที่ต้องใช้ในการเตรียมสารละลาย} = 0.100 \times 2$$

$$= 0.200 \text{ โมล}$$

$$\text{น้ำหนักของ } \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ ที่ต้องใช้} = \text{no. mole} \times \text{M.W.}$$

$$= 0.200 \times 106$$

$$= 21.2 \text{ กรัม}$$

นั่นคือต้องชั่งสาร Na_2CO_3 หนัก 21.2 กรัม มาละลายด้วยน้ำกลั่น ให้มีปริมาตร 2 ลบ.ดบ. จะได้ความเข้มข้นของสารละลายพอดี 0.100 M.

ตัวอย่างที่ 3.3 ต้องการเตรียมสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 M จำนวน 500 ลบ.ซม. จะทำได้ อย่างไร

วิธีทำ น้ำหนักโมเลกุล NaOH = 40

สารละลายเข้มข้น 1 M มีความหมายว่าสารละลายจำนวน 1 ลบ.ดบ. จะมีเนื้อสารอยู่ 1 โมล

ถ้าเตรียมสารละลาย 1 M จำนวน 1,000 ลบ.ซม. ต้องใช้ NaOH	=	40	กรัม
ถ้าเตรียมสารละลาย 0.1 M จำนวน 1,000 ลบ.ซม. ต้องใช้ NaOH	=	40×0.1	กรัม
ถ้าเตรียมสารละลาย 0.1 M จำนวน 500 ลบ.ซม. ต้องใช้ NaOH	=	$\frac{40 \times 0.1 \times 500}{1,000}$	
	=	2	กรัม

วิธีเตรียมทำได้โดยใช้ NaOH หนัก 2 กรัม ละลายน้ำแล้วทำให้ปริมาตรของสารละลายเท่ากับ 500 ลบ.ซม. จะได้สารละลายที่มีความเข้มข้น 0.1 M

การคำนวณตามตัวอย่างที่ 3.1 และ 3.3 ใช้วิธีการคำนวณแบบเดียวกัน คือพิจารณาจากความหมายของความเข้มข้น 1 โมลาร์ ซึ่งหมายถึงจำนวนโมลของสาร 1 โมล ซึ่งมีน้ำหนักเท่ากับน้ำหนักโมเลกุลของสารนั้นละลายอยู่ในสารละลาย 1 ลบ.ดบ. ดังนั้น ถ้าต้องการเตรียมให้มีความเข้มข้นขนาดอื่นและปริมาตรอื่นสามารถทำได้โดยเทียบบัญญัติไตรยางค์ดังที่แสดงไว้ ส่วนตัวอย่างที่ 3.2 แสดงวิธีการคำนวณที่ต่างออกไป คือหาจำนวนโมลของสารที่จะใช้ในการเตรียมเป็นสารละลายจากผลคูณของความเข้มข้นและปริมาตรที่ต้องการเตรียม แล้วนำจำนวนโมลที่คำนวณได้คูณกับน้ำหนักโมเลกุลก็จะได้น้ำหนักของสารที่ต้องใช้

กิจกรรมที่ 3.2

ให้นักศึกษาลองหัดเตรียมสารละลายโซเดียมคลอไรด์เข้มข้น 0.05 M จำนวน 250 ลบ.ซม. พร้อมทั้งแสดงวิธีการคำนวณหาน้ำหนักของโซเดียมคลอไรด์ที่ต้องใช้ ส่งอาจารย์ผู้ควบคุมด้วย

4.1.2 การเตรียมสารละลายให้มีหน่วยความเข้มข้นเป็นนอร์แมล

สารละลายที่มีหน่วยความเข้มข้นเป็นนอร์แมล หมายถึง จำนวนกรัมสมมูลของสารที่มีอยู่ในสารละลาย 1 ลบ.ดม.

$$N = \frac{\text{no. eq. wt.}}{\text{dm}^3} = \frac{\text{no. meq.}}{\text{cm}^3} \dots\dots\dots(3.3)$$

$$\text{no. eq. wt.} = \frac{\text{gm.}}{\text{eq. wt.}} \dots\dots\dots(3.4)$$

น้ำหนักสมมูล (eq.wt.) ของสารสามารถหาได้จากการพิจารณาปฏิกิริยาเคมีที่จะเกิดขึ้น เมื่อนำสารละลายนั้นไปใช้ ดังนี้

ก. ถ้าเป็นปฏิกิริยากรด - เบส

$$\text{น้ำหนักสมมูล} = \frac{\text{น้ำหนักโมเลกุล}}{\text{no. H}^+ \text{ ที่เกิดปฏิกิริยา}} \dots\dots\dots(3.5)$$

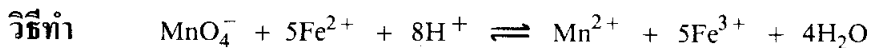
ข. ถ้าเป็นปฏิกิริยาการตกตะกอนหรือการเกิดสารประกอบเชิงซ้อน

$$\text{น้ำหนักสมมูล} = \frac{\text{น้ำหนักโมเลกุล}}{\text{จำนวนประจุของ reacting cation}} \dots\dots\dots(3.6)$$

ค. ถ้าเป็นปฏิกิริยารีดอกซ์

$$\text{น้ำหนักสมมูล} = \frac{\text{น้ำหนักโมเลกุล}}{\text{จำนวนอิเล็กตรอนที่เกิดการถ่ายเทในปฏิกิริยา}} \quad (3.7)$$

ตัวอย่างที่ 3.4 ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย KMnO_4 เข้มข้น 0.1 N จำนวน 1 ลบ.ดม. เพื่อใช้ทำปฏิกิริยากับ Fe^{2+} จะต้องใช้สาร KMnO_4 หนักเท่าไร



$$\text{จำนวนอิเล็กตรอนที่ถ่ายเทในปฏิกิริยา} = 5$$

$$\begin{aligned} \text{น้ำหนักสมมูล } \text{KMnO}_4 &= \frac{\text{น้ำหนักโมเลกุล}}{5} \\ &= \frac{158.0}{5} \\ &= 31.6 \end{aligned}$$

จำนวนกรัมสมมูลของ KMnO_4 ที่ต้องใช้ในการเตรียมสารละลาย 1 ลบ.ดม. = 0.1 กรัมสมมูล

$$\text{น้ำหนักของ } \text{KMnO}_4 = 0.1 \times 31.6$$

$$= 3.16 \quad \text{กรัม}$$

ตัวอย่างที่ 3.5 จงอธิบายวิธีการเตรียมสารละลาย 0.200 N BaCl_2 จากของแข็ง

$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ จำนวน 500 ลบ.ซม. เพื่อใช้ในการไทเทรตกับสารละลาย AgNO_3

วิธีทำ เพราะว่า BaCl_2 จำนวน $\frac{1}{2}$ โมล จะทำปฏิกิริยาพอดีกับ AgNO_3 1 โมล

$$\text{น้ำหนักสมมูลของ } \text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \frac{\text{น้ำหนักโมเลกุล}}{2}$$

$$= \frac{244.24}{2}$$

$$= 122.12$$

$$\text{จำนวนกรัมสมมูลของ BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O ที่ต้องใช้} = \frac{0.200 \times 500}{1,000}$$

$$= 0.1 \quad \text{กรัมสมมูล}$$

ต้องใช้ BaCl₂ · 2H₂O หนัก

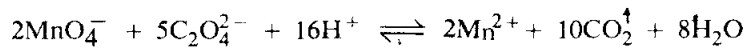
$$= 0.1 \times 122.12$$

$$= 12.21 \quad \text{กรัม}$$

วิธีเตรียมทำได้โดยใช้ BaCl₂ · 2H₂O หนัก 12.21 กรัม ละลายน้ำแล้วทำให้มีปริมาตร 500 ลบ.ซม. จะได้สารละลายเข้มข้น 0.200 N

กิจกรรมที่ 3.3

ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย โซเดียมออกซาเลต (Na₂C₂O₄) เข้มข้น 0.10 N จำนวน 250 ลบ.ซม. เพื่อนำไปทำสแตนดาร์ดไตเซชันสารละลายโพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนต (KMnO₄) จะต้องใช้โซเดียมออกซาเลตหนักกี่กรัม ปฏิกริยาที่เกิดขึ้น คือ



4.1.3 การเตรียมสารละลายให้มีความเข้มข้นเป็นเปอร์เซ็นต์

ในการทดลองบางอย่างจะมีการใช้สารละลายที่มีความเข้มข้นเป็นเปอร์เซ็นต์ เช่น ในการทดลองหาปริมาณไฮดรอกไซด์ผสมกับคาร์บอเนต ต้องมีการตกตะกอนคาร์บอเนตด้วยแบเรียมคลอไรด์ 1% เป็นต้น วิธีการเตรียมสามารถทำได้โดยชั่งสารเป็นกรัมตามจำนวนเปอร์เซ็นต์ที่ต้องการแล้วเตรียมเป็นสารละลาย 100 ลบ.ซม. จะได้เป็นเปอร์เซ็นต์น้ำหนักต่อปริมาตรของสารละลายนั้น

$$\% \text{ สารละลาย (W/V)} = \frac{\text{น้ำหนักสาร (gm)}}{\text{ปริมาตรของสารละลาย (cm}^3\text{)}} \times 100 \dots \dots \dots (3.8)$$

ตัวอย่างที่ 3.6 จงอธิบายวิธีการเตรียมสารละลายแบเรียมคลอไรด์ 1% จำนวน 200 ลบ.ซม.

วิธีทำ

สารละลาย	$BaCl_2$	100 ลบ.ซม.	ต้องใช้	$BaCl_2$	= 1	กรัม
"	"	200	"	"	=	$\frac{1 \times 200}{100}$
					=	2
						กรัม

นั่นคือต้องชั่ง $BaCl_2$ มาหนัก 2 กรัม แล้วละลายให้มีปริมาตร 200 ลบ.ซม. จะได้สารละลาย $BaCl_2$ เข้มข้น 2%

ตัวอย่างที่ 3.7 จงคำนวณหาว่าต้องใช้โซเดียมคลอไรด์ (NaCl) กี่กรัม เพื่อเตรียมเป็นสารละลาย น้ำเกลือที่เข้มข้น 0.90% (W/V) จำนวน 500 ลบ.ซม.

วิธีทำ

น้ำเกลือ 100 ลบ.ซม.	ต้องใช้	$NaCl$	=	0.90	กรัม
"	"	"	=	$\frac{0.90 \times 500}{100}$	
			=	4.50	กรัม

นั่นคือ ต้องใช้ โซเดียมคลอไรด์ 4.5 กรัม ละลายในน้ำกลั่นให้มีปริมาตร เท่ากับ 500 ลบ.ซม.

กิจกรรมที่ 3.4

จงอธิบายวิธีการเตรียมสารละลาย 1% NH_4NO_3 จำนวน 250 ลบ.ซม. เพื่อใช้เป็นน้ำล้างตะกอนเหล็กไฮดรอกไซด์

4.1.4 การเตรียมสารละลายให้มีหน่วยความเข้มข้นเป็น ppm.

ppm. คือหน่วยความเข้มข้นของสารละลายที่หมายถึงจำนวนส่วนของสารใน ล้านส่วนของสารละลาย ใช้เป็นหน่วยความเข้มข้นของสารละลายที่เจือจางมาก ๆ

$$\text{ppm} = \frac{\text{น.น.สาร (gm)}}{\text{ปริมาตรสารละลาย (cm}^3\text{)}} \times 10^6 \quad \dots\dots\dots(3.9)$$

ในเมื่อ ppm เป็นความเข้มข้นของสารที่เจือจางมาก ๆ ดังนั้น จึงมีปริมาณสารเป็นเพียงไมโครกรัม

$$\therefore \text{ppm} = \frac{\left(\frac{\mu\text{g}}{10^6}\right)}{\text{cm}^3} \times 10^6$$

(แปลงหน่วย μg ของสารที่มีอยู่ให้เป็นกรัมแล้วแทนค่าลงในสูตรสมการที่ 3.9)

$$\text{นั่นคือ ppm} = \frac{\mu\text{g}}{\text{cm}^3} \dots\dots\dots(3.10)$$

$$\text{หรือ ppm} = \frac{\text{mg}}{\text{dm}^3} \dots\dots\dots(3.11)$$

ตัวอย่างที่ 3.8 ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย NaCl ให้มีความเข้มข้นของ Na^+ เท่ากับ 100 ppm จำนวน 500 ลบ.ซม. ต้องใช้ NaCl ที่เป็นของแข็งหนักเท่าไร

วิธีทำ สารละลายเข้มข้น 100 ppm แสดงว่าในสารละลาย 1,000 ลบ.ซม. จะมี Na^+ หนักเท่ากับ 100 มิลลิกรัม หรือ 0.100 กรัม

$$\text{เมื่อน้ำหนักโมเลกุลของ NaCl} = 58.5$$

$$\text{แสดงว่าถ้าต้องการ } \text{Na}^+ \text{ 23 กรัม ต้องใช้ NaCl} = 58.5 \text{ กรัม}$$

$$\text{เมื่อต้องการ } \text{Na}^+ \text{ 0.100 กรัม ต้องใช้ NaCl} = \frac{58.5 \times 0.100}{23}$$

$$= 0.2543 \text{ กรัม/1,000 ลบ.ซม.}$$

ในเมื่อต้องการสารละลายเพียง 500 ลบ.ซม.

$$\therefore \text{ต้องใช้ NaCl} = \frac{0.2543 \times 500}{1,000}$$

$$= 0.1272 \text{ กรัม}$$

นั่นคือต้องใช้ NaCl หนัก 0.1272 กรัม ละลายน้ำให้เป็น 500 ลบ.ซม. จะได้สารละลายที่มี Na^+ เข้มข้น 100 ppm

ตัวอย่างที่ 3.9 ต้องการเตรียมสารละลาย K^+ ให้มีความเข้มข้น 50 ppm จำนวน 1 ลบ.ดม.

ต้องใช้ K_2SO_4 หนักกี่กรัม

วิธีทำ K^+ เข้มข้น 50 ppm หมายถึงมี K^+ = 50 มิลลิกรัมในสารละลาย 1 ลบ.ดม.

$$\text{เมื่อ } \text{K}_2\text{SO}_4 \text{ มีน้ำหนักโมเลกุล} = 174.26$$

$$\text{แสดงว่าถ้าต้องการ } \text{K}^+ \text{ } 39.1 \times 2 \text{ กรัม ต้องใช้ } \text{K}_2\text{SO}_4 = 174.26 \text{ กรัม}$$

$$\text{เมื่อต้องการ } \text{K}^+ \text{ } 50 \times 10^{-3} \text{ กรัม ต้องใช้ } \text{K}_2\text{SO}_4 = \frac{174.26 \times 50 \times 10^{-3}}{39.1 \times 2}$$

$$= 0.1114 \text{ กรัม}$$

นั่นคือต้องใช้ K_2SO_4 หนัก 0.1114 กรัม เตรียมเป็นสารละลาย 1 ลบ.ดม.

กิจกรรมที่ 3.5

ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย Cu^{2+} เข้มข้น 200 ppm จำนวน 500 ลบ.ซม.
จาก $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ จะทำได้อย่างไร

4.1.5 การเตรียมสารละลายในหน่วยความเข้มข้นไตเตอร์

ไตเตอร์คือหน่วยความเข้มข้นที่หมายถึงน้ำหนักของสารใด ๆ ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลายนั้นหนึ่งหน่วยปริมาตร เช่น ไตเตอร์ของสารละลาย EDTA มีค่าเท่ากับ 2.5 มิลลิกรัมของ CaCO_3 /ลบ.ซม. หมายความว่า สารละลาย EDTA จำนวน 1 ลบ.ซม. สามารถทำปฏิกิริยากับ CaCO_3 ได้ 2.5 มิลลิกรัม การหาความเข้มข้นของสารละลายในรูปของหน่วยไตเตอร์จะมีความสะดวกมากสำหรับงานที่ต้องทำเป็นกิจวัตรโดยไทเทรตสารละลายเพียงชนิดเดียวตลอด เช่น ต้องนำสารละลาย EDTA นี้ไปไทเทรตกับสารละลายตัวอย่าง CaCO_3 เมื่อใช้ EDTA ไปจำนวน Y ลบ.ซม. เราก็สามารถหาปริมาณ CaCO_3 ได้ทันที คือเท่ากับ $Y \times 2.5$ มิลลิกรัม

$$T = \frac{\text{mg of Substance}}{\text{cm}^3 \text{ of solution}} \dots\dots\dots(3.12)$$

ตัวอย่างที่ 3.10 จงเตรียมสารละลาย EDTA ให้มีไตเตอร์เท่ากับ 3 มิลลิกรัมของ ZnSO_4 /ลบ.ซม. จำนวน 250 ลบ.ซม.

วิธีทำ สารละลาย EDTA 1 ลบ.ซม. สามารถทำปฏิกิริยาพอดีกับ $\text{ZnSO}_4 = 3$ มิลลิกรัม

$$\begin{aligned} \text{ZnSO}_4 \text{ ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับ EDTA 1 ลบ.ซม.} &= \frac{3}{\text{M.W. ZnSO}_4} \text{ มิลลิโมล} \\ &= \frac{3}{161.43} = 1.86 \times 10^2 \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$

นั่นคือในสารละลาย EDTA 1 ลบ.ซม. จะมี EDTA = 1.86×10^2 มิลลิโมลด้วย

$$\begin{aligned} \text{ถ้าต้องการสารละลาย EDTA 250 ลบ.ซม. จะต้องมี EDTA} &= 1.86 \times 10^2 \times 250 \\ &= 4.65 \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{ต้องใช้ EDTA} &= 4.65 \times \text{M.W. EDTA} \\ &= 4.65 \times 372.2 \quad \text{มิลลิกรัม} \\ &= 1.729 \quad \text{กรัม} \end{aligned}$$

วิธีเตรียมให้ใช้ EDTA หนัก 1.729 กรัม ละลายเป็นสารละลาย 250 ลบ.ซม
 จะได้สารละลายที่มีไทเตอร์เท่ากับ 3 มิลลิกรัม ของ $ZnSO_4$ /ลบ.ซม.

กิจกรรมที่ 3.6

ถ้าต้องการเตรียมสารละลายเงินไนเตรดให้มีไทเตอร์เท่ากับ 4 มิลลิกรัมของ
 โซเดียมคลอไรด์ต่อสารละลาย 1 ลบ.ซม. จำนวน 500 ลบ.ซม. จะต้องใช้เงิน
 ไนเตรดกี่กรัม

4.2 การเตรียมสารละลายจากรีเอเจนต์ของเหลว รีเอเจนต์ที่เป็นของเหลวจะต้อง
 มีฉลากบอกคุณสมบัติของ ๆ เหลวไว้ที่ขวดเสมอ เพราะต้องใช้ในการคำนวณ วิธีการคำนวณหาปริมาณ
 ของรีเอเจนต์เพื่อใช้เตรียมให้ได้ความเข้มข้นในหน่วยต่าง ๆ สามารถทำได้ดังต่อไปนี้

4.2.1 การเตรียมสารละลายให้มีความเข้มข้นเป็นโมลาร์ รีเอเจนต์ที่เป็นของเหลว
 เมื่อต้องการเตรียมเป็นสารละลายให้ได้ความเข้มข้นเป็นโมลาร์สามารถทำได้ดังตัวอย่างข้างล่าง
 นี้

ตัวอย่างที่ 3.11 แอมโมเนียเข้มข้นที่สั่งซื้อมามีฉลากติดอยู่ข้างขวดโดยบอกไว้ว่ามีเปอร์เซ็นต์แอม
 โมเนียเท่ากับ 27% ความถ่วงจำเพาะ 0.90 จงคำนวณหาว่าต้องใช้แอมโมเนียเข้มข้นเท่าไรในการ
 เตรียมเป็นสารละลายเข้มข้น 6.0 M จำนวน 250 ลบ.ซม.

วิธีทำ NH_3 มีน้ำหนักโมเลกุล = 17

$$\begin{aligned} NH_3 \text{ เข้มข้น } 6.0 \text{ M จำนวน } 250 \text{ ลบ.ซม. แสดงว่าต้องใช้ } NH_3 \\ &= \frac{250 \times 6.0}{1,000} \text{ โมล} \\ &= \frac{250 \times 6.0}{1,000} \times 17 \text{ กรัม} \\ &= 25.5 \text{ กรัม} \end{aligned}$$

จากเปอร์เซ็นต์ของแอมโมเนียเข้มข้น = 27%

แสดงว่า NH_3 27 กรัม จะอยู่ใน NH_3 เข้มข้น = 100 กรัม

ถ้าต้องการ NH_3 25.5 กรัม จะต้องใช้ NH_3 เข้มข้น = $\frac{100 \times 25.5}{27}$ กรัม
 = **94.44** กรัม

จากความถ่วงจำเพาะของแอมโมเนียเข้มข้น = 0.90

แสดงว่าแอมโมเนียมเข้มข้นหนัก 0.90 กรัม มีปริมาตรเท่ากับ 1 ลบ.ซม.
 ถ้าต้องใช้แอมโมเนียมเข้มข้นหนัก 94.44 กรัม จะมีปริมาตร = $\frac{1 \times 94.44}{0.90}$
 = 105 ลบ.ซม.

นั่นคือต้องนำแอมโมเนียมเข้มข้นมาจำนวน 105 ลบ.ซม. แล้วทำให้เป็นสารละลาย
 ปริมาตร 250 ลบ.ซม. จะได้สารละลายเข้มข้น 6.0 M

เมื่อพิจารณาจากการคำนวณในตัวอย่างที่ 3.11 จะเห็นได้ว่าปริมาตรของ

$$\text{NH}_3 \text{ ที่ใช้ได้จาก } \frac{100 \times 17 \times 6.0}{27 \times 0.90} \times \frac{250}{1,000} = 105 \text{ ลบ.ซม.}$$

- เมื่อ 17 คือ น้ำหนักโมเลกุล
 6.0 คือ ความเข้มข้น
 27 คือ เปอร์เซนต์ของแอมโมเนียม
 0.90 คือ ความถ่วงจำเพาะหรือความหนาแน่น
 250 คือ ปริมาตรที่ต้องเตรียม

ถ้าให้ V คือปริมาตรของรีเอเจนต์ของเหลวที่ต้องใช้เตรียมเป็นสารละลาย 1 ลบ.ดม. หรือ
 1,000 ลบ.ซม.

$$\text{จะได้ } V = \frac{100 \times 17 \times 6.0}{27 \times 0.90}$$

$$\text{นั่นคือ } V = \frac{100 \times MM'}{pd} \dots\dots\dots(3.13)$$

- เมื่อ M = น้ำหนักโมเลกุล
 M' = ความเข้มข้นเป็นโมลาร์
 P = เปอร์เซนต์ของเนื้อสาร
 d = ความถ่วงจำเพาะหรือความหนาแน่น

ดังนั้นในการคำนวณหาปริมาตรของรีเอเจนต์ของเหลวเพื่อใช้ในการเตรียมสารละลาย
 1 ลบ.ดม. สามารถคำนวณได้ตามตัวอย่างที่ 3.11 หรือ อาจใช้สูตรสมการที่ 3.13

ตัวอย่างที่ 3.12 ต้องการเตรียมสารละลาย HNO₃ เข้มข้น 0.1 M จำนวน 500 ลบ.ซม. ที่ฉลาก
 ขวดรีเอเจนต์ของกรด HNO₃ เข้มข้น บอกความหนาแน่น (density) น้ำหนักโมเลกุล (M.W.) และเปอร์-
 เซนต์ของเนื้อสารไว้ดังนี้

$$\begin{aligned} \text{น้ำหนักโมเลกุล} &= 63.02 \\ \text{เปอร์เซ็นต์ความบริสุทธิ์} &= 69.5\% \\ \text{ความหนาแน่น} &= 1.42 \quad \text{กรัม/ลบ.ซม.} \end{aligned}$$

วิธีทำ จากสมการที่ 3.13

$$\begin{aligned} V &= \frac{100 \times 63.02 \times 0.1}{69.5 \times 1.42} \\ &= 6.4 \quad \text{ลบ.ซม./ลบ.ดม.} \end{aligned}$$

ต้องการเตรียมสารละลายเพียง 500 ลบ.ซม.

$$\begin{aligned} \text{ต้องใช้ HNO}_3 \text{ เข้มข้น} &= \frac{6.4 \times 500}{1,000} \\ &= 3.2 \quad \text{ลบ.ซม.} \end{aligned}$$

นั่นคือในการเตรียมสารละลายกรด HNO_3 เข้มข้น 0.1 M จำนวน 500 ลบ.ซม. ทำได้โดยใช้ HNO_3 เข้มข้น 3.2 ลบ.ซม. ใส่ลงในน้ำกลั่นแล้วทำให้มีปริมาตร 500 ลบ.ซม.

ตัวอย่างที่ 3.13 ต้องใช้กรดเกลือเข้มข้นที่ลูกบาศก์เซนติเมตรในการเตรียมสารละลายให้มีความเข้มข้น 0.100 M จำนวน 1 ลบ.ดม. ถ้ากรดเกลือเข้มข้นมีค่าเท่ากับ 38% และความถ่วงจำเพาะเท่ากับ 1.19

วิธีทำ จากสูตรสมการที่ 3.13

$$\begin{aligned} V &= \frac{MM' \times 100}{pd} \\ &= \frac{0.100 \times 36.45 \times 100}{38 \times 1.19} \\ &= 8.1 \quad \text{ลบ.ซม.} \end{aligned}$$

ในการปฏิบัติการทดลองทุกครั้งจะต้องมีการเตรียมสารละลายของกรดและเบสจากกรดและเบสเข้มข้น (concentrated acid and concentrated base) ให้มีความเข้มข้นต่าง ๆ กันตามความเหมาะสมในการทดลองเสมอ ดังนั้น นักศึกษาควรทราบส่วนประกอบของกรดและเบสเข้มข้น บางตัวที่ใช้กันเสมอ ๆ และปริมาตรของกรดและเบสเข้มข้นที่ใช้เตรียมเป็นสารละลายเข้มข้น 1 M จำนวน 1 ลบ.ดม. เพื่อความสะดวกและรวดเร็วในการเตรียม ดังแสดงไว้ในตารางที่ 3.1

ตารางที่ 3.1 ส่วนประกอบของกรดและเบสเข้มข้นบางตัว

	HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄	HC ₂ H ₃ O ₂	HClO ₄	H ₃ PO ₄	NH ₄ OH	NaOH
Molecular weight	36.46	63.01	98.08	60.06	100.46	98.0	35.05	40.00
Approx. Specific gravity	1.19	1.42	1.84	1.05	1.67	1.69	0.90	1.53
Approx. % (W/W)	37.0	69.5	96.0	99.6	70.0	85.0	57.6	50.0
Approx. normality	12.2	15.7	36.0	17.4	11.6	44.0	14.8	19.1
Approx. cubiccentimetre per cubicdecimetre								
1 M solution	83.0	64.0	56.0	57.5	86.0	69.0	67.5	52.4

4.2.2 การเตรียมสารละลายที่มีความเข้มข้นเป็นนอร์แมล การคำนวณสามารถทำได้แบบเดียวกับการคำนวณเป็นโมลาร์ สามารถใช้วิธีการเทียบบัญญัติไตรยางค์ จากเปอร์เซ็นต์และความหนาแน่นที่กำหนดมาให้ หรือใช้สูตรก็ได้ ซึ่งมีสูตรในการคำนวณ คือ

$$V = \frac{100 MN}{apd} \dots\dots\dots(3.14)$$

N คือ ความเข้มข้นเป็นนอร์แมล

a คือ จำนวนโปรตอนของกรดที่สามารถทำปฏิกิริยาได้ (acidity) หรือคือจำนวนอิเล็กตรอนที่เกิดการถ่ายเทในปฏิกิริยารีดอกซ์

ตัวอย่างที่ 3.14 กรดซัลฟิวริกเข้มข้นบอกค่าต่าง ๆ ไว้ดังนี้

เปอร์เซ็นต์โดยน้ำหนัก = 96 %

ความหนาแน่น = 1.787 กรัม/ลบ.ซม.

น้ำหนักโมเลกุล = 98

จงคำนวณหาจำนวนกรดซัลฟิวริกเข้มข้นที่จำเป็นต้องใช้ในการเตรียมสารละลายกรดซัลฟิวริกเข้มข้น 0.5 N จำนวน 500 ลบ.ซม.

วิธีทำ
$$V = \frac{100 MN}{apd}$$

a = 2 เพราะมี H^+ ที่สามารถเกิดปฏิกิริยาได้ 2 ตัว

$$V = \frac{100 \times 98 \times 0.5}{2 \times 96 \times 1.787} = 14.28 \text{ ลบ.ซม.}$$

V คือปริมาตรที่ต้องใช้ในการเตรียมสารละลาย 1,000 ลบ.ซม.

เมื่อต้องการละลายเพียง 500 ลบ.ซม. จะต้องใช้กรดซัลฟิวริก

$$\begin{aligned} &= \frac{14.28 \times 500}{1,000} \\ &= 7.14 \text{ ลบ.ซม.} \end{aligned}$$

กิจกรรมที่ 3.8

จากตารางที่ 3.1 จงหาว่าถ้าต้องการเตรียมสารละลายของกรดและเบส เหล่านั้นจำนวน 1 ลบ.ดม. ให้มีความเข้มข้น 0.1 N จะต้องใช้กรดและเบสเข้มข้นกี่ ลบ.ซม.

4.2.3 การเตรียมสารละลายให้มีความเข้มข้นเป็นเปอร์เซ็นต์

การเตรียมสารละลายจากรีเอเจนต์ของเหลวให้มีหน่วยความเข้มข้นเป็นเปอร์เซ็นต์สามารถเตรียมได้ง่าย โดยใช้รีเอเจนต์ของเหลวเท่ากับจำนวนเปอร์เซ็นต์ที่ต้องการแล้วเตรียมเป็นสารละลาย 100 ลบ.ซม. จะได้ความเข้มข้นเป็นเปอร์เซ็นต์ของปริมาตรต่อปริมาตร (V/V)

ตัวอย่างที่ 3.15 จงเตรียมสารละลายกรด HCl เข้มข้น 2.5% จำนวน 250 ลบ.ซม.

วิธีทำ เมื่อเปิดสารละลายกรด HCl เข้มข้นมา 2.5 ลบ.ซม. ใส่ลงในน้ำกลั่นแล้วทำให้มีปริมาตรเป็น 100 ลบ.ซม. จะได้สารละลายที่มีความเข้มข้นตามต้องการ 2.5% (V/V)

ถ้าต้องการเตรียมให้มีปริมาณ 250 ลบ.ซม. แสดงว่า

$$\text{ต้องใช้ HCl เข้มข้น} = \frac{2.5 \times 250}{100} = 6.25 \text{ ลบ.ซม.}$$

ถ้าต้องการเตรียมสารละลายกรด HCl จาก HCl เข้มข้นให้มีความเข้มข้นเป็นเปอร์เซ็นต์ โดยน้ำหนักของ HCl ต่อปริมาตร (% W/V) สามารถทำได้ดังนี้

ตัวอย่างที่ 3.16 จงอธิบายวิธีการเตรียมสารละลายกรดเกลือเข้มข้น 10% (W/V) จำนวน 250 ลบ.ซม. จากสารละลายกรดเกลือเข้มข้นที่มีฉลากบอกไว้ข้างขวดดังนี้

น้ำหนักโมเลกุล	36.5
ความถ่วงจำเพาะ	1.19
เปอร์เซ็นต์ (W/W)	37.0

วิธีทำ ต้องการเตรียมสารละลาย 10% (W/V) แสดงว่าต้องใช้ HCl จำนวน 25 กรัม มาเตรียมเป็นสารละลาย 250 ลบ.ซม.

จากเปอร์เซ็นต์ของ HCl ที่แสดงไว้ที่ขวดจะได้ว่า

$$\begin{aligned} \text{ถ้าต้องการ HCl 37 กรัม ต้องใช้ HCl เข้มข้น} &= 100 && \text{กรัม} \\ \text{เมื่อต้องการ HCl 25 กรัม ต้องใช้ HCl เข้มข้น} &= \frac{100 \times 25}{37} && \text{กรัม} \\ &= 67.57 \end{aligned}$$

จากค่าความถ่วงจำเพาะ แสดงว่า

$$\begin{aligned} \text{HCl เข้มข้นหนัก 1.19 กรัม จะมีปริมาตร} &= 1 && \text{ลบ.ซม.} \\ \text{ถ้าต้องใช้ HCl เข้มข้นหนัก 67.57 กรัม จะใช้ปริมาตร} &= \frac{1 \times 67.57}{1.19} \\ &= 56.78 && \text{ลบ.ซม.} \end{aligned}$$

นั่นคือ ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย HCl เข้มข้น 10% (W/V) ต้องใช้ HCl เข้มข้น จำนวน 56.78 ลบ.ซม. ใส่ลงในน้ำกลั่นแล้วเจือจางให้มีปริมาตร 250 ลบ.ซม. จะได้ HCl เข้มข้น 10%

กิจกรรมที่ 3.9

กรดน้ำส้มเข้มข้นมีความถ่วงจำเพาะ 1.05 และเปอร์เซ็นต์ เนื้อสาร (W/W) 99.6 ถ้าต้องการเตรียมสารละลายกรดน้ำส้มเข้มข้น 10% (W/V) จำนวน 500 ลบ.ซม. จะต้องใช้กรดน้ำส้มเข้มข้นกี่ ลบ.ซม.

4.2.4 การเตรียมสารละลายให้มีหน่วยความเข้มข้นเป็น ppm

มีวิธีการเตรียมดังตัวอย่างต่อไปนี้

ตัวอย่างที่ 3.17 จากสารละลายกรดไนตริกเข้มข้น จงเตรียมสารละลายให้มีความเข้มข้นของไนเตรตไอออน (NO_3^-) เท่ากับ 100 ppm จำนวน 1 ลบ.ดม.

$$\begin{aligned} \text{HNO}_3 \text{ เข้มข้นมีน้ำหนักโมเลกุล} &= 63.01 \\ \text{ความถ่วงจำเพาะ} &= 1.42 \\ \text{เปอร์เซ็นต์โดยน้ำหนัก} &= 69.5 \end{aligned}$$

วิธีทำ ต้องการ NO_3^- เข้มข้น 100 ppm จำนวน 1 ลบ.ดม.

$$\begin{aligned} \text{แสดงว่าในสารละลายมี } \text{NO}_3^- &= 100 \text{ มิลลิกรัม} \\ &= 100 \times 10^{-3} \text{ กรัม} \end{aligned}$$

จากน้ำหนักโมเลกุล แสดงว่า

NO_3^- จำนวน 62.01 กรัม จะมาจาก HNO_3 จำนวน 63.01 กรัม

NO_3^- จำนวน 100×10^{-3} กรัม จะมาจาก HNO_3 จำนวน $\frac{63.01 \times 100 \times 10^{-3}}{62.01}$

$$\therefore \text{จำนวนกรดไนตริกที่ต้องใช้} = 0.1016 \text{ กรัม}$$

ถ้าต้องการเนื้อกรด HNO_3 69.5 กรัม ต้องใช้ HNO_3 เข้มข้น = 100 กรัม

ถ้าต้องการเนื้อกรด HNO_3 0.1016 กรัม ต้องใช้ HNO_3 เข้มข้น = $\frac{100 \times 0.1016}{69.5}$

$$= 0.1462 \text{ กรัม}$$

$$\text{กรดไนตริกเข้มข้น 0.1462 กรัม จะมีปริมาตร} = \frac{0.1462}{1.42}$$

$$= 0.1029 \text{ ลบ.ซม.}$$

นั่นคือต้องปิเปตกรดไนตริก เข้มข้นมา 0.1029 ลบ.ซม. แล้วมาเตรียมเป็นสารละลาย 1 ลบ.ดม.

จะได้สารละลายที่มีไนเตรตไอออนเข้มข้น 100 ppm ตามต้องการ

กิจกรรมที่ 3.10

ให้นักศึกษาทดลองเตรียมสารละลายกรดเกลือเข้มข้น 200 ppm จำนวน 500 ลบ.ซม. จากกรดเกลือเข้มข้น

4.2.5 การเตรียมสารละลายในหน่วยความเข้มข้นไตเตอร์ สามารถเตรียมได้ดังตัวอย่างต่อไปนี้

ตัวอย่างที่ 3.18 จงเตรียมสารละลายกรดเกลือให้มีไตเตอร์เท่ากับ 4 มิลลิกรัมของ NaOH /ลบ.ซม. จำนวน 500 ลบ.ซม.

วิธีทำ

$$\begin{aligned} \text{ปริมาณ } \text{NaOH} \text{ ที่สามารถทำปฏิกิริยาพอดีกับ } \text{HCl} \text{ 1 ลบ.ซม.} &= 4 \text{ มิลลิกรัม} \\ &= \frac{4}{40} \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 &= 0.1 \text{ มิลลิโมล} \\
 \text{แสดงว่าสารละลาย HCl 1 ลบ.ซม. จะมีเนื้อสาร HCl} &= 0.1 \text{ มิลลิโมล} \\
 \text{สารละลาย HCl 500 ลบ.ซม. จะมีเนื้อสาร HCl} &= 0.1 \times 500 \text{ มิลลิโมล} \\
 &= 50 \times 36.5 \text{ มิลลิกรัม} \\
 &= 1.825 \text{ กรัม}
 \end{aligned}$$

จากตารางที่ 3.1 แสดงว่า

$$\begin{aligned}
 \text{ถ้าต้องการ HCl 37 กรัม ต้องใช้ HCl เข้มข้นจากขวด} &= 100 \text{ กรัม} \\
 \text{เมื่อต้องการ HCl 1.825 กรัม ต้องใช้ HCl เข้มข้นจากขวด} &= \frac{100 \times 1.825}{37} \text{ กรัม} \\
 &= 4.93 \text{ กรัม} \\
 \text{HCl เข้มข้น 1.19 กรัม จะมีปริมาตรเท่ากับ} &1 \text{ ลบ.ซม.} \\
 \text{HCl เข้มข้น 4.93 กรัม จะมีปริมาตรเท่ากับ} &\frac{1 \times 4.93}{1.19} \\
 &= 4.14 \text{ ลบ.ซม.}
 \end{aligned}$$

นั่นคือต้องใช้ HCl เข้มข้นจำนวน 4.14 ลบ.ซม. ทำเป็นสารละลาย 500 ลบ.ซม. จะได้ความเข้มข้นที่มีไตเตอร์เท่ากับ 4 มิลลิกรัมของ NaOH/ลบ.ซม.

กิจกรรมที่ 3.11

ถ้าต้องการเตรียมสารละลายแอมโมเนียจำนวน 500 ลบ.ซม. ให้มีไตเตอร์เท่ากับ 5.0 มิลลิกรัม ของกรดเกลือต่อสารละลายแอมโมเนีย 1 ลบ.ซม. จะต้องใช้แอมโมเนียเข้มข้นกี่ ลบ.ซม.

4.3 การเจือจางสารละลาย ในการเตรียมสารละลายที่เจือจางมาก ๆ จะไม่ใช่วิธีการเตรียมสารละลายโดยตรง เพราะปริมาณของรีเอเจนต์ที่ใช้จะน้อยมากทำให้การชั่งปริมาณหรือวัดปริมาตรทำได้ไม่ถูกต้อง วิธีการเตรียมจะใช้เตรียมเป็นสารละลายที่เข้มข้นสูงก่อนแล้วจึงเจือจางให้มีความเข้มข้นน้อยลงตามต้องการ วิธีคำนวณสามารถทำได้โดยหาปริมาณของสารที่ต้องใช้แล้วเทียบบัญญัติไตรยางค์ตามหลักเลขคณิตเพื่อหาปริมาณของสารละลายที่ใช้ ดังตัวอย่าง

- ตัวอย่างที่ 3.19 ในการเตรียมสารละลายกรดเกลือเข้มข้น 0.1 M จำนวน 250 ลบ.ซม. จากกรดเกลือเข้มข้น 6.0 M จงหาว่าต้องใช้กรดเกลือเข้มข้น 6.0 M จำนวนกี่ ลบ.ซม.

วิธีทำ ปริมาณของกรดเกลือที่ต้องใช้ในการเตรียมเป็นสารละลาย 250 ลบ.ซม.

$$\begin{aligned} \text{เข้มข้น } 0.1 \text{ M} &= \frac{250 \times 0.1}{1,000} \\ &= 0.025 \quad \text{โมล} \end{aligned}$$

ถ้าต้องการใช้กรดเกลือ 6.0 โมล ต้องนำกรดเกลือ 6.0 M มา = 1,000 ลบ.ซม.

$$\begin{aligned} \text{ถ้าต้องการใช้กรดเกลือ } 0.025 \text{ โมล ต้องใช้กรดเกลือ } 6.0 \text{ M} &= \frac{1,000 \times 0.025}{6.0} \\ &= 4.17 \text{ ลบ.ซม.} \end{aligned}$$

นั่นคือต้องนำกรดเกลือเข้มข้น 6.0 M มา 4.17 ลบ.ซม. เจือจางด้วยน้ำกลั่นให้มีปริมาตรเป็น 250 ลบ.ซม. จะได้สารละลายกรดเกลือเข้มข้น 0.1 M พอดี

ตัวอย่างที่ 3.20 สารละลายโพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนตเข้มข้น 0.5 N ต้องการเตรียมให้เป็นสารละลายที่เข้มข้น 0.1 N จำนวน 500 ลบ.ซม. จะต้องใช้โพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนตเข้มข้น 0.5 N จำนวนกี่ ลบ.ซม.

วิธีทำ สารละลาย KMnO_4 เข้มข้น 0.1 N จำนวน 500 ลบ.ซม. แสดงว่ามีเนื้อสาร

$$\begin{aligned} \text{KMnO}_4 &= \frac{0.1 \times 500}{1,000} \\ &= 0.05 \quad \text{กรัมสมมูล} \end{aligned}$$

KMnO_4 จำนวน 0.5 กรัมสมมูลมีอยู่ในสารละลาย = 1,000 ลบ.ซม.

$$\begin{aligned} \text{KMnO}_4 \text{ จำนวน } 0.05 \text{ กรัมสมมูลจะมีอยู่ในสารละลาย} &= \frac{1,000 \times 0.05}{0.5} \\ &= 100 \text{ ลบ.ซม.} \end{aligned}$$

นั่นคือต้องใช้ KMnO_4 เข้มข้น 0.5 N จำนวน 100 ลบ.ซม. เจือจางให้เป็น 500 ลบ.ซม. จะได้สารละลาย KMnO_4 เข้มข้น 0.1 N พอดี

ตัวอย่างที่ 3.21 Stock solution ของสารละลาย Na^+ เข้มข้น 1,000 ppm ต้องการเตรียมสารละลาย Na^+ ให้มีความเข้มข้นเท่ากับ 10, 20, 50 และ 100 ppm จำนวน 100 ลบ.ซม. จะต้องใช้ Stock solution จำนวนเท่าใด

วิธีทำ เมื่อต้องการความเข้มข้น 10 ppm

สารละลายเข้มข้น 10 ppm จำนวน 100 ลบ.ซม. แสดงว่ามี Na^+ อยู่ในสารละลาย
= $100 \times 10 \mu\text{g}$

ใน Stock solution มี Na^+ 1,000 μg ในสารละลาย 1 ลบ.ซม.

$$\text{เมื่อต้องการ } \text{Na}^+ 100 \times 10 \mu\text{g} \text{ จะต้องใช้สารละลาย} = \frac{1 \times 100 \times 10}{1,000} \text{ ลบ.ซม.}$$

นั่นคือต้องใช้ Stock solution จำนวน 1 ลบ.ซม. เจือจางให้มีปริมาตร 100 ลบ.ซม.

จะได้สารละลายที่มี Na^+ เข้มข้น 10 ppm

ในการทำงานเดียวกัน

$$\text{ถ้าต้องการสารละลายเข้มข้น 20 ppm จะใช้ Stock solution} = \frac{1 \times 100 \times 20}{1,000}$$

$$= 2 \text{ ลบ.ซม.}$$

$$\text{ถ้าต้องการสารละลายเข้มข้น 50 ppm จะใช้ stock solution} = \frac{1 \times 100 \times 50}{1,000}$$

$$= 5 \text{ ลบ.ซม.}$$

$$\text{ถ้าต้องการสารละลายเข้มข้น 100 ppm จะใช้ stock solution} = \frac{1 \times 100 \times 100}{1,000}$$

$$= 10 \text{ ลบ.ซม.}$$

กิจกรรมที่ 3.12

ให้นักศึกษาเตรียมสารละลาย Fe^{3+} จากเฟอร์ริกอัลลัม ให้มีความเข้มข้น
ของ Fe^{3+} 500 ppm แล้วเจือจางให้เป็น 10, 20, 30, 40 และ 50 ppm จำนวน
100 ลบ.ซม.

ในการคำนวณเพื่อเจือจางสารละลายนอกจากใช้วิธีการดังแสดงในตัวอย่างที่ 3.19,
3.20 และ 3.21 แล้วยังสามารถคำนวณโดยใช้สูตรดังนี้ คือ

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \dots\dots\dots(3.15)$$

C_1 และ C_2 คือความเข้มข้นของสารละลายที่จะใช้เจือจางและความเข้มข้นที่ต้องการตามลำดับ
หน่วยความเข้มข้นของ C_1 และ C_2 จะเป็นหน่วยใดก็ได้แต่มีข้อแม้ว่าจะต้องเป็น
หน่วยเดียวกัน

V_1 และ V_2 คือปริมาตรของสารละลายที่จะใช้เจือจางและ ปริมาตรของสารละลายที่ต้องการ
เตรียมตามลำดับ ซึ่งต้องมีหน่วยเดียวกัน เช่น ในตัวอย่าง 3.20 เมื่อแทนค่าในสมการที่

3.15 จะได้

$$\begin{aligned}0.5 \times V_1 &= 0.1 \times 500 \\ V_1 &= \frac{0.1 \times 500}{0.5} \\ &= 100\end{aligned}$$

∴ ต้องใช้ 0.5 N KMnO_4 จำนวน = 100 ลบ.ซม.

จะเห็นว่าคำตอบที่ได้มีค่าเท่ากัน

กิจกรรมที่ 3.13

ถ้าต้องการเตรียมสารละลายกรดซัลฟิวริกเข้มข้น 0.1 N จำนวน 250 ลบ.ซม.
จากสารละลายกรดซัลฟิวริกเข้มข้น 6.0 M จะทำได้อย่างไร จงแสดงวิธีคำนวณ

การเจือจางสารละลายที่กล่าวมาในตัวอย่างที่ 3.19, 3.20 และ 3.21 เป็นการเจือจางสารละลายที่มีความเข้มข้นสูงให้มีความเข้มข้นต่ำในหน่วยความเข้มข้นเดิม ยังมีการเจือจางสารละลายอีกประเภทหนึ่งที่ไม่จำเป็นต้องทราบหน่วยความเข้มข้นของสารละลายคือ การเจือจางที่เรียกว่า อัตราส่วนการเจือจาง (Dilution Ratio) จะพบอยู่เสมอ ๆ ที่ความเข้มข้นของกรดหรือเบสในน้ำรายงานเป็นอัตราส่วนการเจือจาง ซึ่งแสดงเป็นตัวเลข 2 ตัว และขึ้นกลางด้วยเครื่องหมายโคลอน (A : B) ตัวเลขตัวแรก (A) จะหมายถึงปริมาตรของกรดหรือเบสเข้มข้น ตัวเลขตัวหลัง (B) จะหมายถึงปริมาตรของน้ำที่เติมลงไปเจือจางในกรดหรือเบสนั้น การเขียนอัตราส่วนการเจือจางต้องเขียนไว้ในวงเล็บแล้วให้เขียนนำหน้าชื่อกรดหรือเบสนั้นหรือจะเขียนตามหลังก็ได้ เช่น (1 : 1) HCl, (2 : 3) H_2SO_4 หรือ HNO_3 (1 : 4) เป็นต้น ในการเตรียมสารละลาย ถ้าต้องการเตรียมกรด HCl เข้มข้น 1 : 4 สามารถทำได้โดยนำ HCl เข้มข้นมา 1 หน่วยปริมาตรเทลงในน้ำที่มีปริมาตรเป็น 4 เท่าของกรด HCl เข้มข้น ความเข้มข้นแบบนี้ง่ายต่อการเปลี่ยนเป็นความเข้มข้นชนิดเปอร์เซ็นต์ ในกรณีของ (1 : 4) HCl ที่เตรียมได้นี้ ถ้าต้องการเปลี่ยนเป็นความเข้มข้นชนิดเปอร์เซ็นต์จะได้ HCl มีความเข้มข้นเท่ากับ $\frac{1}{1+4} \times 100 = 20\% \text{ (V/V)}$

ตัวอย่างที่ 3.22 ต้องการเตรียมกรด HNO_3 ให้มีความเข้มข้น 1 : 4 จำนวน 500 ลบ.ซม. จะต้องใช้กรดไนตริกเข้มข้นและน้ำจำนวนเท่าไรผสมกัน

วิธีทำ จำนวนส่วนของกรดรวมกับน้ำ = 1 + 4 = 5 ส่วน

$$\begin{aligned} \text{นั่นคือ ปริมาตร 5 ส่วน จะมีค่าเท่ากับ} & \quad 500 \text{ ลบ.ซม.} \\ \text{ปริมาตร 1 ส่วน จะมีค่าเท่ากับ} & \quad \frac{1 \times 500}{5} \\ & = 100 \text{ ลบ.ซม.} \end{aligned}$$

ปริมาตร 1 ส่วน คือปริมาตรของกรดไนตริกเข้มข้น

นั่นคือต้องใช้กรดไนตริกเข้มข้นจำนวน 100 ลบ.ซม.

$$\begin{aligned} \text{และต้องใช้น้ำจำนวน} & = 500 - 100 \\ & = 400 \text{ ลบ.ซม.} \end{aligned}$$

วิธีการเตรียมทำได้โดยใช้กรดไนตริกเข้มข้น 100 ลบ.ซม. เติลงในน้ำกลั่น 400 ลบ.ซม.

จะได้สารละลายกรดไนตริกเข้มข้น (1 : 4)

กิจกรรมที่ 3.14

จงอธิบายวิธีการเตรียมสารละลายกรดน้ำส้มที่เข้มข้น (2 : 3) และคำนวณหาว่าสารละลายนี้มีความเข้มข้นคิดเป็นเปอร์เซ็นต์ได้เท่าไร

4.4 การเปลี่ยนหน่วยความเข้มข้น ในบางครั้งสารละลายที่ได้จากการเตรียมจากรีเอเจนต์จะมีความเข้มข้นหน่วยหนึ่งตามที่เตรียมได้ - แต่เมื่อต้องการนำความเข้มข้นมาใช้ในการคำนวณกลับต้องการใช้อีกหน่วยหนึ่ง ดังนั้นจึงจำเป็นต้องทราบวิธีการเปลี่ยนแปลงหน่วยความเข้มข้นจากหน่วยหนึ่งให้เป็นอีกหน่วยหนึ่งดังต่อไปนี้

4.4.1 การเปลี่ยนหน่วย น้ำหนัก/ปริมาตรไปเป็นหน่วยโมลาร์หรือนอร์แมล

ในการเตรียมสารละลายต่าง ๆ เราทราบน้ำหนักที่ชั่งได้เป็นกรัมและปริมาตรของสารละลายที่เตรียมขึ้นเป็นลูกบาศก์เดซิเมตร ทำให้ได้ปริมาณความเข้มข้นของสารเป็นกรัมต่อลูกบาศก์เดซิเมตร (g/dm^3) ซึ่งสามารถเปลี่ยนเป็นหน่วยโมลาร์ได้โดยหารด้วยน้ำหนักโมเลกุลและถ้าต้องการเปลี่ยนเป็นหน่วยนอร์แมลให้หารด้วยน้ำหนักสมมูล

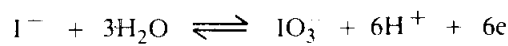
ตัวอย่างที่ 3.23 จากสารละลายโซเดียมไอโอไดด์ที่มีปริมาณสารอยู่เท่ากับ 5.00 มิลลิกรัม/100 ลบ.ซม. จงคำนวณหา

- ความเข้มข้นของสารละลายในหน่วยโมลาร์
- ความเข้มข้นของ IO_3^- ที่เกิดจากการออกซิไดส์ไอโอไดด์ในหน่วยนอร์แมล

วิธีทำ

$$\begin{aligned} \text{g/dm}^3 &= \frac{\text{mg}/1,000}{\text{cm}^3/1,000} = \frac{\text{mg}}{\text{cm}^3} \\ \text{M} &= \frac{\text{g/dm}^3}{\text{M.W.}} \\ \text{และ} \\ \text{N} &= \frac{\text{g/dm}^3}{\text{eq. wt.}} \\ \text{(a)} \\ \text{g/dm}^3 &= \frac{5.00 \text{ mg}}{100 \text{ cm}^3} = 0.0500 \frac{\text{mg}}{\text{cm}^3} \\ \text{M} &= \frac{0.0500}{149.9} = 0.000334 \\ \text{หรือ M} &= 3.34 \times 10^{-4} \end{aligned}$$

(b) ครึ่งปฏิกิริยา (half-reaction) ที่เกิดขึ้น คือ



น้ำหนักสมมูลของ IO_3^- คือ $\frac{149.9}{6} = 24.98$

$$\text{N} = \frac{0.0500}{24.98} = 0.00200$$

หรือ $\text{N} = 2.00 \times 10^{-3}$

กิจกรรมที่ 3.15

ถ้าชั่งสารโพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนตมา 3.2 กรัม แล้วเตรียมให้เป็นสารละลาย 1 ลบ.ตม. จะได้สารละลายโพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนตเข้มข้นกี่โมลาร์ และกี่นอร์แมล เพื่อที่จะนำไปใช้ทำปฏิกิริยากับสารละลายเฟอร์รัส

4.4.2 การเปลี่ยนโมลาร์เป็นนอร์แมลหรือกลับกัน

เนื่องจาก 1 โมล จะมีค่าเท่ากับหรือมากกว่า 1 กรัมสมมูล เพราะน้ำหนักสมมูลจะมีค่าเท่ากับน้ำหนักโมเลกุลหารด้วยตัวเลขลงตัวน้อย ๆ จำนวนหนึ่ง ซึ่งขึ้นอยู่กับชนิดของปฏิกิริยาดังที่กล่าวมาแล้วในหัวข้อ 4.1.2 ดังนั้นความเข้มข้นที่เป็นนอร์แมลตามปกติจึงมีค่าเท่ากับหรือมากกว่าความเข้มข้นที่เป็นโมลาร์ การพิจารณาการแปลงหน่วยสามารถทำได้ดังนี้

จากสมการที่ 3.3
$$N = \frac{\text{no.eq.wt.}}{\text{dm}^3}$$

นำ $\frac{\text{no.moles}}{\text{no.moles}}$ คูณในสมการที่ 3.3

$$N = \frac{\text{no.eq.wt.}}{\text{dm}^3} \cdot \frac{\text{no.moles}}{\text{no.moles}} \dots\dots\dots(3.16)$$

ในเมื่อ $M = \frac{\text{no.moles}}{\text{dm}^3}$ ให้แทนลงในสมการที่ 3.16 จะได้

$$N = \frac{M \times \text{no.eq.wt.}}{\text{no.moles}} \dots\dots\dots(3.17)$$

หรือ $M = \frac{N \times \text{no.moles.}}{\text{no.eq.wt.}} \dots\dots\dots(3.18)$

เพราะว่า $\text{no.moles} = \frac{\text{gm}}{\text{M.W.}}$ และ $\text{no.eq.wt.} = \frac{\text{gm}}{\text{eq.wt.}}$

$\therefore N = \frac{M \times \text{M.W.}}{\text{eq.wt.}} \dots\dots\dots(3.19)$

หรือ $M = \frac{N \times \text{eq.wt.}}{\text{M.W.}} \dots\dots\dots(3.20)$

ตัวอย่างที่ 3.24 ให้หาความเข้มข้นเป็นโมลาร์ของสารละลายกรด H_3PO_4 ที่เข้มข้น 0.250 N ในการเกิดเป็นฟอสเฟตไอออน

วิธีทำ เมื่อกรด H_3PO_4 เกิดปฏิกิริยาแล้วให้ PO_4^{3-} แสดงว่า

$$\text{eq.wt.} = \frac{\text{M.W.}}{3}$$

แทนค่าลงในสมการที่ 3.20

$$\begin{aligned} M &= 0.250 \times \frac{\text{M.W.}}{3} \times \frac{1}{\text{M.W.}} \\ &= \frac{0.250}{3} = 0.0833 \end{aligned}$$

ตัวอย่างที่ 3.25 ให้คำนวณหาความเข้มข้นเป็นนอร์แมลของสารละลาย 0.100 M กรดซัลฟิวริก สำหรับการตกตะกอนแบเรียมซัลเฟต

วิธีทำ เนื่องจากน้ำหนักสมมูลสำหรับการตกตะกอนซัลเฟตมีค่าเท่ากับ $\frac{1}{2}$ ของน้ำหนัก

โมเลกุลของกรดซัลฟิวริก $\text{eq.wt.} = \frac{\text{M.W.}}{2}$

แทนค่าลงในสมการที่ 3.19

$$N = M \times \frac{\frac{M.W.}{M.W.}}{2} = 0.100 \times 2 = 0.200$$

กิจกรรมที่ 3.16

สารละลายไอโอดีนเข้มข้น 0.10 M เมื่อต้องการเปลี่ยนหน่วยความเข้มข้นเป็นนอร์แมลจะทำได้อย่างไร จงแสดงวิธีการคำนวณ

4.4.3 การเปลี่ยนหน่วยเปอร์เซ็นต์โดยน้ำหนัก weight percent (W/W) เป็นหน่วยโมลาร์หรือนอร์แมล

เนื่องจากหน่วยร้อยละโดยน้ำหนักไม่ได้ระบุถึงปริมาตร ดังนั้นจึงต้องทราบค่าความหนาแน่น (density; d) หรือความถ่วงจำเพาะ (specific gravity; sp.gr.) ของสารละลายเพื่อใช้ในการเปลี่ยนเป็นโมลาร์หรือนอร์แมล ความเข้มข้นที่กำหนดให้จะถูกเปลี่ยนไปเป็นกรัมต่อ ลบ.ดม. ก่อนแล้วหารด้วยน้ำหนักโมเลกุลหรือน้ำหนักสมมูล ในการคำนวณหาจำนวนกรัมของตัวถูกละลายต่อลูกบาศก์เดซิเมตรนั้น หาได้โดยการคูณ น้ำหนักของปริมาตร 1 ลูกบาศก์เดซิเมตรด้วยเศษส่วนของน้ำหนักของตัวถูกทำละลาย (percent per 100) เนื่องจากน้ำหนักของปริมาตร 1 ลูกบาศก์เดซิเมตรเท่ากับความหนาแน่นคูณด้วย 1,000 จึงได้สมการดังนี้

$$\text{g/dm}^3 = \frac{d \times 1,000 \times \%}{100} = 10 \times d \times \%$$

นั่นคือ

$$M = \frac{10 \times d \times \%}{M.W.} \dots\dots\dots(3.21)$$

และ

$$N = \frac{10 \times d \times \%}{\text{eq. wt.}} \dots\dots\dots(3.22)$$

ตัวอย่างที่ 3.28 กรดซัลฟิวริกเข้มข้นมีความหนาแน่น (หรือความถ่วงจำเพาะ) เท่ากับ 1.84 กรัม/ลบ.ซม. และประกอบด้วย H₂SO₄ 96.0 % (W/W) ให้คำนวณหา

- a) ความเข้มข้นในหน่วยโมลาร์
- b) ความเข้มข้นในหน่วยนอร์แมล

วิธีทำ

a) จากสมการที่ 3.21 $M = \frac{10 \times 1.84 \times 96.0}{98.0} = 18.0$

b) จากสมการที่ 3.22 $N = \frac{10 \times 1.84 \times 96.0}{49.0} = 36.0$

กิจกรรมที่ 3.17

ให้นักศึกษาแสดงวิธีการคำนวณเพื่อแสดงที่มาของสูตรตามสมการที่ 3.21 และ 3.22

4.4.4 การเปลี่ยนหน่วยไตเตอร์มาเป็นหน่วยนอร์แมลหรือกลับกัน

จากความหมายของหน่วยความเข้มข้นไตเตอร์ที่อธิบายในหัวข้อที่ 4.1.5

จะได้สมการที่ 3.12 คือ

$$T = \frac{\text{mg}}{\text{cm}^3} \quad \text{หรือ} \quad \frac{\text{gm}}{\text{dm}^3}$$

นำ $\frac{\text{eq. wt.}}{\text{eq. wt.}}$ คูณในสมการ จะได้

$$T = \frac{\text{mg}}{\text{eq. wt.}} \cdot \frac{\text{eq. wt.}}{\text{cm}^3} = \frac{\text{no. meq.}}{\text{cm}^3} \times \text{eq. wt.}$$

จากความหมายของความเข้มข้นนอร์แมล คือ $\frac{\text{no. meq.}}{\text{cm}^3}$

$$\therefore T = N \times \text{eq. wt.} \quad \dots\dots\dots(3.23)$$

$$\text{หรือ} \quad N = \frac{T}{\text{eq. wt.}} \quad \dots\dots\dots(3.24)$$

ต้องพิจารณาค่าในสมการที่ 3.23 และ 3.24 ให้เข้าใจคือ คำน้หนักสมมูลที่ใช้ในสมการทั้งสองนี้คือน้หนักสมมูลของสารที่จะมาทำปฏิกิริยากับสารละลายที่มีหน่วยความเข้มข้นเป็นไตเตอร์ไม่ใช่ค่าน้หนักสมมูลของตัวถูกละลายในสายละลายนั้น เช่น ไตเตอร์ของกรด HCl มีค่าเท่ากับ 4.00 มิลลิกรัมของ NaOH ต่อ 1 ลบ.ซม. เราสามารถหาความเข้มข้นของสารละลาย HCl ได้ โดยนำเอาค่าน้หนักสมมูลของ NaOH (= 40.00) ไปหารค่าไตเตอร์ของสารละลาย HCl จะได้ความเข้มข้นของสารละลาย HCl = 0.100 N

ตัวอย่างที่ 3.27 จงคำนวณหา NH_3 ไตเตอร์ของสารละลาย 0.120 N HCl

วิธีทำ จากสมการที่ 3.23

$$\begin{aligned} T &= N \times \text{eq.wt. NH}_3 \\ &= 0.120 \times 17 \\ &= 2.04 \end{aligned}$$

ไตเตอร์ของสารละลาย 0.120 N HCl มีค่าเท่ากับ 2.04 มิลลิกรัม NH_3 /ลบ.ซม.

ตัวอย่างที่ 3.28 สารละลาย NaOH มีค่ากรดออกซาลิกไตเตอร์เท่ากับ 9.45 มิลลิกรัม/ลบ.ซม.

จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลาย NaOH เป็นนอร์แมล

วิธีทำ จากสมการที่ 3.24

$$\begin{aligned} N &= \frac{T}{\text{eq.wt.}} \\ &= \frac{9.45}{\frac{126.0}{2}} \quad (\text{M.W. H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 126) \\ &= 0.150 \end{aligned}$$

กิจกรรมที่ 3.18

สารละลาย EDTA เข้มข้น 0.15 N จงคำนวณหา CaCO_3 ไตเตอร์ ของ
สารละลาย EDTA นี้

การคำนวณผลที่ได้จากการวิเคราะห์หาปริมาณ

ในการวิเคราะห์ทุก ๆ ครั้งผลที่ได้จากการวิเคราะห์ยังไม่ใช่สิ่งที่ต้องการทราบ ข้อมูลที่ได้จะต้องถูกนำมาคำนวณเพื่อหาคำตอบที่ต้องการอีกทุกครั้ง ดังนั้นการเรียนรู้วิธีการคำนวณผลที่ได้จากการวิเคราะห์จึงเป็นสิ่งสำคัญมากอีกเช่นกัน การคำนวณสามารถแบ่งได้ตามเทคนิคและวิธีการวิเคราะห์ 2 วิธี คือ การวิเคราะห์โดยน้ำหนักและปริมาตรวิเคราะห์ ดังจะกล่าวรายละเอียดต่อไปนี้

1. การคำนวณผลที่ได้จากการวิเคราะห์โดยน้ำหนัก (Gravimetric Calculation) ผลของการวิเคราะห์หาปริมาณโดยการชั่งน้ำหนักโดยทั่วไป จะคำนวณเป็นเปอร์เซ็นต์ของสปีชีส์ที่สนใจที่มีอยู่ในสารตัวอย่าง (ww) การคำนวณไม่ค่อยุ่งยาก เพราะเพียงแค่ทราบน้ำหนักของสารที่สนใจ

และน้ำหนักของสารตัวอย่างก็สามารถคำนวณหาเปอร์เซ็นต์ของสารที่สนใจ A ได้

$$\% A = \frac{\text{weight of A}}{\text{weight of sample}} \times 100 \quad \dots\dots\dots(3.25)$$

ส่วนมากแล้วสปีชีส์ที่สนใจ (A) จะเป็นส่วนประกอบหนึ่งของตะกอนที่ซึ่งหาน้ำหนักได้ เราสามารถคำนวณหาน้ำหนักของ A จากน้ำหนักของตะกอนโดยใช้กราวิเมตริกแฟกเตอร์คูณกับน้ำหนักของตะกอนที่ซึ่งได้

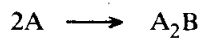
$$\text{wt. of A} = \text{wt. of ppt} \times \text{gravimetric factor} \quad \dots\dots\dots(3.26)$$

เมื่อกราวิเมตริกแฟกเตอร์หมายถึงน้ำหนักเป็นกรัมของสปีชีส์ A ที่สมมูลกับน้ำหนักของตะกอน 1 กรัม

$$\text{gravimetric factor} = \frac{\text{M.W.A}}{\text{M.W.ppt.}} \cdot \frac{a}{b} \quad \dots\dots\dots(3.27)$$

เมื่อ a และ b คือตัวเลขลงตัวน้อย ๆ ที่ทำให้จำนวนโมลของ A สมมูลกับจำนวนโมลของตะกอน เช่น ถ้าตะกอน 1 โมลสามารถให้สปีชีส์ A ได้ 2 โมล แสดงว่า $\frac{a}{b} = \frac{2}{1}$

ในการพิจารณาน้ำหนักของ A จากน้ำหนักของตะกอนที่ซึ่งได้โดยที่ A เป็นส่วนประกอบหนึ่งของตะกอนนอกจากใช้วิธีการคูณน้ำหนักตะกอนด้วยกราวิเมตริกแฟกเตอร์แล้วสามารถทำได้โดยพิจารณาจำนวนโมลที่สมมูลกันของ A กับตะกอน เช่น สารที่สนใจ A สามารถเกิดเป็นตะกอน A_2B แสดงว่า A 2 โมล สามารถเกิดเป็นตะกอน A_2B ได้ 1 โมล



$$\text{no. moles of A} = 2 \text{ no. moles of } A_2B$$

ในเมื่อจำนวนโมลคือน้ำหนักเป็นกรัมของสารหารด้วยน้ำหนักโมเลกุล

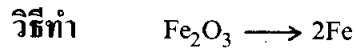
$$\frac{\text{wt. of A}}{\text{M.W.A}} = 2 \times \frac{\text{wt. of } A_2B}{\text{M.W. } A_2B}$$

$$\text{wt. of A} = \text{wt. of } A_2B \times \left[\frac{\text{M.W.A.}}{\text{M.W. } A_2B} \times \frac{2}{1} \right]$$

ตัวเลขในเส้นประก็คือกราวิเมตริกแฟกเตอร์นั่นเอง

นอกจากนี้สามารถใช้วิธีการเทียบบัญญัติไตรยางค์จากน้ำหนักโมเลกุล ดังตัวอย่างที่ 3.29

ตัวอย่างที่ 3.29 ในการวิเคราะห์หาปริมาณเหล็กในสารตัวอย่างโดยตกตะกอนแล้วเผาให้เป็น Fe_2O_3 ปรากฏว่าได้ Fe_2O_3 น้หนัก 0.9250 กรัม จงหาน้ำหนักของเหล็กในตะกอน



1 โมลของตะกอน Fe_2O_3 จะประกอบด้วย Fe 2 โมล

นั่นคือ Fe_2O_3 159.69 กรัม จะมี Fe = 2×55.8 กรัม

$$\begin{aligned} \text{ถ้ามี } \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ 0.9250 กรัม จะมี Fe} &= \left[\frac{2 \times 55.8}{159.69} \right] \times 0.9250 \\ &= 0.6464 \text{ กรัม} \end{aligned}$$

(ตัวเลขในกรอบเส้นประคือกราวิเมตริกแฟกเตอร์)

เมื่อสามารถคำนวณหาน้ำหนักของสปีชีส์ที่สนใจจากน้ำหนักของตะกอนได้แล้ว

(ซึ่งสรุปได้ตามสมการที่ 3.26) ให้นำไปแทนค่าในสมการที่ 3.25 จะได้

$$\% A = \frac{\text{wt. of ppt} \times \text{gravimetric factor} \times 100}{\text{wt. of sample}} \dots\dots\dots(3.28)$$

เมื่อแทนค่าสมการที่ 3.27 ลงใน 3.28 จะได้

$$\% A = \frac{\text{wt. of ppt} \times \frac{\text{M.W.A.}}{\text{M.W.ppt}} \cdot \frac{a}{b} \times 100}{\text{wt. of sample}} \dots\dots\dots(3.29)$$

สมการที่ 3.29 เป็นสมการสำเร็จรูปที่ใช้ในการคำนวณหาเปอร์เซ็นต์ของสารที่สนใจในสารตัวอย่างจากการวิเคราะห์หาปริมาณโดยน้ำหนัก

ตัวอย่างที่ 3.30 ธาตุ Cr ที่มีอยู่ในแรชนิดหนึ่งอยู่เป็นรูป Cr_2O_3 ได้ถูกเปลี่ยนให้เป็นตะกอน BaCrO_4 จงคำนวณหาปริมาณของ Cr เป็นเปอร์เซ็นต์ในรูปของ Cr_2O_3 ถ้ามีแร่ตัวอย่างหนัก 0.500 กรัม จะให้ BaCrO_4 หนัก 0.2530 กรัม

วิธีทำ เนื่องจาก 1 โมล ของ BaCrO_4 มาจาก $\frac{1}{2}$ โมลของ Cr_2O_3

$$\text{ดังนั้น } \frac{0.2530}{253.33} \text{ โมลของ } \text{BaCrO}_4 \text{ มาจาก } \frac{1}{2} \times \frac{0.2530}{253.33} \text{ โมลของ } \text{Cr}_2\text{O}_3$$

หรือ $\frac{0.2530}{253.33}$ โมลของ BaCrO_4 มาจาก $\frac{1}{2} \times \frac{0.2530}{253.33} \times 151.99$ กรัม ของ Cr_2O_3

$$\begin{aligned} \% \text{Cr}_2\text{O}_3 &= \frac{\text{น้ำหนัก } \text{Cr}_2\text{O}_3 \times 100}{\text{น้ำหนักสารตัวอย่าง}} \\ &= \frac{0.2530 \times 151.99 \times 100}{2 \times 253.33 \times 0.500} \end{aligned}$$

$$\% \text{Cr}_2\text{O}_3 = 15.18$$

การคำนวณจะใช้วิธีการเทียบบัญญัติไตรยางค์จากน้ำหนักโมเลกุลตามตัวอย่างที่ 3.30 หรือจะใช้สูตรสำเร็จตามสมการที่ 3.29 ก็ได้

ตัวอย่างที่ 3.31 สารตัวอย่างชนิดหนึ่งถูกนำมาทำปฏิกิริยากับกรดไนตริกเข้มข้นและ KClO_3 เพื่อเปลี่ยน S ทั้งหมดให้เป็นซัลเฟตสำหรับไนเตรตและคลอเรต ถูกกำจัดออกโดยทำปฏิกิริยากับกรดเกลือเข้มข้น ส่วนซัลเฟตได้ตกตะกอนเป็น BaSO_4 ให้คำนวณหาปริมาณของ S เป็นเปอร์เซ็นต์ในสารตัวอย่างหนัก 1.000 กรัม ซึ่งให้ตะกอน BaSO_4 หนัก .5562 กรัม

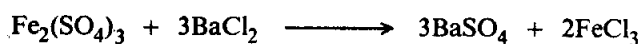
วิธีทำ

$$\begin{aligned} \text{gravimetric factor} &= \frac{\text{M.W.S}}{\text{M.W.BaSO}_4} = \frac{32.064}{233.40} \\ \%S &= \frac{\text{wt.BaSO}_4 \times \frac{\text{M.W.S}}{\text{M.W.BaSO}_4} \times 100}{\text{wt. Sample}} \\ &= \frac{0.5562 \times \frac{32.064}{233.40} \times 100}{1.000} \\ &= 7.64 \end{aligned}$$

กิจกรรมที่ 3.19

ให้นักศึกษาค้นคว้าวิธีการวิเคราะห์โดยน้ำหนักสำหรับสารตัวอื่น ๆ นอกเหนือจากที่มีในหนังสือเล่มนี้ แล้วแสดงค่าการวิเคราะห์เมตริกแฟกเตอร์ สำหรับการคำนวณของวิธีวิเคราะห์นั้น ๆ มา 3 ตัวอย่าง

ในบางกรณีสปีชีส์ที่สนใจอาจไม่เป็นส่วนหนึ่งของตะกอนที่ซึ่งหาน้ำหนักได้ การหาการวิเคราะห์เมตริกแฟกเตอร์จะยุ่งยากขึ้นโดยต้องทราบขั้นตอนในการเกิดปฏิกิริยาเพื่อเปลี่ยนเป็นตะกอนที่ซึ่งหาน้ำหนักได้ เช่น สารตัวอย่างเป็น $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ เมื่อต้องการหาปริมาณเหล็กในสารตัวอย่างเราสามารถใช่วิธีการตกตะกอนซัลเฟตเป็นแบเรียมซัลเฟต (BaSO_4)



เมื่อต้องการหาน้ำหนักของเหล็กที่สมมูลกับน้ำหนักของตะกอนหาได้จากน้ำหนักของตะกอนคูณกับการวิเคราะห์เมตริกแฟกเตอร์ ค่าการวิเคราะห์เมตริกแฟกเตอร์หาได้โดยการพิจารณาว่า 1 โมลของ

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ จะกลายเป็น 3 โมลของ BaSO_4 ดังนั้น 2 โมลของ Fe ของสมมูลกับ 3 โมลของ BaSO_4 นั่นคือ

$$\text{gravimetric factor} = \frac{2 \text{ M.W. Fe}}{3 \text{ M.W. BaSO}_4}$$

ตัวอย่างที่ 3.32 สารตัวอย่างหนึ่งประกอบด้วยสารผสมของแอลคาไลออกซาลेटซึ่งถูกวิเคราะห์หาปริมาณโดยการตกตะกอนเป็น CaC_2O_4 หลังจากการกรองและล้างตะกอนแล้ว CaC_2O_4 ไม่ได้ถูกนำมาชั่ง แต่ถูกเผาให้เป็น CaO แล้วจึงชั่ง จึงคำนวณหาว่า มีเปอร์เซ็นต์ของ $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ อยู่เป็นปริมาณเท่าไรในสารตัวอย่างหนัก 1.2000 กรัม ซึ่งให้ CaO หนัก 0.2350 กรัม

วิธีทำ วิธีนี้แม้ว่าสปีชีส์ที่ต้องการหาปริมาณไม่ได้ปรากฏอยู่ในผลิตภัณฑ์ (product) สุดท้ายที่ชั่งน้ำหนักได้ เพราะผลิตภัณฑ์ดังกล่าวถูกเปลี่ยนแปลงไปอีกรูปหนึ่ง ซึ่งมีความคงตัวมากกว่าแต่ก็สามารถคำนวณหาปริมาณได้โดยใช้หลักการที่กล่าวมาคือ

1 โมลของ $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ให้ 1 โมลของ CaC_2O_4 ซึ่งให้ 1 โมลของ CaO

$$\frac{0.2350}{56.08} \text{ โมลของ } \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \text{ ให้ } \frac{0.2350}{56.08} \text{ โมลของ } \text{CaC}_2\text{O}_4 \text{ ซึ่งให้ } \frac{0.2350}{56.08} \text{ โมล } \text{CaO}$$

$$\text{หรือ} = \frac{0.2350}{56.08} \times 88.02 \text{ g ของออกซาลेट}$$

$$\text{ดังนั้น } \% \text{C}_2\text{O}_4^{2-} = \frac{0.2350 \times 88.02 \times 100}{56.08 \times 1.2000}$$

$$\% \text{C}_2\text{O}_4^{2-} = 30.74$$

ในการวิเคราะห์สารตัวอย่างที่มีสปีชีส์ที่สนใจมากกว่าหนึ่งชนิด ต้องทำการวิเคราะห์ 2 ขั้นตอน เพื่อให้ได้สมการในการคำนวณมากขึ้น วิธีการคำนวณจะซับซ้อนกว่าการคำนวณสปีชีส์ที่สนใจเพียงสปีชีส์เดียว ดังตัวอย่าง

ตัวอย่างที่ 3.33 สารตัวอย่างหนึ่งหนัก 0.4000 กรัม เป็นสารผสมประกอบด้วย K_2SO_4 และ Na_2SO_4 เท่านั้น สารตัวอย่างนี้เมื่อนำมาละลายแล้วตกตะกอนซัลเฟตเป็น BaSO_4 หลังจากกรอง, ล้าง และทำให้ตะกอนนี้แห้งแล้ว นำมาชั่งได้หนัก 0.5760 กรัม จึงคำนวณหาปริมาณเป็นเปอร์เซ็นต์ของ Na_2SO_4 และ K_2SO_4 ที่มีอยู่ในสารตัวอย่างดังกล่าว

วิธีทำ

สารตัวอย่างหนัก 0.4000 g. ประกอบด้วย K_2SO_4 และ Na_2SO_4 เท่านั้น

$$\therefore \text{wt. Na}_2\text{SO}_4 + \text{wt. K}_2\text{SO}_4 = 0.4000 \dots\dots\dots(1)$$

และเนื่องจาก

น้ำหนัก BaSO_4 ที่มาจาก Na_2SO_4 + น้ำหนัก BaSO_4 ที่มาจาก K_2SO_4 = 0.5760 กรัม

ดังนั้นเขียนได้เป็น

$$\left(\text{wt. Na}_2\text{SO}_4 \times \frac{\text{M.W. BaSO}_4}{\text{M.W. Na}_2\text{SO}_4}\right) + \left(\text{wt. K}_2\text{SO}_4 \times \frac{\text{M.W. BaSO}_4}{\text{M.W. K}_2\text{SO}_4}\right) = 0.5760 \text{ กรัม}$$

หรือ

$$\left(\text{wt. Na}_2\text{SO}_4 \times \frac{233.4}{142.0}\right) + \left(\text{wt. K}_2\text{SO}_4 \times \frac{233.4}{174.2}\right) = 0.5760 \text{ กรัม} \dots\dots\dots(2)$$

จากสมการ (1)

$$\text{wt. Na}_2\text{SO}_4 = 0.400 - \text{wt. K}_2\text{SO}_4 \dots\dots\dots(3)$$

แทนค่า wt. Na_2SO_4 จากสมการ (3) ลงในสมการ (2)

$$\left((0.400 - \text{wt. K}_2\text{SO}_4) \times \frac{233.4}{142.0}\right) + \left(\text{wt. K}_2\text{SO}_4 \times \frac{233.4}{174.2}\right) = 0.5760 \text{ กรัม}$$

ทำการแก้สมการจะได้ผลดังนี้

$$\begin{aligned} \text{wt. K}_2\text{SO}_4 &= 0.268 \text{ กรัม} \\ \therefore \% \text{ K}_2\text{SO}_4 &= \frac{0.268}{0.400} \times 100 = 67.0 \\ \therefore \% \text{ Na}_2\text{SO}_4 &= 33.0 \end{aligned}$$

ตัวอย่างที่ 3.34 สารตัวอย่างผสมของ NaCl และ NaBr หนัก 0.6000 กรัม เมื่อนำมาตกตะกอนกับเงินไนเตรตปรากฏว่าได้ตะกอนเงินเฮไลด์หนัก 0.4482 กรัม สารตัวอย่างอีกส่วนหนึ่ง จำนวน 0.6000 กรัม เช่นกันถูกนำมาไทเทรตกับ 0.1084 M AgNO_3 ปรากฏว่าต้องใช้ AgNO_3 เท่ากับ 26.48 ลบ.ซม. จงคำนวณหาเปอร์เซ็นต์ของ NaCl และ NaBr

วิธีทำ

$$\begin{aligned} \text{สมมติให้ } \text{NaCl} &= X \text{ มิลลิโมล} \\ \text{NaBr} &= Y \text{ มิลลิโมล} \\ \text{NaCl } 1 \text{ โมล จะให้ } \text{AgCl} &= 1 \text{ โมลด้วย} \\ \text{AgCl ที่เกิดขึ้น} &= X \times 143.4 \text{ มิลลิกรัม} \\ \text{และ } \text{NaBr } 1 \text{ โมล ให้ } \text{AgBr} &= 1 \text{ โมลด้วย} \\ \text{AgBr ที่เกิดขึ้น} &= Y \times 187.8 \text{ มิลลิกรัม} \end{aligned}$$

นั่นคือ

$$143.4 X + 187.8 Y = 0.4482 \times 10^3 \quad \text{มิลลิกรัม} \dots\dots\dots(1)$$

เมื่อนำสารตัวอย่างมาไทเทรตแสดงว่าจำนวนมิลลิโมลของสารประกอบ

$$\begin{aligned} \text{NaCl} + \text{NaBr} &= M_{\text{AgNO}_3} \times V_{\text{AgNO}_3} \\ &= 0.1084 \times 26.48 \\ &= 2.870 \quad \text{มิลลิโมล} \\ X + Y &= 2.870 \quad \text{โมลลิโมล} \dots\dots\dots(2) \end{aligned}$$

จาก (2)

$$Y = 2.870 - X \dots\dots\dots(3)$$

แทน (3) ลงใน (1)

$$\begin{aligned} 143.4X + 538.98 - 187.8X &= 448.2 \\ 44.4X &= 90.78 \\ X &= 2.044 \quad \text{มิลลิโมล} \\ Y &= 0.826 \quad \text{มิลลิโมล} \\ \% \text{ NaCl} &= \frac{2.044 \times 58.5 \times 10^{-3} \times 100}{0.600} \\ &= 19.9 \\ \% \text{ NaBr} &= \frac{0.826 \times 102.9 \times 10^{-3} \times 100}{0.600} \\ &= 14.2 \end{aligned}$$

กิจกรรมที่ 3.20

สารตัวอย่างประกอบด้วยแคลเซียมคาร์บอเนต (CaCO_3) และแคลเซียมออกไซด์ (CaO) เท่านั้น พบว่ามีแคลเซียม 50% จงคำนวณหาเปอร์เซ็นต์ของแคลเซียมคาร์บอเนตและแคลเซียมออกไซด์

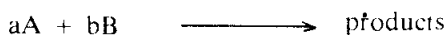
2. การคำนวณผลที่ได้จากวิธีปริมาตรวิเคราะห์ (Volumetric calculation)

การคำนวณหาปริมาณโดยวิธีปริมาตรวิเคราะห์จะยุ่งยากกว่าวิธีวิเคราะห์โดยน้ำหนัก คือจำเป็นต้องทราบปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นและต้องดุลสมการ (balance equation) ให้ได้ด้วย การคำนวณ

หาปริมาณส่วนใหญ่จะคำนวณในรูปของความเข้มข้นของสารละลาย เช่น โมลาร์, นอร์แมล, ไตเตอร์ และ ppm เป็นต้น สำหรับหน่วยความเข้มข้นที่ใช้ในการวิเคราะห์หาปริมาณในการเรียนปฏิบัติการเคมีวิเคราะห์ (CH 234) จะใช้หน่วยของโมลาร์ (โมล/ลบ.ดม.) และนอร์แมลเป็นส่วนใหญ่ ดังนั้นจะกล่าวถึงการคำนวณโดยใช้หน่วยทั้งสองนี้เท่านั้น

2.1 การคำนวณโดยคิดความเข้มข้นเป็นโมลาร์ เมื่อเขียนสมการของปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นแล้วให้คำนวณหา reacting ratio (R) จากสมการ reacting ratio (R) คือ จำนวนโมลของสารที่ถูกไทเทรตที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับไทแทรนต์ (Titrant) 1 โมล

เมื่อให้ A = titrant
 B = substance to be titrated หรือ titrand



$$\therefore R = \frac{b}{a}$$

$$\text{จำนวนโมลของ B} = \text{จำนวนโมลของ A} \times R$$

$$\text{หรือ mmol. B} = m \text{ mole. A} \times R$$

$$= \text{mmol. A} \times \frac{b}{a}$$

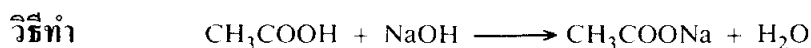
$$\frac{\text{mmol. B}}{b} = \frac{\text{mmol. A}}{a} \dots\dots\dots(3.30)$$

$$\text{หรือ} \quad \frac{M_B V_B}{b} = \frac{M_A V_A}{a} \dots\dots\dots(3.31)$$

$$\text{หรือ} \quad \frac{\text{moles B}}{b} = \frac{\text{moles A}}{a} \dots\dots\dots(3.32)$$

ในการหาปริมาณโดยวิธีปริมาตรวิเคราะห์เราจะทราบความเข้มข้นของสารมาตรฐานหรือไทแทรนต์ A และปริมาตรที่ใช้ไปโดยอ่านจากบิวเรตในเมื่อทราบปริมาตรของสารที่ถูกไทเทรต B ก็สามารถคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลาย B ได้ จากสมการที่ 3.31

ตัวอย่างที่ 3.35 จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายกรดน้ำส้ม เมื่อนำน้ำส้มมา 5. ลบ.ซม. ไทเทรตกับ 0.1000 M NaOH ปรากฏว่าใช้ NaOH ไปเท่ากับ 35.0 ลบ.ซม.



$$\therefore \text{mmol. CH}_3\text{COOH} = \text{mmol. NaOH}$$

$$M \times 5 = 0.1000 \times 35.5$$

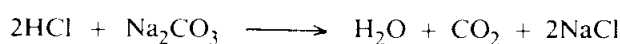
$$M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{0.100 \times 35.5}{5}$$

$$= 0.71$$

ความเข้มข้นของสารละลายกรดน้ำส้ม = 0.71 M.

ตัวอย่างที่ 3.36 จงคำนวณหาเปอร์เซ็นต์ของโซเดียมคาร์บอเนตในสารละลายที่หนัก 0.2500 กรัม ซึ่งถูกไทเทรตพอดีด้วยสารละลายมาตรฐานกรดเกลือเข้มข้น 0.0800 M จำนวน 12.00 ลบ.ซม. เมื่อใช้เมธิลออเรนจ์เป็นอินดิเคเตอร์

วิธีทำ เมื่อใช้เมธิลออเรนจ์เป็นอินดิเคเตอร์แสดงว่าปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ



จากสมการที่ 3.30

$$\frac{\text{mmol. Na}_2\text{CO}_3}{1} = \frac{\text{m mol. HCl}}{2}$$

$$= \frac{0.0800 \times 12.00}{2}$$

จำนวนมิลลิโมลของ Na_2CO_3 = 0.48 มิลลิโมล

จำนวนน้ำหนักของ Na_2CO_3 = $0.48 \times \text{M.W.}_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$ มิลลิกรัม

$$= 0.48 \times 106$$

$$= 50.88 \text{ มิลลิกรัม}$$

% Na_2CO_3 ในสารตัวอย่าง = $\frac{50.88 \times 10^{-3}}{0.2500} \times 100$

$$= 20.35$$

ตัวอย่างที่ 3.37 สารละลายกรดเกลือถูกนำมาหาความเข้มข้นที่แน่นอนโดยทำการไทเทรตกับสารละลายมาตรฐาน NaOH ถ้าใช้ NaOH เข้มข้น 0.1079 M จำนวน 25.00 ลบ.ซม. จะทำปฏิกิริยาพอดีกับ HCl จำนวน 27.08 ลบ.ซม. จงคำนวณหาความเข้มข้นของ HCl

วิธีทำ



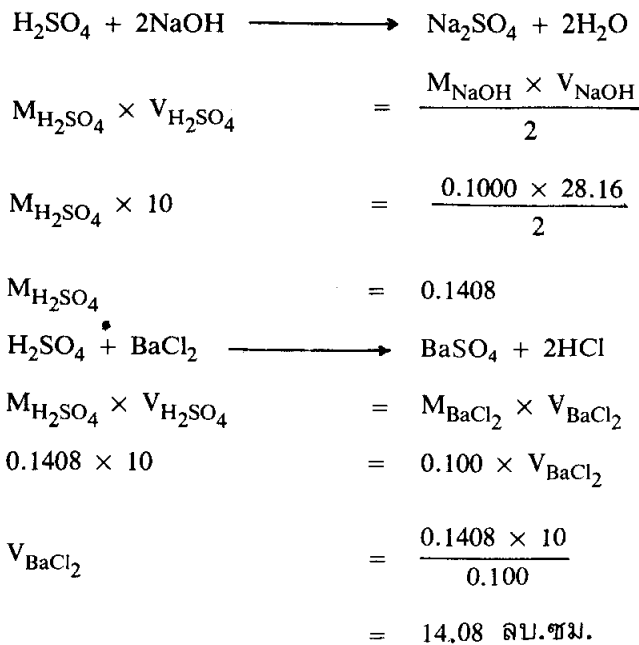
$$R = 1$$

$$\text{mmol.HCl} = \text{mmol.NaOH}$$

$$\begin{aligned}
M_{\text{HCl}} \times 27.08 &= 25.00 \times 0.1079 \\
M_{\text{HCl}} &= \frac{25.00 \times 0.1079}{27.08} \\
&= 0.996 \\
\therefore \text{HCl เข้มข้น} &= 0.0996 \text{ M}
\end{aligned}$$

ตัวอย่างที่ 3.38 สารละลายกรดซัลฟิวริกจำนวน 10 ลบ.ซม. ทำปฏิกิริยาพอดีกับ 28.16 ลบ.ซม. ของ 0.1000 M NaOH จงคำนวณหาว่าต้องใช้ปริมาตรของ 0.1000 M BaCl₂ เท่าไร จึงจะทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลายกรดซัลฟิวริก 10 ลบ.ซม.เช่นกัน

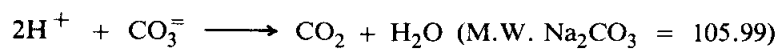
วิธีทำ



แสดงว่าต้องใช้ BaCl₂ เข้มข้น 0.1000 M จำนวน 14.08 ลบ.ซม.

ตัวอย่างที่ 3.39 จงคำนวณหาปริมาตรของ 0.0450 M HCl ที่ต้องใช้ในการไทเทรต กับ Na₂CO₃ ในสารตัวอย่างหนัก 0.100 กรัม และมี Na₂CO₃ อยู่ 90% เมื่อใช้เมธิลออเรนจ์เป็นอินดิเคเตอร์

วิธีทำ ปฏิกิริยาของการไทเทรตคือ



$$\begin{aligned}
 \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ ที่อยู่ในสารตัวอย่าง} &= 0.0900 \text{ กรัม} \\
 \frac{0.0450 \times V_{\text{HCl}}}{2} &= \frac{0.0900}{105.99} \times 10^3 \\
 V_{\text{HCl}} &= \frac{0.0900 \times 10^3 \times 2}{0.045 \times 105.99} \\
 &= 37.73 \text{ ลบ.ซม.}
 \end{aligned}$$

กิจกรรมที่ 3.21

สารละลายตัวอย่าง Fe^{2+} 25.0 ลบ.ซม. ถูกนำมาไทเทรตกับสารละลายโพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนตเข้มข้น 0.0252 M ในสารละลายที่มีฤทธิ์เป็นกรด จงคำนวณหาโมลาริตีของสารละลายเหล็ก

2.2 การคำนวณโดยคิดความเข้มข้นเป็นนอร์แมล

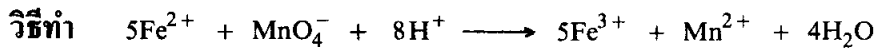
การคำนวณโดยวิธีนี้มีหลักอยู่ว่าสารสองตัวที่ทำปฏิกิริยากันพอดีจะมีจำนวนกรัมสมมูลเท่ากัน เมื่อทราบจำนวนกรัมสมมูลของไทเทรนต์ ซึ่งมีค่าเท่ากับจำนวนกรัมสมมูลของสารที่ถูกไทเทรต ก็สามารถคำนวณหาความเข้มข้นของสารที่ถูกไทเทรตนั้นได้ซึ่งสรุปเป็นสูตรได้คือ

$$N_1 V_1 = N_2 V_2 \quad \dots\dots\dots(3.33)$$

ตัวอย่างที่ 3.40 จงคำนวณหาความเข้มข้นของกรดเกลือเมื่อพบว่ากรดเกลือนี้จำนวน 40.00 ลบ.ซม. สามารถเกิดปฏิกิริยากับเบสได้เช่นเดียวกับใช้กรดซัลฟิวริกที่เข้มข้น 0.120 N จำนวน 36.00 ลบ.ซม.

$$\begin{aligned}
 N_1 V_1 &= N_2 V_2 \\
 40.00 \times N_{\text{HCl}} &= 36.00 \times 0.1250 \\
 N_{\text{HCl}} &= \frac{36.00 \times 0.1250}{40.00} \\
 &= 0.1125
 \end{aligned}$$

ตัวอย่างที่ 3.41 สารละลาย FeCl_2 ในกรดจำนวน 20.00 ลบ.ซม. ถูกไทเทรตถึงจุดยุติด้วย 15.32 ลบ.ซม. ของ 0.09158 N KMnO_4 จงคำนวณหาความเข้มข้นเป็นโมลาร์ของสารละลาย FeCl_2



จากสมการที่ 3.33

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

$$N_1 \times 20.00 = 0.09158 \times 15.32$$

$$\text{ความเข้มข้นของ } \text{FeCl}_2 = \frac{0.09158 \times 15.32}{20.00}$$

$$= 0.0702 \text{ N}$$

จากสมการที่ 3.20

$$M = N \times \frac{\text{eq. wt.}}{\text{M.W.}}$$

จากปฏิกิริยาการไทเทรต Fe^{2+} พิจารณาได้ว่า Fe^{2+} เปลี่ยนเลขออกซิเดชันไปเท่ากับ 1

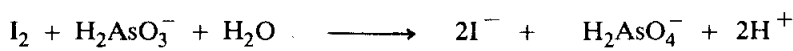
$$\text{eq. wt.} = \frac{\text{M.W.}}{1}$$

นั่นคือ $M = N$

$$\text{ความเข้มข้นของสารละลาย } \text{FeCl}_2 = 0.0702 \text{ M}$$

ตัวอย่างที่ 3.42 จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายไอโอดีนเป็นนอร์แมล ถ้า 37.34 ลบ.ซม. ของสารละลายไอโอดีนทำปฏิกิริยาพอดีกับสารปรุสมภูมิ As_2O_3 (M.W. 197.8) หนัก 0.2040 กรัม

วิธีทำ ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ



$$\text{no. meq. I}_2 = \text{no. meq. As}_2\text{O}_3$$

$$N_{\text{I}_2} \times V_{\text{I}_2} = \frac{\text{wt. As}_2\text{O}_3}{\text{meq. wt. As}_2\text{O}_3}$$

$$37.34 \times N_{\text{I}_2} = \frac{0.2040}{0.1978/4}$$

$$N_{I_2} = \frac{0.2040}{37.34 \times 0.04945}$$

$$= 0.1105$$

ตัวอย่างที่ 3.43 สารตัวอย่างของโลหะผสมหนัก 0.2000 กรัม เมื่อนำมาละลายและรีดิวซ์ ดีบุกที่มีอยู่ให้เป็น Tin (II) จากการไทเทรตพบว่าต้องใช้ $K_2Cr_2O_7$ เข้มข้น 0.1000 N จำนวน 22.20 ลบ.ซม. จงคำนวณหาเปอร์เซ็นต์ของดีบุกในสารตัวอย่างโลหะผสมนี้

วิธีทำ

$$\text{eq. wt. Sn}^{2+} = \frac{\text{M. W. Sn}^{2+}}{2}$$

$$= \frac{118.70}{2} = 59.35$$

$$\text{จำนวนมิลลิกรัมสมมูล Sn}^{2+} = 0.1000 \times 22.20$$

$$\text{ในสารตัวอย่างจะมี Sn}^{2+} = 2.220 \times 59.35 \quad \text{มิลลิกรัม}$$

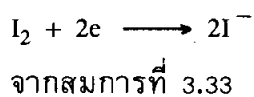
$$= 131.76 \quad \text{มิลลิกรัม}$$

$$\% \text{ Sn} = \frac{131.76 \times 10^{-3} \times 100}{0.200}$$

$$= 65.9$$

ตัวอย่างที่ 3.44 ไอโอดีน (I_2) เป็นตัวออกซิไดส์ ในปฏิกิริยาสามารถถูกรีดิวซ์เป็นไอโอดีนไอออนได้ จงหาว่าต้องใช้ I_2 ที่กรัมเตรียมเป็นสารละลาย 100 ลบ.ซม. จึงจะทำให้ 25.00 ลบ.ซม. ของสารละลาย I_2 ทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลาย $Na_2S_2O_3$ เข้มข้น 0.0920 N จำนวน 28.00 ลบ.ซม. พอดี

วิธีทำ



$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

$$N_1 \times 25.00 = 0.0920 \times 28.00$$

$$N_1 = \frac{0.0920 \times 28.00}{25.00}$$

$$= 0.1030$$

$$\text{จำนวนมิลลิกรัมสมมูลของ } I_2 \text{ ที่ต้องใช้} = 0.1030 \times 100$$

$$= 10.30 \text{ มิลลิกรัมสมมูล}$$

จากปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นแสดงว่า

$$\text{eq.wt. } I_2 = \frac{\text{M.W. } I_2}{2} = \frac{254}{2}$$

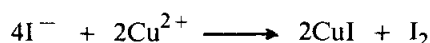
ปริมาณ I_2 ที่ต้องใช้เตรียมเป็นสารละลาย 100 ลบ.ซม.

$$= 10.30 \times 127 \times 10^{-3}$$

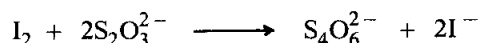
$$= 1.3081 \text{ กรัม}$$

กิจกรรมที่ 3.22

สารตัวอย่างทองแดงเมื่อนำมาเตรียมเป็นสารละลายแล้วเติมโพแทสเซียมไอโอไดด์ให้มากเกินไปพอจะเกิดไอโอดีนขึ้นดังนี้



ไอโอดีนที่เกิดขึ้นจะสมมูลกับทองแดงและสามารถถูกไทเทรตกับสารละลายมาตรฐานโซเดียมไทโอซัลเฟต ดังนี้



ถ้าใช้สารตัวอย่างทองแดงหนัก 0.7267 กรัม จะปรากฏว่าไอโอดีนที่เกิดขึ้นทำปฏิกิริยาพอดีกับ 0.1034 N $Na_2S_2O_3$ จำนวน 40.74 ลบ.ซม. จงคำนวณหาเปอร์เซ็นต์ของทองแดงในสารตัวอย่าง

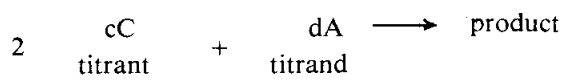
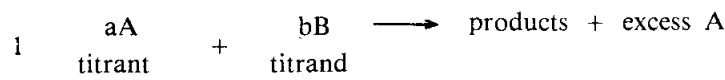
2.3 การคำนวณแบบไทเทรตย้อนหลัง (Back titration)

การวิเคราะห์หาปริมาณโดยวิธีปริมาตรวิเคราะห์ บางครั้งจำเป็นต้องใช้เทคนิคในการไทเทรตย้อนกลับถ้าปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นหาอินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมไม่ได้ หรือปฏิกิริยาเกิดได้ช้าเกินไป วิธีการคำนวณเมื่อทำการวิเคราะห์แบบไทเทรตย้อนกลับจะแตกต่างจากการคำนวณแบบการไทเทรตโดยตรง วิธีนี้ต้องใช้สารละลายมาตรฐาน 2 ตัว ตอนแรกให้เติมสารละลายมาตรฐานตัวที่หนึ่งลงไปในสารตัวอย่างที่ต้องการวิเคราะห์ให้มากเกินไปและทราบปริมาตรที่แน่นอน จากนั้นไทเทรต

หาปริมาณสารมาตรฐานตัวที่หนึ่งมากเกินไปพอด้วยสารละลายมาตรฐานตัวที่สอง ผลที่ได้จากการไทเทรตสามารถคำนวณหาปริมาณสารตัวอย่างได้ การคำนวณสามารถทำได้ 2 แบบ ขึ้นอยู่กับหน่วยความเข้มข้นของสารละลายมาตรฐานทั้งสอง คือ ถ้ามีหน่วยความเข้มข้นเป็นโมลาร์สามารถคำนวณได้แบบหนึ่ง แต่ถ้ามีหน่วยความเข้มข้นเป็นนอร์แมล ก็สามารถคำนวณได้อีกแบบหนึ่งดังนี้

2.3.1 การคำนวณโดยใช้หน่วยความเข้มข้นเป็นโมลาร์

การคำนวณต้องคำนึงถึงอัตราส่วนของการเกิดปฏิกิริยา (reacting ratio)-
ทั้ง 2 ตอน



จากปฏิกิริยาที่ 1 จะได้ $R_1 = \frac{b}{a}$

จากปฏิกิริยาที่ 2 จะได้ $R_2 = \frac{d}{c}$

ตามสมการที่ 3.30 เมื่อพิจารณาปฏิกิริยาที่ 1 จะได้

$$\frac{\text{mmol. A}}{a} = \frac{\text{mmol. B}}{b}$$

หรือ $\text{mmol. A} = \frac{\text{mmol. B}}{b} \times a = \frac{\text{mmol. B}}{R_1}$

พิจารณาปฏิกิริยาที่ 2 จะได้

$$\frac{\text{mmol. A}}{d} = \frac{\text{mmol. C}}{c}$$

หรือ $\text{mmol. A} = \frac{\text{mmol. C}}{c} \times d = \text{mmol. C} \times R_2$

จำนวนโมลของ A ที่ใช้ไปในปฏิกิริยาที่ 1 บวกกับจำนวนโมลของ A ที่ใช้ไปในปฏิกิริยาที่ 2 จะเท่ากับจำนวนโมลของ A ที่ใส่เข้าไป ซึ่งทราบปริมาณ

$$m \text{ mol. A} = \frac{\text{mmol. B}}{R_1} + \text{mmol. C} \times R_2$$

$$M_A V_A = \frac{M_B V_B}{R_1} + M_C V_C \times R_2$$

$$M_B V_B = (M_A V_A - M_C V_C R_2) R_1 \dots\dots\dots(3.34)$$

กิจกรรมที่ 3.23

สารละลายตัวอย่างนิกเกิลจำนวน 25.0 ลบ.ซม. ถูกนำมาวิเคราะห์ โดยวิธีการเกิดสารประกอบเชิงซ้อนแบบไทเทรตย้อนกลับ เมื่อเติมสารละลายมาตรฐาน 0.1020 M EDTA ให้มากเกินไปจำนวน 30.0 ลบ.ซม. แล้วเติมสารละลายบัฟเฟอร์ $\text{NH}_3\text{-NH}_4\text{Cl}$ pH 10 จำนวน 10 ลบ.ซม. เติมอินดิเคเตอร์ Eriochrom black-T จากนั้นไทเทรต EDTA ที่มากเกินไปด้วยสารละลายมาตรฐาน Mg^{2+} เข้มข้น 0.0804 M ปรากฏว่าต้องใช้สารละลายมาตรฐาน Mg^{2+} เท่ากับ 16.80 ลบ.ซม. จงคำนวณหาความเข้มข้นเป็นโมลาร์ของสารละลายตัวอย่างนิกเกิล

2.3.2 การคำนวณโดยใช้หน่วยความเข้มข้นเป็นนอร์แมล

การคำนวณแบบนี้จะง่ายกว่าการคำนวณโดยใช้หน่วยความเข้มข้นเป็นโมลาร์ เพราะไม่ต้องพิจารณาอัตราส่วนของการเกิดปฏิกิริยา (Reacting ratio, R) เราสามารถพิจารณาได้ว่าจำนวนมิลลิกรัมสมมูลของ A ที่เติมลงไปจะเท่ากับจำนวนมิลลิกรัมสมมูลของ B + C เมื่อปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือปฏิกิริยาเดียวกับที่เกิดในข้อ 2.3.1

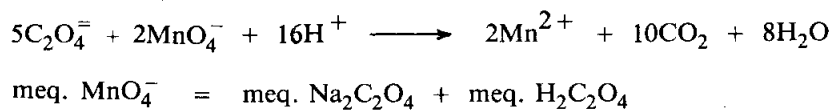
$$N_A V_A = N_B V_B + N_C V_C$$

หรือ

$$N_B V_B = N_A V_A - N_C V_C \quad \dots\dots\dots(3.35)$$

ตัวอย่างที่ 3.46 $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ที่บริสุทธิ์หนัก 0.2856 กรัม เมื่อละลายน้ำและเติมกรด H_2SO_4 จากนั้นนำมาไทเทรตกับสารละลาย KMnO_4 ที่ 70°C โดยใช้ KMnO_4 ไปเท่ากับ 45.12 ลบ.ซม. ซึ่งปรากฏว่าการไทเทรตนี้เกินจุดยุติจึงนำมาทำการไทเทรตย้อนกลับด้วยสารละลาย 0.1032 N $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ปรากฏว่าใช้ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ไปเท่ากับ 1.74 ลบ.ซม. จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลาย KMnO_4

วิธีทำ ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ



จากปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นแสดงว่า $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ จะสูญเสียอิเล็กตรอนไป 2 ตัว

$$\begin{aligned} \text{eq. wt. Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 &= \frac{\text{M.W.}}{2} \\ &= \frac{134.00}{2} = 67 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{meq. MnO}_4^- &= \frac{0.2856 \times 10^{-3}}{67} + 0.1032 \times 1.74 \\ N_{\text{MnO}_4^-} \times V_{\text{MnO}_4^-} &= 4.442 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} N_{\text{MnO}_4^-} &= \frac{4.442}{45.12} \\ &= 0.0985 \end{aligned}$$

ตัวอย่างที่ 3.47 สมมติว่าในตัวอย่างที่ 3.46 ไม่ทราบความเข้มข้นของกรดออกซาลิก แต่ทราบอัตราส่วนของปริมาตรของกรดออกซาลิกที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับ KMnO_4 คือ

$$1.00 \text{ ลบ.ชม. H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 1.048 \text{ ลบ.ชม. KMnO}_4$$

จงคำนวณหาความเข้มข้นของ KMnO_4 และ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

วิธีทำ

ให้เปลี่ยนปริมาตรของกรด $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ที่ใช้ไปเป็นปริมาตรที่สมมูลกับ KMnO_4 ในการทำปฏิกิริยาใช้ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ไปเท่ากับ 1.74 ลบ.ชม. ซึ่งเป็นปริมาตรที่สมมูลกับ

$$\text{ปริมาตรของ KMnO}_4 = \frac{1.74 \times 1.048}{1.00} = 1.82 \text{ ลบ.ชม.}$$

ปริมาตรของ KMnO_4 ที่ทำปฏิกิริยา พอดีกับ $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ คือ

$$45.12 - 1.82 = 43.30 \text{ ลบ.ชม.}$$

$$\text{นั่นคือ } 43.30 \times N_{\text{MnO}_4^-} = \frac{0.2856 \times 10^{-3}}{67}$$

$$N_{\text{MnO}_4^-} = \frac{0.2856 \times 10^{-3}}{67 \times 43.30}$$

$$= 0.0985$$

ความเข้มข้นของ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ หาได้จาก

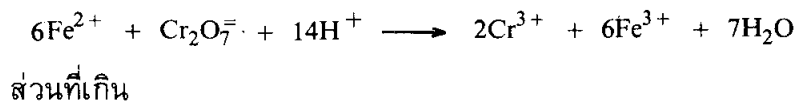
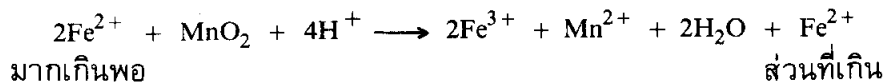
$$N_{\text{MnO}_4^-} \times V_{\text{MnO}_4^-} = N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \times V_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}$$

$$1.048 \times 0.0985 = N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \times 1.00$$

$$N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0.1032$$

ตัวอย่างที่ 3.48 สารตัวอย่าง MnO_2 ถูกนำมาหาปริมาณโดยทำการรีดิวซ์ด้วย FeSO_4 ที่มากเกินไป จากนั้นไทเทรต Fe^{2+} ที่มากเกินไปด้วยสารละลายมาตรฐาน $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ จงคำนวณหาเปอร์เซ็นต์ของ MnO_2 ในสารตัวอย่าง 200 มิลลิกรัม เมื่อเติม 50.00 ลบ.ซม. ของ 0.1000 N FeSO_4 แล้วทำการไทเทรตย้อนกลับกับ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ เข้มข้น 0.0800 N ได้พอดีเมื่อใช้ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ไปเท่ากับ 16.00 ลบ.ซม.

วิธีทำ ปฏิกริยาที่เกิดขึ้นคือ



จากสมการที่ 3.35

$$N_{\text{MnO}_2} \times V_{\text{MnO}_2} = \text{meq. MnO}_2 = N_{\text{Fe}^{2+}} \times V_{\text{Fe}^{2+}} - N_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} \times V_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}}$$

$$= 0.1000 \times 50.00 - 0.0800 \times 16.00$$

$$\text{จำนวนมิลลิกรัมสมมูลของ MnO}_2 = 3.72$$

จากปฏิกิริยาแสดงว่า

$$\text{eq. wt. MnO}_2 = \frac{\text{M.W.}}{2} = \frac{86.94}{2}$$

$$= 43.47$$

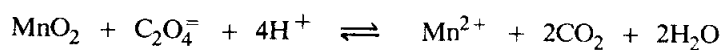
$$\text{จำนวนมิลลิกรัมของ MnO}_2 = 3.72 \times 43.47$$

$$\% \text{ MnO}_2 = \frac{3.72 \times 43.47}{200} \times 100$$

$$= 80.85$$

กิจกรรมที่ 3.24

สารตัวอย่าง MnO_2 ถูกนำวิเคราะห์โดยเติม $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ให้มากเกินไปพอ
แล้วทำให้สารละลายมีฤทธิ์เป็นกรด ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ



ออกซาเลตที่มากเกินไปถูกไทเทรตย้อนกลับด้วยสารละลายโพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนต
ถ้าสารตัวอย่าง 25.0 ลบ.ชม. ถูกนำมาเติมสารละลายมาตรฐาน $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ เข้มข้น
0.1040 N จำนวน 35.0 ลบ.ชม. แล้วนำมาไทเทรตย้อนกลับพบว่าใช้สารละลาย
โพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนตเข้มข้น 0.1120 N จำนวน 12.40 ลบ.ชม. จงคำนวณหา
ความเข้มข้นของสารละลายตัวอย่าง MnO_2 เป็นนอร์แมล

บทสรุป

รีเอเจนต์หรือสารเคมีที่ใช้ในห้องปฏิบัติการทั่ว ๆ มีทั้งที่เป็นอันตรายและไม่เป็นอันตราย ดังนั้นการเรียนรู้ชนิดของรีเอเจนต์ วิธีการนำไปใช้ และการเก็บรักษาที่ถูกต้องวิธี จึงเป็นสิ่งสำคัญมากสำหรับการทำปฏิบัติการเคมี รีเอเจนต์ที่ใช้จะมีทั้งที่เป็นของแข็งและของเหลว วิธีการที่จะเตรียมให้ได้สารละลายที่มีความเข้มข้นต่าง ๆ กันเพื่อนำไปใช้ในการทดลองจึงแตกต่างกัน การเตรียมจากของแข็งต้องหาจำนวนโมลของรีเอเจนต์ที่ต้องการใช้เตรียมเป็นสารละลายให้ได้ความเข้มข้นที่ต้องการก่อน หลังจากนั้นจึงเอาน้ำหนักโมเลกุลของรีเอเจนต์นั้นคูณด้วยจำนวนโมลก็จะได้น้ำหนักของรีเอเจนต์ที่ต้องการใช้ ถ้าเป็นรีเอเจนต์ของเหลวต้องทราบความถ่วงจำเพาะ และเปอร์เซ็นต์ความบริสุทธิ์ของสารในขวดรีเอเจนต์จึงจะสามารถหาปริมาณของรีเอเจนต์ที่ต้องการใช้ได้ ซึ่งสามารถคำนวณได้โดยวิธีการเทียบบัญญัติไตรยางค์ หรือวิธีใช้สูตรตามสมการที่ 3.13 หรือ 3.14 หลังจากที้นำรีเอเจนต์ที่เตรียมเป็นสารละลายได้แล้วมาทำการวิเคราะห์ ผลที่ได้จากการวิเคราะห์จำเป็นที่ต้องนำมาคำนวณเพื่อหาสิ่งที่สนใจเสมอทุกครั้ง ดังนั้นการเรียนรู้วิธีการคำนวณผลจากการวิเคราะห์วิธีต่าง ๆ จึงมีความจำเป็นมากเช่นกัน จึงได้นำวิธีการคำนวณผลของการวิเคราะห์วิธีต่าง ๆ มากล่าวไว้ในบทนี้ก่อนที่นักศึกษาจะได้ลงมือทำปฏิบัติการทดลอง

คำถามท้ายบท

- รีเอเจนต์คืออะไร แบ่งเป็นกี่ชนิด แต่ละชนิดมีคุณสมบัติอย่างไร
- ท่านมีหลักและวิธีการเก็บรักษารีเอเจนต์และการนำรีเอเจนต์ไปใช้อย่างไรบ้าง จงอธิบาย
- ถ้าต้องการเตรียมสารละลายกรด H_2SO_4 เข้มข้น 2 N จำนวน 500 ลบ.ซม. จะเตรียมอย่างไร
- จงอธิบายวิธีการเตรียมสารละลาย EDTA เข้มข้น 0.01 M จำนวน 1 ลบ.ดม.
- จงอธิบายวิธีการเตรียมสารละลาย $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2 (\text{SO}_4)_2$ ให้มีความเข้มข้นของ Fe^{2+} 50 ppm-จำนวน 1 ลบ.ดม.
- สารละลายกรด HNO_3 เข้มข้น 6 N เมื่อต้องการเจือจางเป็นสารละลายที่เข้มข้น 0.5 N-จำนวน 250 ลบ.ซม. จะต้องใช้กรด 6 N HNO_3 จำนวนกี่ ลบ.ซม.
- กรด H_3PO_4 เข้มข้น มี H_3PO_4 85% โดยน้ำหนัก มีความหนาแน่น 1.689 กรัมต่อลบ.ซม. ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย H_3PO_4 เข้มข้น 1.0 M จำนวน 1,000 ลบ.ซม. จะทำได้อย่างไร
- $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ เข้มข้น 0.500 M ถ้าต้องการเตรียม $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ เข้มข้น 0.120 N จำนวน 100 ลบ.ซม. จะทำได้อย่างไร
- สารละลาย KHSO_4 เข้มข้น 23.7% (W/W) มีความหนาแน่น 1.15 กรัม/ลบ.ซม. จงแสดง ความเข้มข้นของสารละลายนี้ในเทอมของ
 - โมลาร์
 - นอร์แมล เมื่อใช้ในการเกิดปฏิกิริยา
 - ปฏิกิริยาการสะเทิน
 - ปฏิกิริยาการตกตะกอนเป็น BaSO_4
 - ปฏิกิริยารีดอกซ์โดยรีดิวซ์ SO_4^- เป็น S
 - ไทเตเตอร์ ในเทอมของ
 - NaOH
 - SO_3
 - KCl
- ในโจทย์แบบเดียวกับข้อ 9 แต่เปลี่ยนสารละลายเป็น 14% (W/W) ของ KHSO_4 ที่มีความหนาแน่น 1.10 กรัม/ลบ.ซม.
- จงคำนวณหาความเข้มข้นเป็นโมลาร์และนอร์แมลของการเกิดปฏิกิริยากรด-เบส หรือปฏิกิริยา

- การตกตะกอนของสารละลายต่อไปนี้
- 18.194 กรัม ของ $\text{NaH}_2\text{AsO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ในสารละลาย 250 ลบ.ซม.
 - 4.904 กรัมของ H_2SO_4 ในสารละลาย 200 ลบ.ซม.
 - 5.207 กรัม ของ BaCl_2 ในสารละลาย 2 ลบ.ดม.
 - 61.80 กรัม ของ $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ในสารละลาย 2 ลบ.ดม.
 - 8.0423 กรัม ของ AgNO_3 ในสารละลาย 500 ลบ.ซม.
 - 1.714 กรัมของ $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ในสารละลาย 333 ลบ.ซม.
 - 3.155 กรัมของ $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ในสารละลาย 333 ลบ.ซม.
12. จงคำนวณหาความเข้มข้นเป็นโมลาร์และนอร์แมลของสารละลายต่อไปนี้
- 3.167% (W/V) NaCl
 - 5.326% (W/V) BaCl_2
 - 10.0% (V/V) HCl
 - 25.0% (V/V) H_2SO_4
 - 25.0% (W/V) H_2SO_4
 - 5% (W/V) AgNO_3
13. จงแสดงความเข้มข้นของสารละลายต่อไปนี้ในหน่วยของไตเตอร์
- Cl^- ไตเตอร์ของสารละลาย 0.500 N AgNO_3
 - Cl^- ไตเตอร์ของสารละลายที่มี 8.4950 กรัม AgNO_3 ในน้ำ 500 ลบ.ซม.
 - NaCl ไตเตอร์ของสารละลาย AgNO_3 3.523% (W/V)
 - Na_2O ไตเตอร์ของ 0.1067 N HCl
 - CaCO_3 ไตเตอร์ของ 0.200 M EDTA
 - CaCl_2 ไตเตอร์ของสารละลาย EDTA ที่มี CaCO_3 ไตเตอร์เท่ากับ 1.000 มิลลิกรัม/ลบ.ซม.
14. จงคำนวณหาความเข้มข้นเป็นนอร์แมล โมลาร์ Ag_2O ไตเตอร์ และ AgNO_3 ไตเตอร์ ของสารละลายที่ประกอบด้วย NaCl 4.00 กรัมในน้ำ 100 กรัม ซึ่งมีความหนาแน่นเท่ากับ 1.03 กรัม/ลบ.ซม.
15. สารตัวอย่างคลอไรด์หนัก 0.2500 กรัม ถูกนำมาตกตะกอนเป็นเงินคลอไรด์ได้หนัก 0.7476 กรัม จงคำนวณหา%Cl ในสารตัวอย่าง

16. สารตัวอย่างที่มีโพแทสเซียมหนัก 0.5742 กรัม ถูกนำมาตกตะกอนเป็น KClO_4 ซึ่งได้หนัก 0.4240 กรัม จงคำนวณหา % K ในสารละลาย
17. จะได้ Fe_2O_3 กี่กรัมเมื่อใช้ Fe_3O_4 1.00 กรัม เป็นสารตัวอย่างเพื่อตกตะกอนและเผาเป็น Fe_2O_3
18. สารตัวอย่างประกอบด้วย KCl และ NaCl หนัก 0.1170 กรัม หลังจากตกตะกอนคลอไรด์เป็นเงินคลอไรด์ ปรากฏว่าได้ตะกอนหนัก 0.2500 กรัม จงคำนวณหา % ของ KCl และ NaCl ในสารตัวอย่าง
19. จะต้องใช้ 0.10 M Na_2SO_4 จำนวนกี่ลบ.ซม. จึงจะสามารถตกตะกอนแบเรียมในสารตัวอย่าง $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ หนัก 0.2200 กรัม เป็น BaSO_4 ได้หมดพอดี
20. ความเข้มข้นของ HCl จะมีค่าเท่ากับเท่าไรเมื่อ 25.00 ลบ.ซม. ของกรดสามารถไทเทรตพอดีกับ 35.04 ลบ.ซม. ของ 0.1123 M (NaOH)
21. ถ้า 0.7576 กรัมของ KHP (potassium hydrogen phthalate) สามารถไทเทรตถึงจุดยุติพอดีเมื่อใช้ NaOH เท่ากับ 42.05 ลบ.ซม. จงหาความเข้มข้นของสารละลาย NaOH นี้
22. ความเข้มข้นของสารละลาย HCl จะมีค่าเท่ากับเท่าไรเมื่อ 40.36 ลบ.ซม. ของ HCl สามารถไทเทรตถึงจุดยุติครั้งที่ 2 พอดีกับ 0.2345 กรัม ของ Na_2CO_3
 เหยือกสามารถนำมาวิเคราะห์หาปริมาณโดยการวัดปริมาตรได้ ถ้าสารตัวอย่างเหยือกถูกนำมาละลายแล้วเปลี่ยนให้เป็น Fe^{2+} จากนั้นนำไปไทเทรตกับ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ จงหา % Fe เมื่อ สารตัวอย่างหนัก 0.5285 กรัม สามารถทำปฏิกิริยาพอดีกับ 0.01524 M $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ จำนวน 26.87 ลบ.ซม. ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ
- $$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Fe}^{2+} + 14\text{H}^+ \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 6\text{Fe}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$$
24. นำสารตัวอย่างเหล็กมาหนัก 0.6282 กรัม ละลายเป็นสารละลายแล้วเปลี่ยนเหล็กให้อยู่ในรูปของ Fe^{2+} จากนั้นไทเทรตกับ 0.1012 N KMnO_4 ปรากฏว่าต้องใช้ KMnO_4 24.22 ลบ.ซม. จึงจะถึงจุดยุติพอดี จงคำนวณหา % Fe ในสารตัวอย่างปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ
- $$\text{MnO}_4^- + 5\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$$