

คู่มือเรียนรายวิชา กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์
ตามหลักสูตรแกนกลาง พ.ศ. 2551
(ฉบับปรับปรุง พ.ศ. 2560)

เพิ่มเติม



ม.5 เล่ม 4

โดย
สำราญ พุกขสุนทร

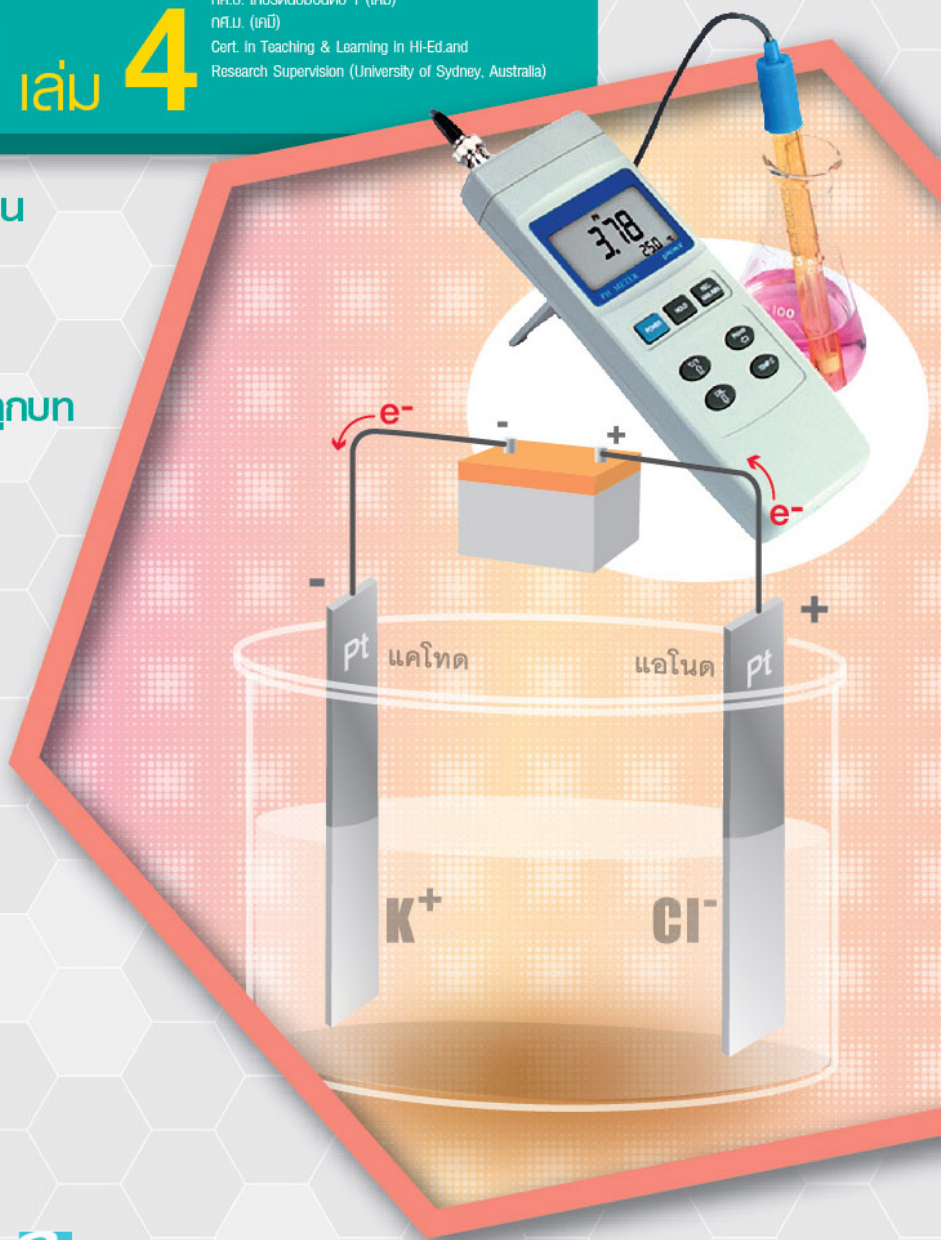
กศ.บ. เกียรตินิยมอันดับ 1 (เคมี)
กศ.บ. (เคมี)
Cert. in Teaching & Learning in Hi-Ed. and
Research Supervision (University of Sydney, Australia)



เนื้อหาละเอียดครบถ้วน

- กรด-เบส
- เคมีไฟฟ้า

ข้อสอบเข้ามหาวิทยาลัย
ปี 2520-ปัจจุบัน ครบทุกบท
พร้อมเฉลยครบถ้วน



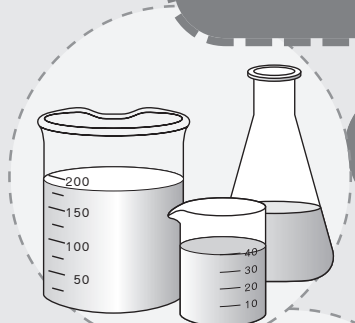
คู่มือรายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์

เคมี

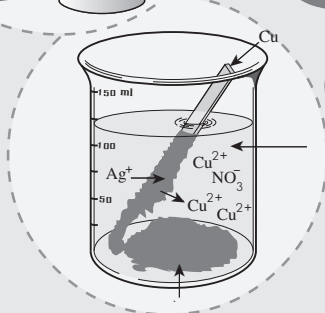
ม. 5
เล่ม 4

กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์
ตามหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐาน
พุทธศักราช 2551 (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. 2560)

เนื้อหา



กรด-เบส



เคมีไฟฟ้า



สำนักพิมพ์ พ.ศ.พัฒนา

เรียบเรียงโดย

สำราญ พฤกษ์สุนทร กศ.บ. เกียรตินิยมอันดับ 1 (เคมี) กศ.ม. (เคมี)

Cert. In Teaching & Learning in Hi - Ed

and Research Supervision (University of Sydney Australia)

อาจารย์สอนวิชาเคมี สถาบันกวดวิชาหลายสถาบัน (www.utt-tutor.com)

สงวนลิขสิทธิ์ตามพระราชบัญญัติลิขสิทธิ์ (ฉบับเพิ่มเติม) พ.ศ.2558

คู่มือวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์ เคมี ม. 5 เล่ม 4

(ฉบับปรับปรุง พ.ศ. 2560)

ผู้เขียน สำราญ พฤษสุนทร

บรรณาธิการ อรศรี ไรจน์พจนรัตน์

ผู้ช่วยบรรณาธิการ (ศิลปกรรม) อมรศักดิ์ บุญเรือง

พิสูจน์อักษร สำราญ พฤษสุนทร

พิจารณา ใสสุวรรณ

รูปเล่ม อูไรพรรณ บุญเรือง

ศิลปกรรม สิทธิพันธ์ สกุลชัยลิริวิช

ปก อมรศักดิ์ บุญเรือง

ISBN 978-616-201-792-6



หนังสือเล่มนี้พิมพ์ด้วย กระดาษรีไซเคิล เอ
กระดาษจากไม้ปลูก ไม่รบกวนไม้ธรรมชาติ



สำนักพิมพ์นี้เป็นสมาชิกสมาคมผู้จัดพิมพ์
และผู้จำหน่ายหนังสือแห่งประเทศไทย
แนะนำหรือวิจารณ์หนังสือเล่มนี้ได้ที่

www.thaibookrecommend.com

จัดพิมพ์ : บริษัทสำนักพิมพ์ พ.ศ. พัฒนา จำกัด

12 ซอยหม่อมแฝ้ว แยก 3 ถนนพระราม 6 (ซอย 41) แขวงสามเสนใน เขตพญาไท
กรุงเทพมหานคร โทร. 02-279-6222 (อัตรา 15 คู่สาย) โทรสาร 02-279-6203

พิมพ์ที่ : เพิ่มทรัพย์ การพิมพ์

117/22 หมู่ 5 ซอยบางไผ่พัฒนา ถนนนครินทร์ ต. บางไผ่
อ. เมือง จ. นนทบุรี 11000
(ธนพัฒน์ สุขมงคลกุล ผู้พิมพ์ผู้โฆษณา)

เคมี
ม. 5
เล่ม 4



คำนำ

หนังสือเคมี ม.5 เล่ม 4 ที่จัดทำขึ้นใหม่นี้ ผู้เขียนได้จัดทำตามรายวิชาเพิ่มเติม กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์ ตามหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐาน พุทธศักราช 2551 ฉบับปรับปรุงใหม่ พ.ศ. 2560 และผู้เขียนได้เรียบเรียงเนื้อหาตามแนวหนังสือเรียนของ สสวท. ปี 2562 แต่เนื้อหาละเอียดกว่า เพื่อช่วยให้นักเรียนเข้าใจเนื้อหาแต่ละเรื่องได้ดียิ่งขึ้น ในส่วนที่เป็นข้อสอบแต่ละบทเป็นข้อสอบเข้ามหาวิทยาลัย ปี 2520 ถึงปัจจุบัน พร้อมเฉลยละเอียด

ก่อนเรียบเรียงหนังสือเล่มนี้ ผู้เรียบเรียงได้วิเคราะห์ข้อสอบเข้ามหาวิทยาลัยในปีที่ผ่านมา มา เพื่อให้รู้่านักเรียนควรมีความรู้เรื่องใดมากน้อยแค่ไหน จะได้เป็นแนวทางในการเรียบเรียงครั้งนี้ ดังนั้น เนื้อหาบางตอนหรือบางเรื่องจึงละเอียดกว่าในหนังสือเรียนของ สสวท. ทั้งนี้ก็เพื่อให้สอดคล้องกับข้อสอบเข้ามหาวิทยาลัยทุกระบบที่ผู้เขียนได้วิเคราะห์หามาแน่นอน ข้อสอบเข้ามหาวิทยาลัยของแต่ละปี ก็แยกไว้ท้ายบทเพื่อให้นักเรียนได้เห็นแนวทางข้อสอบได้ง่ายเพื่อประโยชน์ในการสอบครั้งต่อไป การเฉลยข้อสอบแต่ละบทก็เฉลยให้อย่างละเอียด เพื่อให้นักเรียนได้รู้วิธีคิดหรือเหตุผลของการตอบแต่ละข้อ

ผู้เขียนจึงหวังอย่างยิ่งว่า นักเรียนหรือผู้ที่สนใจจะได้รับประโยชน์จากหนังสือเล่มนี้มากพอสมควร อย่างไรก็ตามเพื่อให้ได้รับประโยชน์จากหนังสือเล่มนี้อย่างแท้จริง นักเรียนควรทำข้อสอบทุกข้อด้วยตนเอง ก่อนที่จะดูคำเฉลย หากนักเรียนสงสัยหรือมีปัญหาอะไร สามารถสอบถามได้ที่ www.utt-tutor.com หรือ บริษัท สำนักพิมพ์ พ.ศ.พัฒนา จำกัด

ด้วยความปรารถนาดี

(สำราญ พงษ์สุนทร)



บทที่ 10 กรด-เบส	1
10.1 สารละลายอิเล็กโทรไลต์ และนอนอิเล็กโทรไลต์	1
10.1.1 การแตกตัวเป็นไอออนของอิเล็กโทรไลต์ในสารละลาย	1
10.2 สารละลายกรดและสารละลายเบส	3
10.2.1 ประเภทของกรด	3
10.2.2 ประเภทของเบส	3
10.2.3 การเรียกชื่อกรดและเบส	3
10.2.4 สมบัติของสารละลายกรดและสารละลายเบส	6
10.2.5 ไอออนในสารละลายกรด	6
10.2.6 ไอออนในสารละลายเบส	7
10.2.7 สารละลายกรดและสารละลายเบสในชีวิตประจำวัน	8
10.3 ทฤษฎีกรด-เบส	10
10.3.1 ทฤษฎีกรด-เบส ของอาร์เรเนียส	10
10.3.2 ทฤษฎีกรด-เบส ของเบรินสเตด-ลาวรี	11
10.3.3 สารหรือไอออนที่เป็นได้ทั้งกรดและเบส	13
10.3.4 ทฤษฎีกรด-เบส ของลิวอิส	14
10.4 คู่กรด-เบส	15
10.5 อิเล็กโทรไลต์แก่และอิเล็กโทรไลต์อ่อน	17
10.5.1 ความแรงของกรดและเบส	17
10.5.2 หลักการพิจารณาความแรงของกรดและเบส	19
10.5.3 การแตกตัวของกรดแก่และเบสแก่	23
10.5.4 การแตกตัวของกรดอ่อน	27
10.5.5 การแตกตัวของเบสอ่อน	38
10.5.6 ผลของไอออนร่วมชนิดต่อภาวะสมดุลของกรดอ่อนและเบสอ่อน	43

10.6	การแตกตัวของน้ำบริสุทธิ์	45
10.6.1	การคำนวณหาค่า K_a และ K_b โดยอาศัยค่า K_w	46
10.7	การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน และไฮดรอกไซด์ไอออนในน้ำ	47
10.7.1	การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของ H_3O^+ และ OH^- ในน้ำเมื่อเติมกรด	47
10.7.2	การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของ H_3O^+ และ OH^- ในน้ำเมื่อเติมเบส	50
10.8	pH ของสารละลาย	52
10.8.1	การคำนวณหา pH ของสารละลาย	55
10.9	อินดิเคเตอร์สำหรับกรด – เบส	59
10.9.1	การใช้อินดิเคเตอร์ทดสอบความเป็นกรด-เบสของสารละลาย หรือหา pH ของสารละลาย	64
10.10	สารละลายกรด-เบสในชีวิตประจำวันและในสิ่งมีชีวิต	66
10.11	ปฏิกิริยาของกรดและเบส	68
10.11.1	ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส	68
10.11.2	ปฏิกิริยาของกรดหรือเบสกับสารบางชนิด	69
10.11.3	ปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส	70
10.11.4	ประโยชน์ของเกลือ	79
10.12	การไทเทรตกรด-เบส	80
10.12.1	การคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายกรดและ สารละลายเบสโดยอาศัยข้อมูลจากการไทเทรต	83
10.12.2	การหาจุดสมมูลของการไทเทรตจากกราฟของการไทเทรต กรด – เบส	86
10.12.3	อินดิเคเตอร์กับการไทเทรตกรด-เบส	94
10.12.4	การหาปริมาณของสารด้วยวิธีการไทเทรต	96
10.13	สารละลายบัฟเฟอร์	98
10.13.1	การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์	99
10.13.2	สมบัติของสารละลายบัฟเฟอร์	100

10.13.3	การคำนวณหา pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วยกรดอ่อนและเกลือของกรดนั้น	101
10.13.4	การคำนวณหา pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วยเบสอ่อนและเกลือของเบสนั้น	104
10.13.5	การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์ที่ทราบค่า pH	108
10.13.6	ตัวอย่างสารละลายบัฟเฟอร์ในธรรมชาติ	109
๑	ข้อสอบเข้ามหาวิทยาลัยปี 2520 ถึงปัจจุบันเรื่องกรด-เบส	111
๒	เฉลยละเอียดข้อสอบเข้ามหาวิทยาลัยปี 2520 ถึงปัจจุบัน เรื่องกรด-เบส	150
บทที่ 11	เคมีไฟฟ้า	194
11.1	เลขออกซิเดชัน	194
11.2	ปฏิกิริยาเคมีกับการถ่ายโอนอิเล็กตรอน	201
11.2.1	ปฏิกิริยาระหว่างโลหะกับสารละลายบางชนิด	201
11.2.2	ปฏิกิริยารีดอกซ์	205
11.2.3	ตัวออกซิไดส์และตัวรีดิวซ์	209
11.2.4	ปฏิกิริยา Autoredox	212
11.2.5	ประโยชน์ของปฏิกิริยารีดอกซ์	212
11.2.6	การดุลสมการรีดอกซ์	214
11.2.6.1	การดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีตรวจพินิจ	214
11.2.6.2	การดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีใช้เลขออกซิเดชัน	215
11.2.6.3	การดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยา	225
11.3	เซลล์เคมีไฟฟ้า	234
11.3.1	เซลล์กัลวานิก	235
11.3.1.1	สะพานไอออนหรือสะพานเกลือ	242
11.3.1.2	การเขียนแผนภาพแสดงเซลล์กัลวานิก	245
11.3.1.3	ลำดับความสามารถในการรับ (ทิ้ง) อิเล็กตรอนของตัวออกซิไดส์ และลำดับความสามารถในการเสียอิเล็กตรอนของตัวรีดิวซ์	247
11.3.1.4	ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์และศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์	250
11.3.1.5	ประโยชน์ของค่า E°	256

11.3.1.6	การคำนวณหาค่า E° ของเซลล์	259
11.3.1.7	สมการของเนิร์นสต์	262
11.3.1.8	เซลล์ความเข้มข้น	266
11.3.1.9	ประเภทของเซลล์กัลวานิก	267
11.3.2	เซลล์เชื้อเพลิง	279
11.3.3	เซลล์อิเล็กโทรไลต์ และอิเล็กโทรลิซิส	283
11.3.3.1	การอิเล็กโทรลิซิสสารประกอบไอออนิกที่ หลอมเหลว	284
11.3.3.2	การอิเล็กโทรลิซิสสารละลายอิเล็กโทรไลต์ ที่ใช้น้ำเป็นตัวทำละลาย	285
11.3.3.3	เซลล์อิเล็กโทรไลต์ที่ใช้ขั้วไฟฟ้าซึ่งมีส่วน ร่วมในการเกิดปฏิกิริยา	289
11.3.4	กฎของฟาราเดย์เกี่ยวกับอิเล็กโทรลิซิส	291
11.3.5	ประโยชน์ของเซลล์อิเล็กโทรไลต์	294
11.3.5.1	การผลิตโลหะจากสารประกอบ	294
11.3.5.2	การทำให้โลหะบริสุทธิ์	297
11.3.5.3	การชุบโลหะด้วยไฟฟ้า	298
11.4	การผุกร่อนของโลหะและการป้องกัน	300
11.4.1	ภาวะที่ทำให้โลหะผุกร่อน	300
11.4.2	การป้องกันการผุกร่อนของโลหะ	302
11.5	ความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีเกี่ยวกับเซลล์เคมีไฟฟ้า	307
11.5.1	แบตเตอรี่โซเดียม-ซัลเฟอร์	308
11.5.2	แบตเตอรี่อากาศ	308
11.5.3	การทำอิเล็กโทรไดอะลิซิสน้ำทะเล	309
๑๖	ข้อสอบเข้ามหาวิทยาลัย ปี 2520 ถึงปีปัจจุบันบทที่ 11 เคมีไฟฟ้า	310
๑๗	เฉลยละเอียดข้อสอบเข้ามหาวิทยาลัย ปี 2520 ถึงปีปัจจุบันบทที่ 11 เคมีไฟฟ้า	376
	บรรณานุกรม	420

สำราญ พงษ์สุนทร

เปิดตัว

★ ละคร ม. ตำบล

★ ละคร ม. 4-5-6

ละคร

★ ละคร Entrance ทุกกระบวน

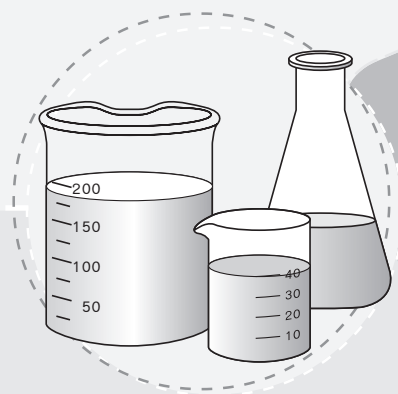
สอนทางออนไลน์

ผลงานฉายละครยอดเยี่ยม

www.pluseducenter.com/center/sumran

สอบถามเพิ่มเติม Line : @ pluseducenter

หรือโทร 081-552-9898



บทที่ 10 กรด-เบส

10.1 สารละลายอิเล็กโทรไลต์ และนอนอิเล็กโทรไลต์

สารละลายอิเล็กโทรไลต์ หมายถึง สารละลายที่สามารถนำไฟฟ้าได้เพราะตัวละลายแตกตัวออกเป็นไอออนบวกและไอออนลบในน้ำซึ่งเป็นตัวทำละลายและไอออนที่เกิดขึ้นสามารถเคลื่อนที่ได้ในสารละลาย ตัวละลายที่แตกตัวเป็นไอออนในสารละลายเรียกว่า **สารอิเล็กโทรไลต์ (Electrolyte)** ตัวอย่างสารละลายอิเล็กโทรไลต์ ได้แก่ สารละลายกรด สารละลายเบส และสารละลายเกลือชนิดต่างๆ

สารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์ หมายถึง สารละลายที่ไม่สามารถนำไฟฟ้าได้ เพราะตัวละลายไม่มีการแตกตัวออกเป็นไอออนบวกและไอออนลบ ตัวละลายที่ละลายในน้ำแล้วไม่มีการแตกตัวออกไปเป็นไอออน เรียกว่า **สารนอนอิเล็กโทรไลต์ (Non - electrolyte)** ตัวละลายประเภทนี้จะละลายน้ำโดยโมเลกุลเกิดพันธะไฮโดรเจนหรือแรงไดโพล - ไดโพลกับโมเลกุลของน้ำ ตัวอย่างสารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์ เช่น สารละลายเอทานอล สารละลายกลูโคส เป็นต้น

10.1.1 การแตกตัวเป็นไอออนของอิเล็กโทรไลต์ในสารละลาย

สารละลายอาจมีตัวทำละลายต่างกันแต่ในที่นี้เราจะพิจารณาในกรณีที่น้ำเป็นตัวทำละลายเท่านั้น การอธิบายการแตกตัวเป็นไอออนของสารอิเล็กโทรไลต์ สามารถอธิบายตามประเภทของอิเล็กโทรไลต์ ดังนี้

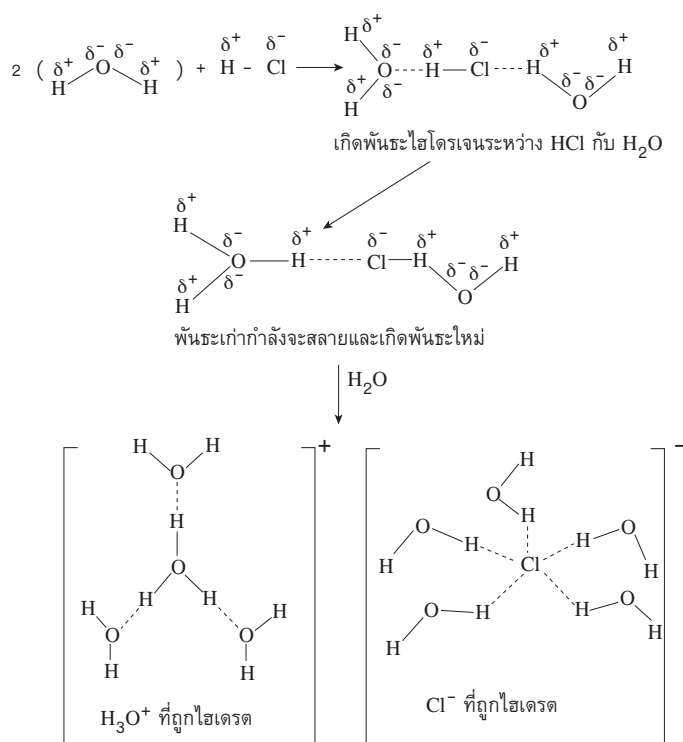
ก. การแตกตัวของอิเล็กโทรไลต์ซึ่งเป็นสารประกอบไอออนิก สารประกอบไอออนิกเมื่ออยู่ในสภาพปกติก็ประกอบด้วยไอออนบวกและไอออนลบแต่ไอออนแต่ละไอออนอยู่ประจำที่ในโครงผลึกเคลื่อนที่ไม่ได้ เมื่อใส่สารไอออนิกที่สามารถละลายน้ำได้ลงในน้ำจะมีการแตกตัวออกเป็นไอออนบวกและไอออนลบ อธิบายการเกิดได้ดังนี้ เมื่อสารประกอบไอออนิกอยู่ในน้ำซึ่งโมเลกุลมีขั้ว โมเลกุลของน้ำก็จะหันขั้วบวกเข้าหาไอออนลบและหันขั้วลบเข้าหาไอออนบวก ซึ่งอยู่บริเวณผิวหน้าของก้อนของแข็งไอออนิก ดังนั้นไอออนบวกและไอออนลบจะถูกโมเลกุลของน้ำเข้าห้อมล้อมและดึงดูด ไอออนทั้งสองชนิดจึงถูกโมเลกุลของน้ำดึงหลุดออกจากโครงผลึกไปรวมกับโมเลกุลของน้ำกลายเป็นไอออนที่ถูกไฮเดรต (ไอออนที่มีโมเลกุลของน้ำห้อมล้อม) ซึ่งสามารถเคลื่อนที่ได้ในสารละลาย เมื่อไอออนบริเวณผิวหน้าหลุดออกไปไอออน

ที่อยู่ถัดเข้าไปก็จะอยู่บริเวณผิวหน้าแทนก็จะถูกโมเลกุลของน้ำดึงออกไปกลายเป็นไอออนที่ถูกไฮเดรตอีก จนกระทั่งเกิดสารละลายอึดตัวหรือของแข็งไอออนิกละลายหมดเช่นการละลายน้ำของโซเดียมคลอไรด์ (NaCl) จะได้ $\text{Na}^+(\text{aq})$ และ $\text{Cl}^-(\text{aq})$ ดังสมการ



ข. การแตกตัวของอิเล็กโทรไลต์ซึ่งเป็นสารประกอบโคเวเลนต์ สารประกอบโคเวเลนต์ที่มีโมเลกุลมีขั้วบางชนิดละลายน้ำได้ เพราะโมเลกุลของน้ำและตัวละลายจะหันขั้วที่มีอำนาจไฟฟ้าตรงกันข้ามเข้าดึงดูดกันเกิดแรงไดโพล - ไดโพล บางชนิดละลายได้เพราะเกิดพันธะไฮโดรเจนกับโมเลกุลของน้ำแต่สารละลายที่ได้ไม่นำไฟฟ้า ในกรณีที่สารประกอบโคเวเลนต์มีสภาพขั้วของโมเลกุลแรงมากเมื่อเกิดแรงดึงดูดกับโมเลกุลของน้ำก็จะทำให้พันธะโคเวเลนต์สลายไป แล้วแตกตัวออกเป็นไอออนบวกและไอออนลบ โมเลกุลของน้ำก็จะเข้าห้อมล้อมและดึงดูดไอออนนั้นๆ กลายเป็นไอออนที่ถูกไฮเดรตที่สามารถเคลื่อนที่ได้ในสารละลาย จึงทำให้สารละลายนำไฟฟ้าได้ เช่น ไฮโดรเจนคลอไรด์ (HCl) ไฮโดรเจนโบรไมด์ (HBr) เป็นต้น

เมื่อ HCl ละลายน้ำจะแตกตัวออกเป็น $\text{H}^+(\text{aq})$ และ $\text{Cl}^-(\text{aq})$ (สำหรับ H^+ ตามความเป็นจริงแล้วจะรวมกับโมเลกุลของน้ำได้ไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) แล้วมีโมเลกุลของน้ำเข้าห้อมล้อมได้ $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$)



รูปที่ 10.1 แสดงกลไกการเกิด $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ และ $\text{Cl}^-(\text{aq})$ เมื่อ $\text{HCl}(\text{aq})$ ละลายน้ำ

10.2 สารละลายกรดและสารละลายเบส

10.2.1 ประเภทของกรด กรดอาจแบ่งได้เป็น 2 ประเภท คือ

1. **กรดอินทรีย์** หมายถึง กรดที่มีหมู่คาร์บอกซิล ($\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}\text{-OH}$) หรือหมู่ซัลโฟนิก ($\text{-SO}_3\text{H}$) เป็นหมู่ฟังก์ชัน เป็นกรดที่มีอยู่ในธรรมชาติหรือได้จากสิ่งมีชีวิต เช่น กรดฟอร์มิก (HCOOH) กรดแอสติก (CH_3COOH) กรดเบนโซอิก ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) กรดเบนซีสัลโฟนิก ($\text{C}_6\text{H}_5\text{SO}_3\text{H}$) เป็นต้น

2. **กรดอนินทรีย์** หมายถึง กรดที่เกิดจากสิ่งไม่มีชีวิต แบ่งออกได้เป็น 2 ประเภท คือ

2.1 กรดไฮโดร (Hydro acid) คือ กรดที่ประกอบด้วยธาตุไฮโดรเจนและอโลหะอื่น โดยไม่มีธาตุออกซิเจนรวมอยู่ด้วย เช่น HF HCl HBr HI HCN H_2S

2.2 กรดออกซิหรือกรดออกโซ (Oxy acid or Oxo acid) คือ กรดที่ประกอบด้วย ธาตุไฮโดรเจน ออกซิเจนและอโลหะอื่น เช่น H_2CO_3 H_2SO_4 HNO_3 H_3PO_4

10.2.2 ประเภทของเบส เบสอาจแบ่งได้เป็น 2 ประเภทเช่นเดียวกันคือ

1. **เบสอินทรีย์** หมายถึง เบสที่อยู่ในธรรมชาติหรือได้จากสิ่งมีชีวิตได้แก่สารประกอบประเภท เอมีน เช่น CH_3NH_2 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ เป็นต้น

2. **เบสอนินทรีย์** หมายถึง เบสที่เกิดจากสิ่งไม่มีชีวิต เบสพวกนี้ได้แก่ สารประกอบไฮดรอกไซด์ เช่น NaOH KOH Ca(OH)_2 เป็นต้น

10.2.3 การเรียกชื่อกรดและเบส

1. **การเรียกชื่อกรดไฮโดร** การเรียกชื่อกรดชนิดนี้ให้อ่าน ไฮโดร (Hydro) นำหน้าแล้ว ตามด้วยชื่ออโลหะแต่เปลี่ยนเสียงพยางค์ท้ายเป็น ิก (ic) เช่น

HF	= กรดไฮโดรฟลูออริก	HCl	= กรดไฮโดรคลอริก
HBr	= กรดไฮโดรโบรมิก	HI	= กรดไฮโดรไอโอดิก
H_2S	= กรดไฮโดรซัลฟิวริก	HCN	= กรดไฮโดรไซยานิก

2. การเรียกชื่อกรดออกซิหรือกรดออกโซ

2.1 ถ้าอโลหะซึ่งรวมตัวกับ H และ O เกิดกรด 1 ชนิด ให้เรียกชื่ออะตอมกลางแต่เปลี่ยนพยางค์ท้ายเป็น ิก เช่น H_2CO_3 อ่านว่า กรดคาร์บอนิก

2.2 ถ้าอโลหะ ซึ่งรวมตัวกับ H และ O เกิดกรดออกซิ 2 ชนิด ให้เรียกชื่อธาตุอะตอมกลาง (อโลหะอื่นที่ไม่ใช่ H หรือ O) แต่เปลี่ยนพยางค์ท้ายเป็น ิก เมื่อธาตุนั้นมีเลขออกซิเดชันสูง (หรือกรดนั้นมี O มากกว่า) หรือเปลี่ยนพยางค์ท้ายเป็น ัล เมื่อธาตุนั้นมีเลขออกซิเดชันต่ำ (หรือกรดนั้นมี O น้อยกว่า) เช่น ไนโตรเจน เมื่อรวมตัวกับ H และ O เกิดกรด 2 ชนิด คือ HNO_2 และ HNO_3

HNO_2 อ่านว่า กรดไนตรัส HNO_3 อ่านว่า กรดไนตริก

การเรียกชื่อกรดออกซิดังกล่าวข้างต้น เป็นการเรียกชื่อสามัญ นอกจากเรียกชื่อสามัญแล้วอาจเรียกชื่อกรดในระบบ IUPAC ก็ได้ ชื่อกรดตามระบบนี้ให้บอกจำนวนอะตอมของธาตุออกซิเจนด้วย จำนวนนับในภาษากรีก และอ่านธาตุออกซิเจนว่าออกโซ แล้วตามด้วยชื่อธาตุอะตอมกลางที่เปลี่ยนพยางค์ท้ายเป็น ิก ดูตัวอย่างในตาราง 10.1

ชนิดของกรด	ชื่อสามัญ	ชื่อตามระบบ IUPAC
H_2SO_3	กรดซัลฟิวรัส	กรดไดรอกโซซัลฟิวริก
H_2SO_4	กรดซัลฟิวริก	กรดเตตระออกโซซัลฟิวริก
HNO_2	กรดไนตริก	กรดไดรอกโซไนตริก
HNO_3	กรดไนตริก	กรดไตรออกโซไนตริก
H_3PO_3	กรดฟอสฟอรัส	กรดไตรออกโซฟอสฟอริก
H_3PO_4	กรดฟอสฟอริก	กรดเตตระออกโซฟอสฟอริก
H_2SeO_3	กรดซีลีนิค	กรดไตรออกโซซีลีนิค
H_2SeO_4	กรดซีลีนิค	กรดเตตระออกโซซีลีนิค
H_3AsO_3	กรดอาร์ซีนิก	กรดไตรออกโซอาร์ซีนิก
H_3AsO_4	กรดอาร์ซีนิก	กรดเตตระออกโซอาร์ซีนิก

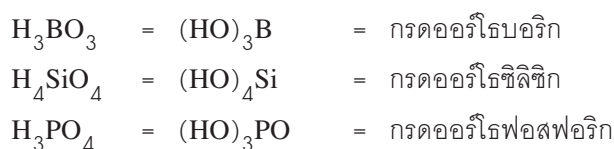
ตารางที่ 10.1 การเรียกชื่อกรดออกซิในระบบสามัญและระบบ IUPAC

2.3 ถ้าธาตุอโลหะที่เป็นอะตอมกลางเกิดกรดได้มากกว่า 2 ชนิด การเรียกชื่อกรดต้องใช้คำมาเติมหน้าชื่อกรดดังนี้ ใช้คำว่า **ไฮโป** นำหน้าชื่อกรดที่อโลหะซึ่งเป็นอะตอมกลางมีเลขออกซิเดชันต่ำกว่ากรด_ส และให้ใช้คำว่า **เปอร์** นำหน้าชื่อกรดที่อโลหะซึ่งเป็นอะตอมกลางมีเลขออกซิเดชันสูงกว่ากรด_ก ตัวอย่างเช่น

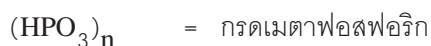
ชนิดของกรด	เลขออกซิเดชันของ Cl ซึ่งเป็นอะตอมกลาง	ชื่อสามัญ	ชื่อ IUPAC
HClO	+1	กรดไฮโปคลอรัส	กรดมอนออกโซคลอริก
HClO_2	+3	กรดคลอรัส	กรดไดออกโซคลอริก
HClO_3	+5	กรดคลอริก	กรดไตรออกโซคลอริก
HClO_4	+7	กรดเปอร์คลอริก	กรดเตตระออกโซคลอริก

นอกจากใช้ **ไฮโป** และ **เปอร์** นำหน้าแล้วยังมีการใช้คำอื่นนำหน้าอีก เช่น **ออร์โท เมตา ไพโร ได** เป็นต้น

การใช้ ออร์โธ และ เมตา นำหน้า กรดออกซิอาจเขียนสูตรในรูปสารประกอบของหมู่ไฮดรอกซิลได้ เช่น H_3BO_3 อาจเขียนได้เป็น $(\text{HO})_3\text{B}$ ถ้าหากเป็นกรดที่มีจำนวนหมู่ OH ที่ติดอยู่กับอโลหะนั้นเป็นจำนวนที่สามัญ (common) ที่สุดกับอโลหะนั้น เช่น $(\text{HO})_3\text{B}$ B อยู่หมู่ 3 จึงมีหมู่ OH ได้ 3 หมู่ เป็นต้น กรณีเช่นนี้ให้เติมคำนำหน้า **ออร์โธ** แล้วตามด้วยชื่อกรดนั้น เช่น

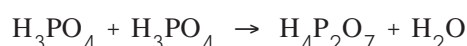


ส่วนคำนำหน้า **เมตา** ใช้เมื่อกรดออร์โธเสียน้ำหนึ่งโมเลกุล และใช้ในกรณีต่อไปนี้เท่านั้น

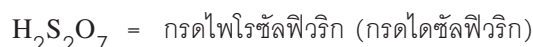
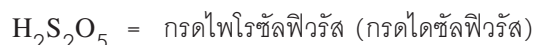


n มีค่า = 1, 2 ... เช่น $(\text{HBO}_2)_3 = \text{กรดไตรเมตาบอริก}$

การใช้ไฟโร นำหน้า กรดออกซิที่เกิดจากการดออร์โธสองโมเลกุลรวมตัวกันเป็นโมเลกุลใหญ่แล้วเสียน้ำไป 1 โมเลกุล การเรียกชื่อกรดที่เกิดขึ้นให้ใช้คำไฟโรนำหน้าชื่อกรดหรืออาจใช้คำว่า **ได** แทนก็ได้ เช่น กรดออร์โธฟอสฟอริก $(\text{H}_3\text{PO}_4)_2$ 2 โมเลกุล รวมตัวกันเป็น $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ดังสมการ



$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ เรียกว่า กรดไฟโรฟอสฟอริก หรือ กรดไดฟอสฟอริก แต่การใช้คำนำหน้าไฟโรหรือได ใช้ในกรณีต่อไปนี้เท่านั้น



3. การเรียกชื่อเบส

ในที่นี้จะกล่าวถึงเฉพาะเบสที่เป็นสารประกอบไฮดรอกไซด์ของโลหะหรือหมู่เทียบเท่าโลหะ (NH_4^+) เท่านั้น การเรียกชื่อเบสกรณีนี้ให้เรียกชื่อโลหะหรือไอออนบวกก่อนแล้วตามด้วยไฮดรอกไซด์ แต่กรณีที่โลหะมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่าต้องบอกค่าเลขออกซิเดชันเป็นเลขโรมันในวงเล็บท้ายชื่อโลหะด้วย เช่น



10.2.4 สมบัติทั่วไปของสารละลายกรดและสารละลายเบส

สารละลายกรดและสารละลายเบสมีสมบัติโดยทั่วไป ที่ควรทราบดังตาราง 10.2

สารละลายกรด	สารละลายเบส
- เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นสีแดง - บางชนิดมีรสเปรี้ยว มีฤทธิ์กัด - ทำปฏิกิริยากับโลหะบางชนิด เช่น Na Mg Zn ฯลฯ ให้แก๊ส H_2 $Mg(s) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$ - ทำปฏิกิริยากับสารละลายเบส ได้เกลือกับน้ำ - ทำปฏิกิริยากับเกลือคาร์บอเนต เช่น $CaCO_3$ หรือไฮโดรเจนคาร์บอเนต เช่น $NaHCO_3$ ได้ แก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ (CO_2) $2HCl(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$ $HCl(aq) + NaHCO_3(s) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$ - นำไฟฟ้าได้	- เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงเป็นสีน้ำเงิน - มีรสฝาดหรือขม ลื่นมือคล้ายสบู่ - ส่วนใหญ่ไม่ทำปฏิกิริยากับโลหะที่อุณหภูมิปกติ - ทำปฏิกิริยากับสารละลายกรดได้เกลือกับน้ำ - ต้มกับสารละลายเกลือแอมโมเนียม เช่น $NH_4Cl(aq)$ จะได้แก๊สแอมโมเนีย (NH_3) $NaOH(aq) + NH_4Cl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l) + NH_3(g)$ - นำไฟฟ้าได้

ตารางที่ 10.2 แสดงสมบัติทั่วไป บางประการของสารละลายกรดและสารละลายเบส

จากตารางที่ 10.2 จะเห็นได้ว่า ทั้งสารละลายกรดและสารละลายเบสต่างก็สามารถนำไฟฟ้าได้ แสดงว่าในสารละลายกรดและสารละลายเบสมีไอออนอยู่ แต่สารละลายของสารทั้งสองมีสมบัติส่วนใหญ่ต่างกัน แสดงว่าภายในสารละลายกรดและสารละลายเบสประกอบด้วยไอออนที่ต่างกัน

10.2.5 ไอออนในสารละลายกรด

สารละลายกรดมีสมบัติบางประการเหมือนกันเช่นเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นแดง ทำปฏิกิริยากับโลหะได้แก๊ส H_2 ทำปฏิกิริยากับเกลือคาร์บอเนตหรือไฮโดรเจนคาร์บอเนตได้แก๊ส CO_2 เป็นต้น แสดงว่าในสารละลายกรดจะต้องประกอบด้วยไอออนส่วนหนึ่งที่เหมือนกัน จากการศึกษาพบว่าเมื่อกรดละลายน้ำจะแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+) ซึ่งเป็นไอออนบวกและไอออนลบ H^+ ที่เกิดขึ้นไม่ได้อยู่โดยอิสระ แต่จะสร้างพันธะกับโมเลกุลของน้ำกลายเป็น **ไฮโดรเนียมไอออน** (H_3O^+) ทั้งไฮโดรเนียมไอออนและไอออนลบที่เกิดขึ้นจะถูกโมเลกุลของน้ำล้อมรอบกลายเป็นไอออนที่ถูกไฮเดรต (กลไกการแตกตัวของกรดในน้ำ ดูหัวข้อ 10.1.1 ข้อ ข.) ในการเขียนสัญลักษณ์ของไอออนบวกและไอออนลบจึงเขียน (aq) กำกับไว้ด้วย อย่างไรก็ตามในบางครั้งเพื่อความสะดวกอาจเขียน $H^+(aq)$ แทน $H_3O^+(aq)$ ก็ได้ ตัวอย่างการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้น เมื่อกรดบางชนิดละลายน้ำ เช่น

- $HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$ (สารละลายกรดไฮโดรคลอริก)
- $HBr(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Br^-(aq)$ (สารละลายกรดไฮโดรโบรมิก)
- $HNO_3(l) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$ (สารละลายกรดไนตริก)

4. $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_4^-(\text{aq})$ (สารละลายกรดซัลฟิวริก)
5. $\text{HClO}_4(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{ClO}_4^-(\text{aq})$ (สารละลายกรดเปอร์คลอริก)

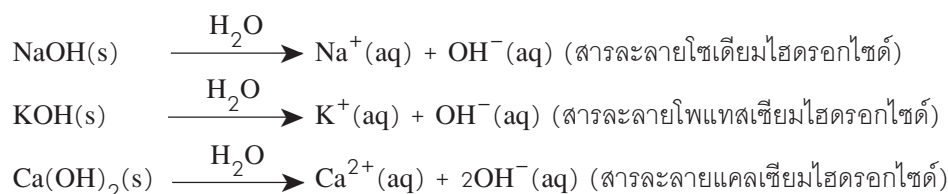
หรืออาจเขียนสมการแสดงการละลายของกรดต่างๆ ดังกล่าวในน้ำได้ดังนี้

1. $\text{HCl}(\text{g}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
2. $\text{HBr}(\text{g}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$
3. $\text{HNO}_3(\text{l}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$
4. $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_4^-(\text{aq})$
5. $\text{HClO}_4(\text{l}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+(\text{aq}) + \text{ClO}_4^-(\text{aq})$

จากตัวอย่างข้างต้นจะเห็นได้ว่ากรดทุกชนิดแตกตัวให้ $\text{H}^+(\text{aq})$ เหมือนกัน แสดงว่าการที่สารละลายกรดมีสมบัติบางประการเหมือนกันนั้นเนื่องจากในสารละลายกรดทุกชนิดประกอบด้วย $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ หรือมี $\text{H}^+(\text{aq})$ ดังนั้นจึงสรุปได้ว่าสมบัติทั่วไปของสารละลายกรดก็คือ สมบัติของ $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ สำหรับไอออนลบที่ได้จากกรดต่างชนิดกันจะต่างกัน ดังนั้นกรดต่างชนิดกันจึงมีสมบัติบางประการต่างกัน เช่น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) เมื่อทำปฏิกิริยากับสารละลายซิลเวอร์ไนเตรต (AgNO_3) จะเกิดตะกอนสีขาวของซิลเวอร์คลอไรด์ (AgCl) ส่วนกรดไนตริก (HNO_3) เมื่อทำปฏิกิริยากับสารละลายซิลเวอร์ไนเตรตไม่เกิดตะกอนสีขาว เป็นต้น

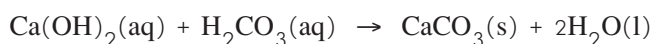
10.2.6 ไอออนในสารละลายเบส

สารละลายเบสก็มีสมบัติบางประการเหมือนกัน แต่ต่างจากสมบัติของสารละลายกรด เช่น เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากแดงเป็นน้ำเงิน ทำปฏิกิริยากับเกลือแอมโมเนียมได้แก๊สแอมโมเนีย เป็นต้น แสดงว่าในสารละลายเบสจะต้องประกอบด้วยไอออนส่วนหนึ่งที่เหมือนกันและต่างจากไอออนที่อยู่ในสารละลายกรด จากการศึกษาค้นคว้าเมื่อเบสละลายน้ำเป็นสารละลายจะแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) ซึ่งเป็นไอออนลบและไอออนบวก (ไอออนของโลหะหรือหมู่ธาตุที่เทียบเท่าโลหะ เช่น NH_4^+) ไอออนทั้งสองชนิดที่เกิดขึ้นจะถูกโมเลกุลของน้ำล้อมรอบกลายเป็นไอออนที่ถูกไฮเดรตในการเขียนสัญลักษณ์จึงต้องเขียน “aq” กำกับไว้ด้วย เช่น

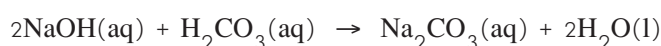


จากตัวอย่างข้างต้น จะเห็นได้ว่าเบสทุกชนิดแตกตัวให้ $\text{OH}^-(\text{aq})$ เหมือนกัน แสดงว่าการที่สารละลายเบสมีสมบัติบางประการเหมือนกันนั้นเนื่องจากในสารละลายเบสประกอบด้วย $\text{OH}^-(\text{aq})$ หรือมี $\text{OH}^-(\text{aq})$ เป็นไอออนร่วมชนิด ดังนั้นจึงสรุปได้ว่าสมบัติของสารละลายเบสก็คือสมบัติของ $\text{OH}^-(\text{aq})$ สำหรับไอออนบวกที่ได้จากเบส ต่างชนิดกันจะต่างกัน ดังนั้นเบสต่างชนิดกันจึงมีสมบัติบางประการต่างกัน เช่น สาร

ละลายแคลเซียมไฮดรอกไซด์ (Ca(OH)_2) เมื่อให้ทำปฏิกิริยากับสารละลายกรดคาร์บอนิก (H_2CO_3) จะเกิดตะกอนสีขาวของ CaCO_3 ดังสมการ



ส่วนสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) เมื่อให้ทำปฏิกิริยากับกรดคาร์บอนิกไม่เกิดตะกอนสีขาว เพราะสารที่เกิดขึ้นละลายน้ำได้



ตัวอย่างสมบัติอย่างอื่นที่ต่างกัน เช่น เมื่อเอาไม้ดินสอดำชุบสารละลาย NaOH แล้วเผาจะได้เปลวไฟสีเหลืองสว่าง แต่ถ้าชุบสารละลาย KOH แทน จะได้เปลวไฟสีม่วง เป็นต้น

10.2.7 สารละลายกรดและสารละลายเบสในชีวิตประจำวัน

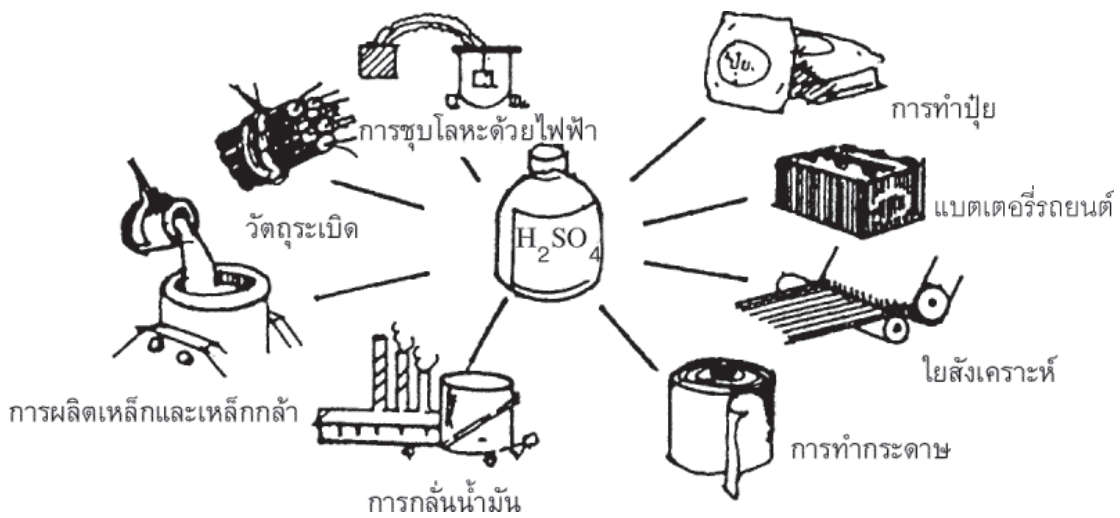
ในชีวิตประจำวันเราใช้สารละลายกันมากมาย ซึ่งมีทั้งสารละลายกรด สารละลายเบส และสารละลายที่เป็นกลาง (สารละลายที่ไม่เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัส) สารละลายเหล่านี้มีความสำคัญต่อความเป็นอยู่ของเรามาก เช่น ใช้เป็นอาหาร ใช้ปรุงแต่งอาหาร ใช้ทำความสะอาด ใช้เป็นยาฆ่าเชื้อโรค ใช้ในอุตสาหกรรมต่างๆ เป็นต้น ตัวอย่างสารละลายกรด สารละลายเบส และสารละลายที่เป็นกลางในชีวิตประจำวัน อยู่ในตาราง 10.3

ชื่อสารละลาย	การเปลี่ยนสีของกระดาษลิตมัส	ชนิดของสารละลาย
1. น้้ามะนาว	น้ำเงิน → แดง	สารละลายกรด
2. น้ำส้มสายชู	น้ำเงิน → แดง	สารละลายกรด
3. น้ำโซดาหรือน้ำอัดลม	น้ำเงิน → แดง	สารละลายกรด
4. น้ำยาล้างห้องน้ำ	น้ำเงิน → แดง	สารละลายกรด
5. น้้ามะขาม	น้ำเงิน → แดง	สารละลายกรด
6. น้ำส้ม	น้ำเงิน → แดง	สารละลายกรด
7. เบียร์หรือไวน์	น้ำเงิน → แดง	สารละลายกรด
8. น้ำสบู่หรือผงซักฟอก	แดง → น้ำเงิน	สารละลายเบส
9. น้ำขี้เถ้า	แดง → น้ำเงิน	สารละลายเบส
10. น้ำปูนใส	แดง → น้ำเงิน	สารละลายเบส
11. สารละลายแอมโมเนีย	แดง → น้ำเงิน	สารละลายเบส
12. น้ำยาล้างกระจก	แดง → น้ำเงิน	สารละลายเบส
13. สารละลายโซเดียมคลอไรด์	ไม่เปลี่ยนสี	สารละลายเป็นกลาง
14. สารละลายน้ำตาลทราย	ไม่เปลี่ยนสี	สารละลายเป็นกลาง
15. น้ำข้าวข้าว	ไม่เปลี่ยนสี	สารละลายเป็นกลาง

ตารางที่ 10.3 แสดงสมบัติและชนิดของสารละลายที่ใช้ในชีวิตประจำวันบางชนิด

สารละลายกรดและเบสนอกจากเราจะพบได้ในชีวิตประจำวันแล้ว เรายังสามารถพบสารละลายกรดและเบสได้ทั่วไปในธรรมชาติ เช่น น้ำทะเลเป็นสารละลายเบส สารละลายกรดซัลฟิวริกในผลไม้พวกมะนาว ส้ม สารละลายกรดคาร์บอนิกในมะขาม ฝรั่ง เป็นต้น

10.2.7.1 ประโยชน์ของกรดและเบส กรดและเบสบางชนิดเรานำมาใช้ประโยชน์อย่างกว้างขวาง เช่น กรดซัลฟิวริก กรดไฮโดรคลอริก โซเดียมไฮดรอกไซด์ เป็นต้น



รูปที่ 10.2 แสดงประโยชน์บางอย่างของกรดซัลฟิวริก

ก. ประโยชน์ของกรดซัลฟิวริก (H_2SO_4) กรดซัลฟิวริกหรือกรดกำมะถันเป็นกรดแร่หรือเป็นกรดอินทรีย์ชนิดหนึ่งที่มีประโยชน์มาก เพราะเป็นสารที่ใช้มากในการอุตสาหกรรมหลายชนิดจนบางประเทศวัดความเจริญก้าวหน้าทางอุตสาหกรรมจากปริมาณกรดซัลฟิวริกที่ใช้ไปต่อปีประโยชน์ของกรดซัลฟิวริก เช่น ใช้ในการทำแบตเตอรี่ การผลิตปุ๋ย การผลิตเส้นใยสังเคราะห์ การทำวัตถุระเบิด ใช้ในการวิเคราะห์วิจัยในห้องปฏิบัติการใช้เป็นสารตั้งต้นในการเตรียมสารอื่น เป็นต้น

ข. ประโยชน์ของกรดไฮโดรคลอริก (HCl) กรดไฮโดรคลอริกหรือกรดเกลือและมีชื่อทางการค้าว่า กรดมิวริแอติก กรดนี้ใช้ประโยชน์เกี่ยวกับการอุตสาหกรรมหลายประเภท เช่น การผลิตผงชูรส การผลิตน้ำยาล้างห้องน้ำ การทำสบู่ การทำสีย้อม การถลุงโลหะ เป็นต้น ใช้ทำความสะอาดผิวโลหะก่อนบัดกรีหรือเชื่อม ใช้ในทางการแพทย์ ใช้ในห้องปฏิบัติการสำหรับวิเคราะห์หรือวิจัย ใช้เป็นสารตั้งต้นในการเตรียมสารอื่น ฯลฯ นอกจากนั้นยังเป็นส่วนประกอบในน้ำย่อยในกระเพาะอาหารอีกด้วย

ค. ประโยชน์ของโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) โซเดียมไฮดรอกไซด์ หรือ โซดาไฟเป็นเบส ซึ่งใช้ในอุตสาหกรรมหลายชนิด เช่น การผลิตผงชูรส การทำสบู่ การทำเยื่อกระดาษ การผลิตใยสังเคราะห์ อุตสาหกรรมสิ่งทอ เป็นต้น ใช้กำจัดไขมัน หรือสารอินทรีย์ ใช้ล้างท่อน้ำอุดตัน ใช้ในห้องปฏิบัติการ ฯลฯ

นอกจากกรดและเบสที่กล่าวมาแล้วกรดและเบสอื่นๆ ก็มีประโยชน์มากเช่นเดียวกัน เช่น กรดบอริก ใช้เป็นยาฆ่าเชื้อโรค และใช้เป็นน้ำยาล้างตา กรดแอสติลซาลิซิลิก ใช้ทำยาแอสไพรินสำหรับใช้แก้ปวดลดไข้ กรดแอสคอร์บิก (วิตามินซี) รักษาโรคเลือดออกตามไรฟัน กรดไนตริกใช้ในอุตสาหกรรมทำปุ๋ย ทำสี ทำพลาสติก ทำน้ำมันชักแห้ง ทำไหมเทียม ทำวัตถุระเบิด ใช้ในการผลิตสารเคมีอื่นๆ และใช้ในห้องปฏิบัติการ กรดไฮโปคลอรัสใช้ฆ่าเชื้อโรคในห้องน้ำ อะลูมิเนียมไฮดรอกไซด์เป็นเบสช่วยลดกรดในกระเพาะ สารละลาย แอมโมเนียรวมกับแอมโมเนียมคาร์บอเนตใช้ดับแก๊ส ผงซักฟอก เป็นต้น

10.3 ทฤษฎีกรด - เบส

10.3.1 ทฤษฎีกรด - เบสของอาร์เรเนียส

ในปี พ.ศ. 2430 สวันเต อาร์เรเนียส (Svante August Arrhenius) นักเคมีชาวสวีเดนได้ให้นิยามของกรดและเบส ดังนี้

กรด (acid) คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+)

เบส (base) คือ สารที่เมื่อละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-)

ตัวอย่างกรดและเบสตามทฤษฎีกรด - เบส ของอาร์เรเนียส ได้แก่

1. $HCl(g) \xrightarrow{H_2O} H^+(aq) + Cl^-(aq)$ แสดงว่า HCl เป็นกรด
2. $HNO_3(l) \xrightarrow{H_2O} H^+(aq) + NO_3^-(aq)$ แสดงว่า HNO_3 เป็นกรด
3. $NaOH(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(aq) + OH^-(aq)$ แสดงว่า $NaOH$ เป็นเบส
4. $Ca(OH)_2(s) \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$ แสดงว่า $Ca(OH)_2$ เป็นเบส

ข้อจำกัดของทฤษฎีกรดเบสของอาร์เรเนียส

นิยามของกรดและเบสตามทฤษฎีของอาร์เรเนียส มีข้อจำกัดหลายประการที่สำคัญ ได้แก่ สารที่จะเป็นกรดหรือเบสได้จะต้องละลายน้ำได้เท่านั้น แต่มีสารเคมีจำนวนมากที่ไม่ละลายน้ำ แต่ละลายในสารอื่นหรือเกิดปฏิกิริยาในตัวทำละลายอื่นที่ไม่ใช่น้ำ ก็ไม่สามารถบอกได้ว่าสารนั้นเป็นกรดหรือเป็นเบส นอกจากนี้สารบางชนิดเมื่อละลายในน้ำจะมีสมบัติเป็นกรดหรือเบสเพราะสารนั้นทำปฏิกิริยากับน้ำแล้วให้ H^+ หรือ OH^- เช่น โซเดียมแอซิเตตละลายน้ำจะทำปฏิกิริยากับน้ำแล้วให้ OH^- แอมโมเนียมคลอไรด์ ละลายน้ำจะทำปฏิกิริยากับน้ำแล้วให้ H^+ แต่ตามทฤษฎีกรด - เบสของอาร์เรเนียสบอกไม่ได้ว่าเป็นกรดหรือเบส เพราะ H^+ และ OH^- ไม่ได้เกิดจากการแตกตัวโดยตรง

จากตัวอย่างปัญหาที่กล่าวข้างต้นจะเห็นได้ว่า นิยามกรด - เบสของอาร์เรเนียสยังไม่กว้างขวางพอ สมัยต่อมาจึงมีนักวิทยาศาสตร์คนอื่นๆ ได้ให้นิยามของกรดและเบสใหม่อีกซึ่งจะกล่าวในหัวข้อต่อไป

10.3.2 ทฤษฎีกรด - เบส ของเบรินสเตด - ลาวรี

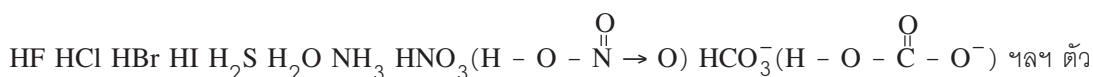
ในปี พ.ศ. 2466 โยฮันเนส นิโคเลาส์ เบรินสเตด (J.N.Bronsted) นักเคมีชาวเดนมาร์กและทอมัส มาร์ติน ลาวรี (T.M.Lowry) นักเคมีชาวอังกฤษ ได้ตั้งทฤษฎีกรด - เบสขึ้น นิยามของกรดและเบสตามทฤษฎีกรด - เบสของเบรินสเตด - ลาวรี คือ

กรด คือ สารที่สามารถให้โปรตอน (H^+) แก่สารอื่นได้

เบส คือ สารที่สามารถรับโปรตอน (H^+) จากสารอื่นได้

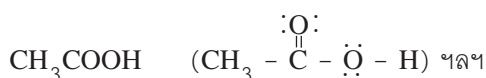
ข้อสังเกต

1. สารที่มีโอกาสเป็นกรดตามทฤษฎีนี้ได้แก่ สารที่มี H ซึ่งสามารถแตกตัวไปเป็น H^+ ได้ คือ เป็นสารที่ H เกิดพันธะกับธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูงหรือค่อนข้างสูง (ได้แก่ ธาตุหมู่ 6 หมู่ 7 และ N) เช่น

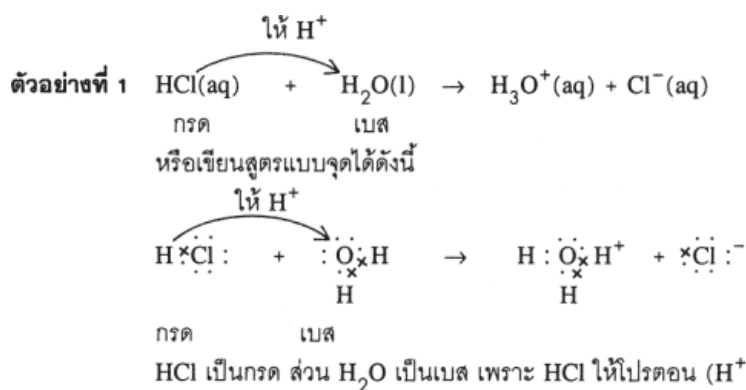


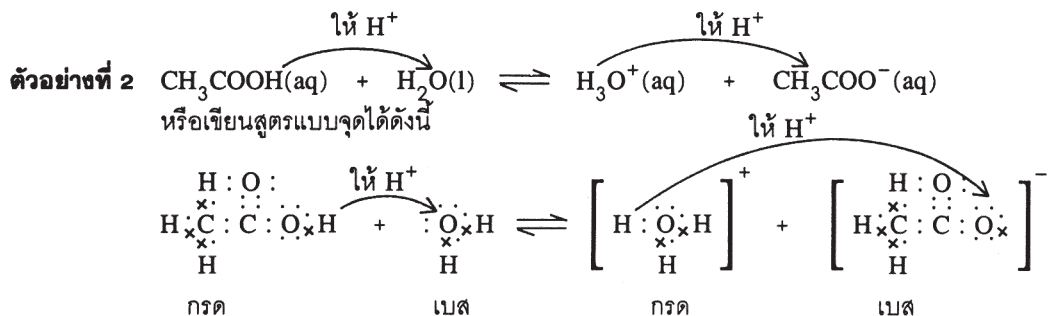
ตัวอย่างสารที่เป็นกรดไม่ได้ เช่น $CH_4 \quad NO_3^- \quad HPO_3^{2-} \quad (H-\overset{\overset{O}{\parallel}}{P}-O)^{2-}$

2. สารที่มีโอกาสเป็นเบสตามทฤษฎีนี้คือ ต้องมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ไม่เป็นบวก เช่น H_2O



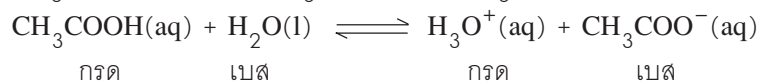
ตัวอย่างปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสตามทฤษฎีกรด - เบส ของเบรินสเตด - ลาวรี เช่น





จากสมการ สำหรับปฏิกิริยาไปข้างหน้าจะเห็นได้ว่า CH_3COOH ให้โปรตอน (H^+) แก่ H_2O แล้วกลายเป็น CH_3COO^- ส่วน H_2O รับโปรตอนจาก CH_3COOH แล้วกลายเป็น H_3O^+ ตามทฤษฎีกรดเบสของเบรินสเตด - ลาวรี CH_3COOH จึงเป็นกรดและ H_2O เป็นเบส

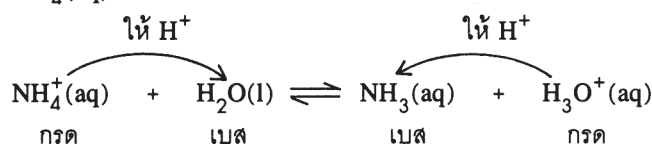
สำหรับปฏิกิริยาย้อนกลับ H_3O^+ ให้โปรตอนแก่ CH_3COO^- แล้วกลายเป็น H_2O ส่วน CH_3COO^- รับโปรตอนจาก H_3O^+ แล้วกลายเป็น CH_3COOH ดังนั้น H_3O^+ จึงเป็นกรด ส่วน CH_3COO^- เป็นเบส



ตัวอย่างที่ 3 เมื่อ NH_4Cl ละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออนดังนี้

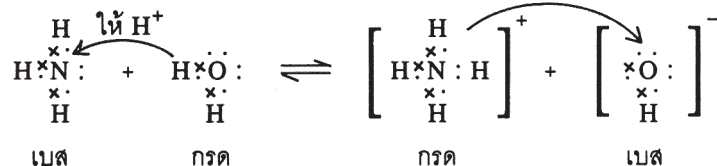
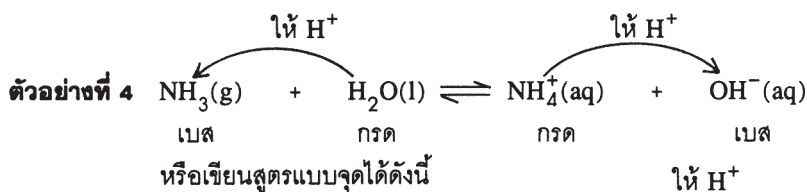


$\text{NH}_4^+(\text{aq})$ ที่เกิดขึ้นจะให้โปรตอนแก่น้ำดังสมการ



ปฏิกิริยาไปข้างหน้า NH_4^+ เป็นกรด ส่วน H_2O เป็นเบส เพราะ NH_4^+ ให้โปรตอนแก่ H_2O

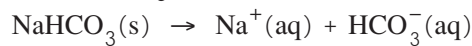
ส่วนปฏิกิริยาย้อนกลับ H_3O^+ เป็นกรด ส่วน NH_3 เป็นเบส เพราะ H_3O^+ ให้โปรตอนแก่ NH_3



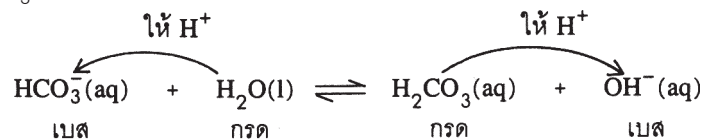
จากสมการสำหรับปฏิกิริยาไปข้างหน้าจะเห็นได้ว่า H_2O ให้โปรตอนแก่ NH_3 แล้วกลายเป็น OH^- ส่วน NH_3 รับโปรตอนจาก H_2O แล้วกลายเป็น NH_4^+ ดังนั้น H_2O จึงเป็นกรด ส่วน NH_3 เป็นเบส

สำหรับปฏิกิริยาย้อนกลับ NH_4^+ ให้โปรตอนแก่ OH^- แล้วกลายเป็น NH_3 ส่วน OH^- รับโปรตอนจาก NH_4^+ แล้วกลายเป็น H_2O ดังนั้น NH_4^+ จึงเป็นกรด ส่วน OH^- เป็นเบส

ตัวอย่างที่ 5 เมื่อ NaHCO_3 ละลายน้ำ จะแตกตัวเป็นไอออนดังนี้

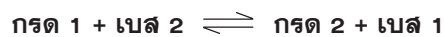


HCO_3^- ที่เกิดขึ้นรับโปรตอนจากน้ำดังสมการ



ปฏิกิริยาไปข้างหน้า HCO_3^- เป็นเบส ส่วน H_2O เป็นกรด เพราะ HCO_3^- รับโปรตอนจาก H_2O ส่วนปฏิกิริยาย้อนกลับ H_2CO_3 เป็นกรด ส่วน OH^- เป็นเบส เพราะ H_2CO_3 ให้โปรตอนแก่ OH^-

ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสตามทฤษฎีของเบรินสเตด - ลาวรีสามารถเขียนเป็นสมการทั่วไปได้ดังนี้



10.3.3 สารหรือไอออนที่เป็นได้ทั้งกรดและเบส

สารหรือไอออนบางชนิดสามารถให้หรือรับโปรตอน (H^+) ก็ได้ขึ้นอยู่กับปฏิกิริยาที่เข้าร่วม สารหรือไอออนชนิดนี้จึงเป็นได้ทั้งกรดและเบส สารหรือไอออนที่มีสมบัติเช่นนี้เรียกว่า **สารแอมฟิโปรติกหรือสารแอมโฟเทอริก** (Amphiprotic or Amphoteric substance)

สารหรือไอออนพวกนี้ เช่น H_2O , NH_3 , HSO_4^- , H_2PO_4^- , HCO_3^- , CH_3COOH ฯลฯ การทำหน้าที่เป็นกรดและเบสของสารที่กล่าวถึงนี้ดูในตาราง 10.4

สารแอมฟิโปรติก	สมบัติของสารหรือไอออนตามทฤษฎีของเบรินสเตด - ลาวรี
H_2O	$\begin{array}{ccc} \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} & \rightleftharpoons & \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- \\ \text{กรด} & \text{เบส} & \text{กรด} \quad \text{เบส} \end{array}$ $\begin{array}{ccc} \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} & \rightleftharpoons & \text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \\ \text{เบส} & \text{กรด} & \text{กรด} \quad \text{เบส} \end{array}$
NH_3	$\begin{array}{ccc} \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} & \rightleftharpoons & \text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \\ \text{เบส} & \text{กรด} & \text{กรด} \quad \text{เบส} \end{array}$ $\begin{array}{ccc} \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_2^- & \rightleftharpoons & \text{NH}_3 + \text{OH}^- \\ \text{กรด} & \text{เบส} & \text{กรด} \quad \text{เบส} \end{array}$
HSO_4^-	$\begin{array}{ccc} \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} & \rightleftharpoons & \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^- \\ \text{กรด} & \text{เบส} & \text{กรด} \quad \text{เบส} \end{array}$ $\begin{array}{ccc} \text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} & \rightleftharpoons & \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-} \\ \text{กรด} & \text{เบส} & \text{กรด} \quad \text{เบส} \end{array}$

สารแอมฟิโปรติก	สมบัติของสารหรือไอออนตามทฤษฎีของเบรินสเตด - ลาวรี
HCO_3^-	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O(l)}$ เบส กรด กรด เบส $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ กรด เบส กรด เบส
H_2PO_4^-	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ กรด เบส กรด เบส $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ กรด เบส กรด เบส
CH_3COOH	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ กรด เบส กรด เบส $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{HClO}_4 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}_2^+ + \text{ClO}_4^-$ เบส กรด กรด เบส

ตารางที่ 10.4 แสดงการเป็นสารแอมฟิโปรติกของสารหรือไอออนบางชนิด

ข้อควรจำ

สารหรือไอออนใดจะเป็นได้ทั้งกรดและเบสก็ต่อเมื่อโมเลกุลของสารหรือไอออนนั้นจะต้องประกอบด้วยธาตุใดอะตอมที่สามารถแตกตัวไปเป็นโปรตอนได้ และอะตอมกลางหรืออะตอมอื่นในโมเลกุลของสารนั้นมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวอยู่ด้วย เช่น H_2O มีโครงสร้างแบบจุดดังนี้ $\text{H} : \underset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}} :$ จะเห็นได้ว่าที่ O มีอิเล็ก-

H

ตรอนคู่โดดเดี่ยววางอยู่ 2 คู่ และ H ที่เกิดพันธะกับ O ก็สามารถแตกตัวออกเป็นโปรตอนได้ ดังนั้น H_2O จึงเป็นได้ทั้งกรดและเบส เป็นต้น

ข้อจำกัดของทฤษฎีกรด - เบสของเบรินสเตด - ลาวรี ถึงแม้ว่าทฤษฎีกรดเบสของเบรินสเตด - ลาวรี จะกว้างขวางกว่าทฤษฎีกรดเบสของอาร์เรเนียส แต่มีข้อจำกัดคือ สารที่จะเป็นกรดได้จะต้องเป็นสารที่สามารถให้โปรตอน (H^+) แก่สารอื่นได้ และสารที่เป็นเบสจะต้องรับ H^+ จากสารอื่นได้ ส่วนสารที่ไม่สามารถให้หรือรับ H^+ จากสารอื่นได้ไม่สามารถบอกได้ว่าเป็นกรดหรือเบส ดังนั้นจึงมีผู้เสนอทฤษฎีเกี่ยวกับกรด - เบสใหม่ เพื่อให้ครอบคลุมถึงสารจำพวกนี้ด้วย ผู้เสนอคือ ลิวอิส

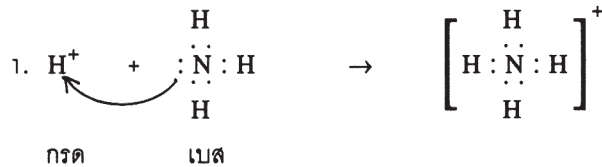
10.3.4 ทฤษฎีกรด - เบส ของลิวอิส

ในปี พ.ศ. 2466 (Gilbert Newton Lewis) นักวิทยาศาสตร์ชาวอเมริกาได้เสนอทฤษฎีกรด - เบส ขึ้นใหม่ โดยให้คำนิยามกรดและเบส ดังนี้

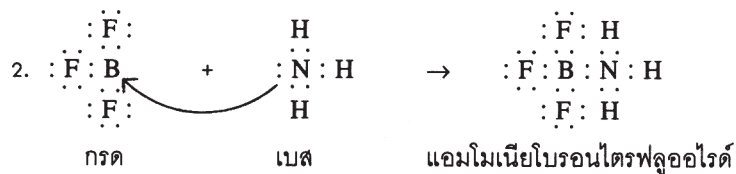
กรด คือ สารที่สามารถรับอิเล็กตรอนคู่ได้ในการเกิดพันธะโคเวเลนต์

เบส คือ สารที่สามารถให้อิเล็กตรอนคู่ได้ในการเกิดพันธะโคเวเลนต์

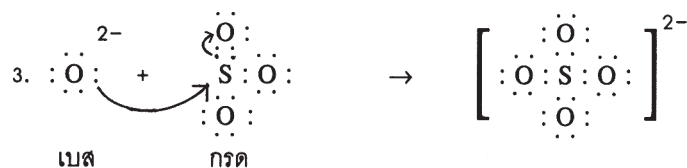
ตัวอย่างกรด - เบส ตามทฤษฎีของลิวอิส เช่น



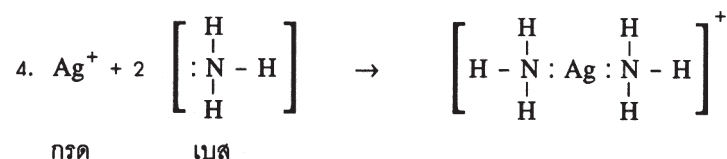
ปฏิกิริยานี้ H^+ เป็นกรด ส่วน NH_3 เป็นเบสเพราะ H^+ รับอิเล็กตรอนคู่จาก NH_3 แล้วเกิดพันธะโคเวเลนต์ชนิดโคออดิเนตโคเวเลนต์



ปฏิกิริยานี้จะเห็นว่าในโมเลกุลของ NH_3 ธาตุ N มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวเหลืออยู่ 1 คู่ ส่วนในโมเลกุลของ BF_3 ธาตุ B ยังขาดอิเล็กตรอนอีก 1 คู่ จึงจะครบออกเตต (ครบ 8) ดังนั้นเมื่อ NH_3 รวมตัวกับ BF_3 เป็น $\text{NH}_3 \cdot \text{BF}_3$ NH_3 จะให้อิเล็กตรอนคู่แก่ BF_3 เกิดพันธะโคออดิเนตโคเวเลนต์ NH_3 จึงเป็นเบส ส่วน BF_3 เป็นกรด ในกรณีนี้จะเห็นว่าสารประกอบที่มีการจัดอิเล็กตรอนไม่ครบออกเตตจะเป็นกรด ส่วนสารประกอบที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวเหลืออยู่จะเป็นเบส



ปฏิกิริยานี้ O^{2-} เป็นเบส ส่วน SO_3 เป็นกรด เพราะ O^{2-} ให้อิเล็กตรอนคู่แก่ SO_3 (ให้แก่ S) แล้วเกิดพันธะโคเวเลนต์ชนิดโคออดิเนตโคเวเลนต์



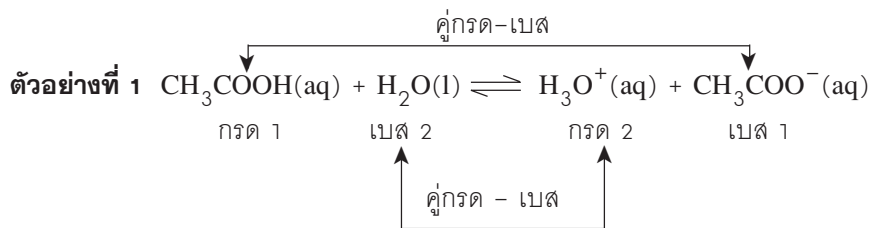
ปฏิกิริยานี้จะเห็นว่า Ag^+ ขาดอิเล็กตรอน ส่วน NH_3 มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวเหลืออยู่ เมื่อ Ag^+ รวมตัวกับ NH_3 เป็นสารเชิงซ้อน Ag^+ จะรับอิเล็กตรอนคู่จาก NH_3 Ag^+ จึงเป็นกรด ส่วน NH_3 เป็นเบส

ทฤษฎีกรด - เบสของลิวอิสสามารถนำมาใช้กับสารต่างๆ เพิ่มขึ้นจากทฤษฎีกรด - เบสของเบรินสเตด - ลาวรีมาก แต่การที่จะพิจารณาว่าสารใดเป็นกรด หรือเบสตามทฤษฎีนี้จะต้องทราบโครงสร้างทางอิเล็กตรอนของสารนั้นๆ ด้วย สำหรับการศึกษาในระดับนี้จึงไม่สะดวกหรือค่อนข้างยุ่งยาก

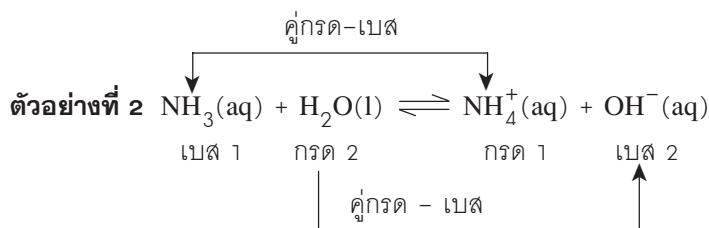
10.4 คู่กรด - เบส

ในปฏิกิริยาผันกลับได้ระหว่างกรดกับเบสตามทฤษฎีของเบรินสเตด - ลาวรี จะเห็นว่าทั้งปฏิกิริยาไปข้างหน้าและปฏิกิริยาย้อนกลับต่างก็เป็นปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส สารที่ทำหน้าที่เป็นกรดในปฏิกิริยาไปข้างหน้ากับสารที่ทำหน้าที่เป็นเบสในปฏิกิริยาย้อนกลับหรือสารที่ทำหน้าที่เป็นเบสในปฏิกิริยาไปข้างหน้า

กับสารที่ทำหน้าที่เป็นกรดในปฏิกิริยาย้อนกลับ เราเรียกว่า **คู่กรด - เบส** (Conjugate acid - base pair) สารที่เป็นคู่กรด - เบสกันจะมีจำนวนโปรตอนต่างกันอยู่ 1 โปรตอน โดยสารที่เป็นคู่กรดจะมีโปรตอน (H^+) มากกว่าสารที่เป็นคู่เบส



CH_3COOH และ CH_3COO^- เป็นคู่กรดเบสซึ่งกันและกัน คือ CH_3COOH เป็นคู่กรดของเบส (CH_3COO^-) และ CH_3COO^- เป็นคู่เบสของกรด (CH_3COOH) ทำนองเดียวกัน H_3O^+ และ H_2O ก็เป็นคู่กรดเบสซึ่งกันและกันคือ H_3O^+ เป็นคู่กรดของเบส (H_2O) และ H_2O เป็นคู่เบสของกรด (H_3O^+)



NH_4^+ และ NH_3 เป็นคู่กรดเบสซึ่งกันและกัน คือ NH_4^+ เป็นคู่กรดของเบส (NH_3) และ NH_3 เป็นคู่เบสของกรด (NH_4^+) ทำนองเดียวกับ H_2O และ OH^- ก็เป็นคู่กรด - เบส ซึ่งกันและกัน คือ H_2O เป็นคู่กรดของเบส (OH^-) และ OH^- เป็นคู่เบสของกรด (H_2O)

ตัวอย่างที่ 3 คู่เบสของกรดต่อไปนี้คือสารใด

- | | | | |
|---------------|--------------|----------------|-------------|
| ก. H_2O | ข. H_2S | ค. $H_2PO_4^-$ | ง. H_3O^+ |
| จ. CH_3COOH | ฉ. HCO_3^- | | |

วิธีทำ คู่เบสของกรดคือ สารที่มีโปรตอน (H^+) น้อยกว่าคู่กรด 1 โปรตอน

- | | |
|---|--|
| ก. คู่เบสของ H_2O คือ OH^- | ข. คู่เบสของ H_2S คือ HS^- |
| ค. คู่เบสของ $H_2PO_4^-$ คือ HPO_4^{2-} | ง. คู่เบสของ H_3O^+ คือ H_2O |
| จ. คู่เบสของ CH_3COOH คือ CH_3COO^- | ฉ. คู่เบสของ HCO_3^- คือ CO_3^{2-} |

ตัวอย่างที่ 4 คู่กรดของเบสต่อไปนี้คือสารใด

- | | | | |
|----------------|---------------|-----------|----------------|
| ก. H_2O | ข. HS^- | ค. NH_3 | ง. $H_2PO_4^-$ |
| จ. CO_3^{2-} | ฉ. CH_3COOH | | |

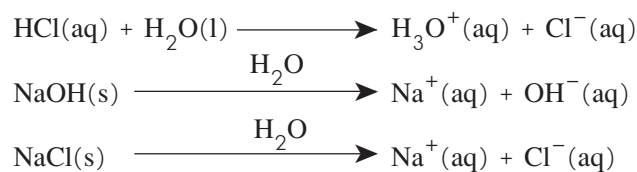
วิธีทำ คู่กรดของเบสคือสารที่มีโปรตอน (H^+) มากกว่าคู่เบส 1 โปรตอน

- | | |
|--|--|
| ก. คู่กรดของ H_2O คือ H_3O^+ | ข. คู่กรดของ HS^- คือ H_2S |
| ค. คู่กรดของ NH_3 คือ NH_4^+ | ง. คู่กรดของ $H_2PO_4^-$ คือ H_3PO_4 |
| จ. คู่กรดของ CO_3^{2-} คือ HCO_3^- | ฉ. คู่กรดของ CH_3COOH คือ $CH_3COOH_2^+$ |

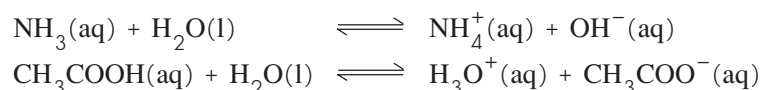
10.5 อิเล็กโทรไลต์แก่และอิเล็กโทรไลต์อ่อน

อิเล็กโทรไลต์แก่ (Strong electrolyte) หมายถึง สารที่ละลายในน้ำแล้วได้สารละลายที่นำไฟฟ้าได้ดี หรือหมายถึงสารที่ละลายน้ำเป็นสารละลายแล้วแตกตัวเป็นไอออนได้ดี

เนื่องจากสารละลายจะนำไฟฟ้าได้ดีหรือไม่ดีขึ้นอยู่กับจำนวนของไอออนในสารละลายนั้น ถ้าในสารละลายมีจำนวนไอออนมากก็จะนำไฟฟ้าได้ดี แต่ถ้าสารละลายมีไอออนน้อยก็จะนำไฟฟ้าได้ไม่ดี เมื่อสารที่เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ละลายน้ำจะแตกตัวให้ไอออนจำนวนมากในสารละลาย จึงทำให้สารละลายของอิเล็กโทรไลต์แก่นำไฟฟ้าได้ดี สารที่เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่มีทั้งกรด เบส และเกลือ เช่น กรดไฮโดรคลอริก (HCl) โซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) โซเดียมคลอไรด์ (NaCl) ในการเขียนสมการแสดงการเปลี่ยนแปลงเมื่ออิเล็กโทรไลต์แก่ละลายน้ำจะใช้ลูกศรทางเดียว เพราะถือว่าแตกตัวเป็นไอออนได้สมบูรณ์ กรณีการละลายน้ำของ HCl NaOH และ NaCl เขียนสมการแทนการเปลี่ยนแปลงได้ดังนี้



อิเล็กโทรไลต์อ่อน (Weak electrolyte) หมายถึง สารที่ละลายในน้ำแล้วได้สารละลายที่นำไฟฟ้าได้ไม่ดี หรือหมายถึงสารที่ละลายน้ำเป็นสารละลายแล้วแตกตัวเป็นไอออนได้น้อย สารพวกนี้เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวให้ไอออนจำนวนน้อยในสารละลาย ส่วนใหญ่ยังคงอยู่ในรูปโมเลกุล จึงทำให้สารละลายที่ได้นำไฟฟ้าได้ไม่ดี เช่น แอมโมเนีย (NH_3) กรดแอสติก (CH_3COOH) สารละลายของ NH_3 และ CH_3COOH แตกตัวเป็นไอออนได้น้อย ส่วนใหญ่ยังคงอยู่ในรูปของโมเลกุล การนำไฟฟ้าของสารละลายทั้งสองชนิดนี้จึงไม่ดีและการเปลี่ยนแปลงเมื่อสารพวกนี้ละลายน้ำเป็นการเปลี่ยนแปลงที่ผันกลับได้ เขียนสมการแสดงการเปลี่ยนแปลงได้ดังนี้



ในการทดสอบการนำไฟฟ้าของสารละลายอิเล็กโทรไลต์หลาย ๆ ชนิด ทำให้ได้ข้อมูลพอที่จะสรุปได้ว่าเกลือส่วนมากที่ละลายน้ำได้จะเป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ ส่วนกรดหรือเบสอาจเป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ หรืออ่อนก็ได้ กรดที่เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ เรียกว่า **กรดแก่** ส่วนเบสที่เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่เรียกว่า **เบสแก่** ทำนองเดียวกันกรดและเบสที่เป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน เรียกว่า **กรดอ่อนและเบสอ่อน** ตามลำดับ

10.5.1 ความแรงของกรดและเบส (Strengths of Acids and Bases)

ตามทฤษฎีกรด - เบสของเบรินสเตด - ลาวรี ความแรงของกรดหมายถึง ความสามารถในการให้โปรตอนของกรด ส่วนความแรงของเบสหมายถึง ความสามารถในการรับโปรตอนของเบส

หรือความแรงของกรดและเบสก็คือ ความอ่อนแก่ของกรดและเบสนั่นเอง ดังนั้นตามทฤษฎีกรด - เบสของเบรินสเตด - ลาวรี พิจารณาได้ดังนี้

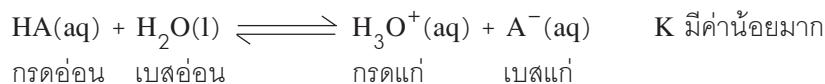
กรดแก่ คือ กรดที่สามารถให้โปรตอนได้ดีหรือได้ง่าย

กรดอ่อน คือ กรดที่ให้โปรตอนได้ไม่ดีหรือได้ยาก

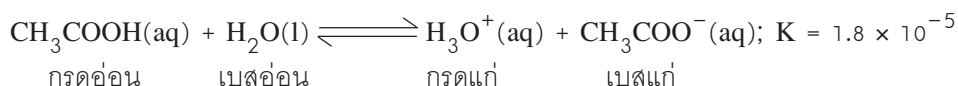
เบสแก่ คือ เบสที่สามารถรับโปรตอนได้ดีหรือได้ง่าย

เบสอ่อน คือ เบสที่รับโปรตอนได้ไม่ดีหรือได้ยาก

ถ้า HA เป็นกรดชนิดหนึ่ง ความแรงของกรดและเบสตามทฤษฎีของเบรินสเตด - ลาวรี พิจารณาได้ดังนี้



เนื่องจากค่า K มีค่าน้อยมากแสดงว่าปฏิกิริยาย้อนกลับเกิดได้ดีกว่าปฏิกิริยาไปข้างหน้า ดังนั้น H_3O^+ เป็นกรดที่แก่กว่า HA เพราะ H_3O^+ ให้โปรตอนได้ง่ายกว่า HA ส่วน A^- เป็นเบสที่แก่กว่า H_2O เพราะ A^- สามารถรับโปรตอนได้ง่ายกว่า H_2O จากสมการของกรดโดยทั่วไปนี้จะเห็นได้ว่า **ถ้ากรดใดเป็นกรดแก่คู่เบสของกรดนั้นก็จะเป็นเบสอ่อน และถ้ากรดใดเป็นกรดอ่อนคู่เบสของกรดนั้นก็จะเป็นเบสแก่** ในที่นี้ H_3O^+ เป็นกรดแก่คู่เบสของกรด H_3O^+ คือ H_2O เป็นเบสอ่อน และ HA เป็นกรดอ่อนคู่เบสของกรด HA คือ A^- เป็นเบสแก่ ตัวอย่างเช่น



กรดแก่ เบสแก่ ในที่นี้หมายความว่ามีความแรงมากกว่ากรด และเบสอีกข้างหนึ่ง การเปลี่ยนแปลงนี้ค่า K น้อยกว่า 1 มาก แสดงว่าการเปลี่ยนแปลงย้อนกลับเกิดได้ดีกว่าการเปลี่ยนแปลงไปข้างหน้า นั่นคือ CH_3COOH ให้โปรตอนแก่ H_2O ได้ยาก ส่วน H_3O^+ ให้โปรตอนแก่ CH_3COO^- ได้ง่ายกว่า CH_3COOH จึงเป็นกรดอ่อนกว่า H_3O^+ ทำนองเดียวกัน H_2O รับโปรตอนได้ง่ายกว่า CH_3COO^- ดังนั้น H_2O จึงเป็นเบสที่อ่อนกว่า CH_3COO^-

ในการเปรียบเทียบความแรงของกรดต่างๆว่ากรดใดอ่อนแก่กว่ากัน ทำได้โดยกำหนดเบสขึ้นชนิดหนึ่งเป็นตัวรับโปรตอนจากกรด แล้วเปรียบเทียบความสามารถของกรดต่างๆ ที่จะให้โปรตอนแก่เบสชนิดนั้น กรดใดให้โปรตอนแก่เบสนั้นได้ดีกว่าก็จะเป็นกรดที่แก่กว่า เบสที่ใช้สำหรับเปรียบเทียบความอ่อนแก่ของกรดโดยทั่วไปใช้น้ำ ดังนั้น กรดใดที่ให้โปรตอนแก่น้ำได้ดีกว่าก็จะเป็นกรดแก่กว่า แต่เมื่อพิจารณาความแรงของกรดโดยใช้น้ำเป็นเบสจะพบว่า สารละลายเจือจางของกรดแก่ เช่น HClO_4 HI HBr HCl HNO_3 H_2SO_4 ต่างก็แตกตัวให้โปรตอนโดยสมบูรณ์ และน้ำจะรับโปรตอนทั้งหมดจากกรดทำให้กรดเหล่านี้มีความแรงเท่ากัน ทั่วๆที่เป็นกรดต่างชนิดกัน แต่ถ้าใช้กรดแอซิดิก (CH_3COOH) ซึ่งเป็นเบสที่อ่อนกว่าน้ำเป็นตัวทำละลาย กรดเหล่านี้จะแตกตัวให้โปรตอนได้มากน้อยต่างกันทำให้กรดเหล่านี้มีความแรงไม่เท่ากันจากการทดลองพบว่า กรดเหล่านี้มีความแรงตามลำดับดังนี้ $\text{HClO}_4 > \text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} > \text{HNO}_3 > \text{H}_2\text{SO}_4$ ดังนั้น จะเห็นได้ว่าตัวทำละลายมีผลต่อความแรงของกรดและเบส ตัวอย่างอื่น เช่น NH_3 เป็นเบสอ่อนในน้ำ แต่ในกรดแอซิดิก NH_3 จะเป็นเบสแก่ ความแรงกรดและเบสนอกจากขึ้นอยู่กับตัวทำละลายแล้วยังขึ้นอยู่กับปัจจัยอื่นๆ อีก เช่น พลังงานพันธะ ขนาดของอะตอมกลางในโมเลกุลของกรด ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี จำนวนธาตุออกซิเจนที่ไม่เกิดพันธะกับธาตุไฮโดรเจน เป็นต้น ซึ่งจะกล่าวรายละเอียดในหัวข้อต่อไป

กรด (คู่กรดของเบส)	ความแรงของกรด	เบส (คู่เบสของกรด)	ความแรงของเบส
HClO_4 HI HBr HCl HNO_3 H_2SO_4 H_3O^+ H_3PO_3 H_2SO_3 HSO_4^- H_3PO_4 HF HNO_2 HCOOH CH_3COOH H_2CO_3 H_2S NH_4^+ H_2O	 ความแรงของกรดเพิ่มขึ้น	ClO_4^- I^- Br^- Cl^- NO_3^- HSO_4^- H_2O H_2PO_3^- HSO_3^- SO_4^{2-} H_2PO_4^- F^- NO_2^- HCOO^- CH_3COO^- HCO_3^- HS^- NH_3 OH^-	 ความแรงของเบสเพิ่มขึ้น

ตารางที่ 10.5 แสดงการเปรียบเทียบความแรงของกรด (คู่กรดของเบส) และเบส (คู่เบสของกรด) บางชนิด

10.5.2 หลักการพิจารณาความแรงของกรดและเบส

1. **กรดไฮโดร** ความแรงของกรดไฮโดรพิจารณาได้จากค่าพลังงานพันธะและค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของอโลหะที่รวมตัวกับธาตุไฮโดรเจน ความแรงของกรดไฮโดรเมื่อพิจารณาอโลหะจากตารางธาตุจะเป็นดังนี้

1.1 **ในหมู่เดียวกัน** ความแรงของกรดจะเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง เช่น HF HCl HBr และ HI ซึ่งเป็นกรดไฮโดรของธาตุหมู่ 7 (แฮโลเจน) ความแรงของกรดจะเพิ่มขึ้นเมื่อธาตุหมู่ 7 มีเลขอะตอมสูงขึ้น นั่นคือ $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} > \text{HF}$ ตามลำดับ ที่เป็นเช่นนี้เพราะว่าความแรงของกรดขึ้นอยู่กับการแตกพันธะระหว่าง H กับธาตุหมู่ 7 แต่ละชนิด เนื่องจากพลังงานพันธะลดลงอย่างมากจาก H - F ถึง H - I จึงทำให้ HF เป็นกรดอ่อนที่สุดและ HI เป็นกรดแก่ที่สุดดังกล่าว

1.2 **ในคาบเดียวกัน** ความแรงของกรดจะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา กรณีนี้พลังงานพันธะมีผลน้อยมาก ปัจจัยที่มีผลต่อความแรงของกรดคือ ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี จากซ้ายไปขวาอโลหะมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีเพิ่มขึ้นทำให้ความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนคู่ที่เกิดพันธะกับ H ได้มากขึ้น H จึงหลุดกลายเป็น H^+ ได้ง่ายขึ้น เช่นในคาบที่ 2 C อยู่หมู่ 4 N อยู่หมู่ 5 O อยู่หมู่ 6 และ F อยู่หมู่ 7 ดังนั้น $\text{CH}_4 < \text{NH}_3 < \text{H}_2\text{O} < \text{HF}$ เพราะอโลหะที่รวมกับ H มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีจากมากไปหาน้อยดังนี้ $\text{F} > \text{O} > \text{N} > \text{C}$ ตามลำดับ

รูปที่ 10.3 แสดงแนวโน้มของความแรงของกรดไฮโดรในคาบและหมู่เดียวกัน

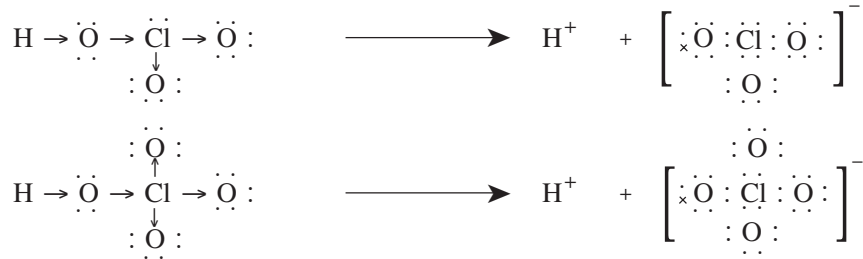
2.1 พิจารณาจากจำนวนอะตอมของธาตุออกซิเจนซึ่งไม่ได้เกิดพันธะกับธาตุไฮโดรเจน

ชื่อกรด	สูตรโมเลกุล	สูตรโครงสร้าง	จำนวนอะตอมของออกซิเจนซึ่งไม่ได้เกิดพันธะกับไฮโดรเจน	ความแรงของกรด
กรดไฮโปคลอรัส	HClO	H - O - Cl	0	น้อย ↓ มาก
กรดคลอรัส	HClO ₂	H - O - Cl → O	1	
กรดคลอริก	HClO ₃	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \nearrow \\ \text{H} - \text{O} - \text{Cl} \\ \searrow \\ \text{O} \end{array}$	2	
กรดเปอร์คลอริก	HClO ₄	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \uparrow \\ \text{H} - \text{O} - \text{Cl} \rightarrow \text{O} \\ \downarrow \\ \text{O} \end{array}$	3	

ตารางที่ 10.6 แสดงความแรงของกรดออกโซของคลอรีนชนิดต่าง ๆ

จากตาราง 10.6 สามารถเรียงลำดับความแรงของกรดได้ดังนี้ $\text{HClO}_4 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_2 > \text{HClO}$ สาเหตุที่เมื่อจำนวนอะตอมของธาตุออกซิเจนซึ่งไม่ได้เกิดพันธะกับธาตุไฮโดรเจนเพิ่มขึ้นทำให้กรดแก่ขึ้นเพราะธาตุออกซิเจนเป็นธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูง ธาตุออกซิเจนจึงดึงอิเล็กตรอนคู่ที่ใช้ร่วมกับอะตอมกลางให้เข้ามาทางด้านออกซิเจน ทำให้อะตอมกลางมีความเป็นบวกก็จะดึงอิเล็กตรอนคู่จากธาตุออกซิเจนที่เกิดพันธะกับธาตุไฮโดรเจนตามไปด้วยและธาตุออกซิเจนก็จะดึงอิเล็กตรอนคู่ที่ใช้ร่วมกับธาตุไฮโดรเจนตามลำดับ ทำให้ธาตุไฮโดรเจนหลุดไปเป็นโปรตอนได้ ยิ่งมีจำนวนอะตอมของธาตุออกซิเจนซึ่งไม่ได้เกิดพันธะกับธาตุไฮโดรเจนมากก็จะทำให้อะตอมกลางมีความเป็นบวกมาก จึงดึงอิเล็กตรอนคู่จากธาตุออกซิเจนที่เกิดพันธะกับธาตุไฮโดรเจน และธาตุออกซิเจนจะดึงอิเล็กตรอนคู่ที่เกิดพันธะกับธาตุไฮโดรเจนมากตามไปด้วย ทำให้ธาตุไฮโดรเจนหลุดเป็นโปรตอนได้ง่ายขึ้น (ความแรงของกรดเพิ่มขึ้น) เช่น HClO_3 กับ HClO_4 Cl ใน

HClO_3 มีความเป็นบวกลดน้อยกว่าใน HClO_4 ทำให้ HClO_3 ให้โปรตอนได้ยากกว่า HClO_4 HClO_3 จึงเป็นกรดอ่อนกว่า HClO_4



× แทนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของไฮโดรเจน

. แทนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของคลอรีนและออกซิเจน

→ แทนทิศทางการดึงอิเล็กตรอน

รูปที่ 10.4 แสดงกลไกการแตกตัวให้โปรตอนของกรด HClO_3 และกรด HClO_4

หรือพิจารณาจากสูตรทั่วไปดังนี้ H_nXO_m เมื่อ n คือ จำนวนอะตอมของ H และ m คือ จำนวนอะตอมของออกซิเจน ดังนั้นความแรงของกรดจึงขึ้นอยู่กับค่า $m - n$ คือ $m - n$ ยิ่งมีค่ามากกรดก็จะมี ความแรงมาก เช่น

$$\text{HClO} \quad m - n = 1 - 1 = 0 ; \text{HClO}_2 \quad m - n = 2 - 1 = 1$$

$$\text{HClO}_3 \quad m - n = 3 - 1 = 2 ; \text{HClO}_4 \quad m - n = 4 - 1 = 3$$

ดังนั้นกรดจึงมีความแรงเพิ่มขึ้นตามลำดับ โดยทั่วไป $m - n = 0$ จะเป็นกรดอ่อนมาก $m - n = 1$ เป็นกรดอ่อน และ $m - n = 2, 3$ จะเป็นกรดแก่ ตัวอย่างอื่น เช่น H_2SO_3 ($m - n = 3 - 2 = 1$) H_2SO_4 ($m - n = 4 - 2 = 2$) ดังนั้น H_2SO_3 เป็นกรดอ่อน ส่วน H_2SO_4 เป็นกรดแก่ เป็นต้น (ยกเว้นบางกรณี เช่น H_3PO_3 เป็นกรดที่แรงกว่า H_3PO_4) หรือสามารถใช้ค่าเลขออกซิเดชันมาเป็นหลักในการพิจารณาความแรงของกรดก็ได้ คือ ถ้าเลขออกซิเดชันของอโลหะซึ่งเป็นอะตอมกลางยิ่งสูงขึ้น กรดจะยิ่งมีความแรงเพิ่มขึ้น ดูตัวอย่างในตาราง 10.7

ชื่อกรด	สูตร	เลขออกซิเดชันของ Cl	ความแรงของกรด
กรดไฮโปคลอรัส	HClO	+1	น้อย
กรดคลอรัส	HClO_2	+3	
กรดคลอริก	HClO_3	+5	
กรดเปอร์คลอริก	HClO_4	+7	มาก

ตารางที่ 10.7 แสดงความสัมพันธ์ระหว่างความแรงของกรดกับค่าเลขออกซิเดชัน

2.2 พิจารณาจากขนาดอะตอมหรือค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของอะตอมกลาง

ในกรณีที่อะตอมกลางมีเลขออกซิเดชันเท่ากัน หรือ ค่า $m - n$ มีค่าเท่ากัน ให้พิจารณาขนาดของอะตอมหรือค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของอะตอมกลางดังนี้ ถ้าอโลหะซึ่งเป็นอะตอมกลางมีขนาดใหญ่ขึ้นหรือค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีลดลง ความแรงของกรดจะลดลง เพราะอะตอมกลางมีความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนน้อยลง เช่น H_2SO_4 H_2SeO_4 และ H_2TeO_4 S Se และ Te มีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากัน หรือมีค่า $m - n$ เท่ากันคือ $4 - 2 = 2$ ความแรงของกรดเป็นดังนี้ $\text{H}_2\text{SO}_4 > \text{H}_2\text{SeO}_4 > \text{H}_2\text{TeO}_4$ เพราะขนาดของ S เล็กกว่า Se และ Se เล็กกว่า Te ตามลำดับ หรือค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของ S มากกว่า Se และของ Se มากกว่า Te ตามลำดับ (ค่า EN ของ S = 2.58, Se = 2.55, Te = 2.1)

2.3 พิจารณาจากตารางธาตุ ความแรงของกรดออกซิเมื่อพิจารณาจากสมบัติของอโลหะซึ่งเป็นอะตอมกลางในตารางธาตุจะมีแนวโน้มดังนี้

2.3.1 ในหมู่เดียวกัน ความแรงของกรดจะลดลงจากบนลงล่าง (ตรงข้ามกับกรดไฮโดร) เพราะอโลหะซึ่งเป็นอะตอมกลางมีขนาดใหญ่ขึ้นหรือมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีลดลง ความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนจึงน้อยลง ทำให้กรดแตกตัวให้โปรตอนยากขึ้น เช่น กรดออกซิของธาตุหมู่ 6 ความแรงของกรดจะลดลงจากบนลงล่างดังนี้ $\text{H}_2\text{SO}_4 > \text{H}_2\text{SeO}_4 > \text{H}_2\text{TeO}_4$ หรือกรดออกซิของธาตุหมู่ 7 (แฮโลเจน) ความแรงของกรดลดลงจากบนลงล่างดังนี้ $\text{HClO}_4 > \text{HBrO}_4 > \text{HIO}_4$

2.3.2 ในคาบเดียวกัน ความแรงของกรดจะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา เพราะในคาบเดียวกันจากซ้ายไปขวาวขนาดอะตอมของอโลหะซึ่งเป็นอะตอมกลางเล็กลงหรือมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูงขึ้น ความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนจึงเพิ่มขึ้น ทำให้กรดแตกตัวให้โปรตอนง่ายขึ้น เช่น กรดออกซิของธาตุในคาบที่ 3 ความแรงของกรดเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวาดังนี้ $\text{HClO}_4 > \text{H}_2\text{SO}_4 > \text{H}_3\text{PO}_4 > \text{H}_2\text{SiO}_4$

ความแรงของกรดเพิ่มขึ้น →

หมู่	4	5	6	7	คาบ
	H_2SiO_4 กรดซิลิสิก	H_3PO_4 กรดฟอสฟอริก	H_2SO_4 กรดซัลฟิวริก	HClO_4 กรดเปอร์คลอริก	3
				HBrO_4 กรดเปอร์โบรมิก	4
				HIO_4 กรดเปอร์ไอโอดิก	5

ความแรงของกรดลดลง ↓

รูปที่ 10.5 แสดงแนวโน้มของความแรงของกรดออกซิในคาบและหมู่เดียวกัน

ข. หลักการพิจารณาความแรงของเบส

1. พิจารณาจากความแรงของกรดคือ ถ้ากรดใดเป็นกรดแก่คู่เบสของกรดนั้นก็จะเป็นเบสอ่อน เช่น ความเป็นกรดของกรดไฮโดรของธาตุหมู่ 7 เป็นดังนี้ $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} > \text{HF}$ ดังนั้น คู่เบสของกรดจะมีความแรงของเบสจากมากไปน้อยดังนี้ $\text{F}^- > \text{Cl}^- > \text{Br}^- > \text{I}^-$

2. พิจารณาจากตารางธาตุ เนื่องจากเบสส่วนหนึ่งเป็นสารประกอบออกไซด์ หรือไฮดรอกไซด์ของอโลหะ เช่น Na_2O , NaOH , CaO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, FeO ฯลฯ (เบสที่ละลายน้ำได้เรียกว่า ด่าง (Alkali)) ดังนั้น อาจพิจารณาแนวโน้มของความแรงของเบสโดยดูจากตำแหน่งของอโลหะในตารางธาตุได้ดังนี้

2.1 ในหมู่เดียวกัน ความแรงของเบสเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง เพราะความเป็นอโลหะของธาตุที่รวมตัวอยู่กับออกไซด์หรือไฮดรอกไซด์ (OH^-) เพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง เช่น สารประกอบไฮดรอกไซด์และออกไซด์ของธาตุหมู่ 1 มีความเป็นเบสเพิ่มขึ้น ดังนี้

← เพิ่มขึ้นเรื่อยๆ	หมู่ 1	↓ ลดลงเรื่อยๆ	หมู่ 1	↓ ลดลงเรื่อยๆ
	LiOH		Li ₂ O	
	NaOH		Na ₂ O	
	KOH		K ₂ O	
	RbOH		Rb ₂ O	
	CsOH		Cs ₂ O	

รูปที่ 10.6 แสดงแนวโน้มของความแรงของเบสในหมู่เดียวกัน

2.2 ในคาบเดียวกัน ความแรงของเบสลดลงจากซ้ายไปขวา เพราะความเป็นโลหะของธาตุที่รวมตัวอยู่กับออกไซด์หรือไฮดรอกไซด์ลดลงจากซ้ายไปขวา เช่น สารประกอบออกไซด์และไฮดรอกไซด์ของธาตุคาบที่ 3 มีความเป็นเบสลดลงดังนี้

← ความเป็นเบสลดลง

คาบที่ 3	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃
----------	------	---------------------	---------------------

← ความเป็นเบสลดลง

คาบที่ 3	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₂
----------	-------------------	-----	--------------------------------	------------------	--------------------------------	-----------------

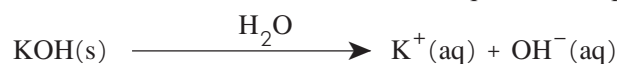
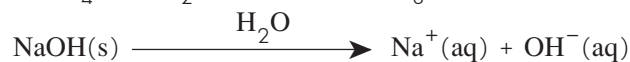
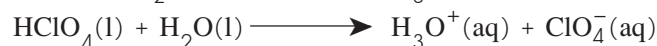
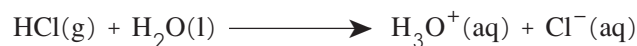
← ความเป็นกรดเพิ่มขึ้น

รูปที่ 10.7 แสดงแนวโน้มของความแรงของเบสในคาบเดียวกัน

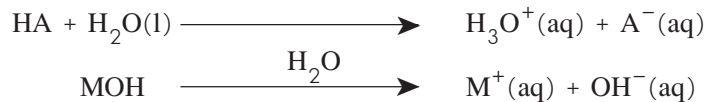
ข้อสังเกต ความแรงของกรดและเบสกับความเข้มข้นของกรดและเบสมีความหมายต่างกัน เพราะความเข้มข้นเป็นการบอกให้ทราบว่าในสารละลายกรดหรือเบสมีเนื้อกรดหรือเบสอยู่เท่าไร ซึ่งเนื้อกรดและเบสที่ละลายอยู่ในสารละลายนั้นอาจแตกตัวเป็นไอออนหรือยังคงอยู่ในรูปของโมเลกุลก็ได้

10.5.3 การแตกตัวของกรดแก่และเบสแก่

กรดแก่หรือเบสแก่เมื่อละลายน้ำเป็นสารละลายจะแตกตัวออกเป็นไอออนได้หมด (ยกเว้นสารละลายที่มีความเข้มข้นมากๆ) ดังนั้นเมื่อกรดแก่หรือเบสแก่ละลายน้ำจึงมีเฉพาะการเปลี่ยนแปลงไปข้างหน้าเพียงอย่างเดียว เช่น การละลายน้ำของ HCl(g), HClO₄(l) ซึ่งเป็นกรดแก่ และ NaOH(s), KOH(s) ซึ่งเป็นเบสแก่เขียนสมการแสดงการเปลี่ยนแปลงได้ดังนี้



ดังนั้นถ้า HA เป็นสูตรทั่วไปของกรดแก่และ MOH เป็นสูตรทั่วไปของเบสแก่ เมื่อละลายน้ำเขียนสมการทั่วไปแสดงการเปลี่ยนแปลงได้ดังนี้



กรดแก่	เบสแก่
HClO ₄	CsOH
HI	RbOH
HBr	KOH
HCl	NaOH
HNO ₃	LiOH
H ₂ SO ₄	Ra(OH) ₂
	Ba(OH) ₂
	Sr(OH) ₂
	Ca(OH) ₂

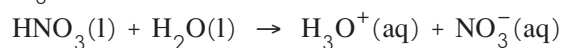
*H₂SO₄ แยกตัวได้ 2 ขั้น ขั้นที่ 1 เท่านั้นที่แยกตัวได้ดี

ตารางที่ 10.8 ตัวอย่างกรดแก่และเบสแก่

ตัวอย่างการคำนวณเรื่องการแตกตัวของกรดแก่และเบสแก่

ตัวอย่างที่ 1 กรดไนตริก (HNO₃) เป็นกรดแก่ ถ้ากรดนี้ 0.3 โมล ละลายในน้ำ 600 cm³ ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน (H₃O⁺) เป็นกี่โมลต่อลูกบาศก์เดซิเมตร

วิธีทำ เพราะ HNO₃ เป็นกรดแก่จึงแตกตัวเป็นไอออนได้หมด

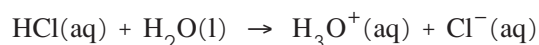


จากสมการ

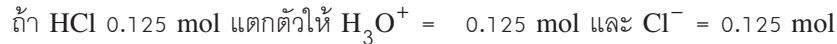
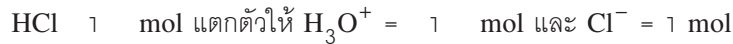
$$\begin{array}{llll} \text{HNO}_3 & 1 \text{ mol} & \text{แตกตัวให้ H}_3\text{O}^+ & = 1 \text{ mol} \\ \text{ดังนั้น HNO}_3 & 0.3 \text{ mol} & \text{แตกตัวให้ H}_3\text{O}^+ & = 0.3 \text{ mol} \\ \text{สารละลาย HNO}_3 & 600 \text{ cm}^3 & \text{มี H}_3\text{O}^+ & = 0.3 \text{ mol} \\ \text{ถ้า สารละลาย HNO}_3 & 1,000 \text{ cm}^3 & \text{มี H}_3\text{O}^+ & = \frac{0.3 \times 1,000}{600} \text{ mol} \\ & & & = 0.5 \text{ mol} \\ \therefore \text{ความเข้มข้นของ H}_3\text{O}^+ & & & = 0.5 \text{ mol/dm}^3 \end{array}$$

ตัวอย่างที่ 2 สารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) เข้มข้น 0.5 mol/dm³ จำนวน 250 cm³ มีไฮโดรเนียมไอออน (H₃O⁺) และคลอไรด์ไอออน (Cl⁻) อย่างละกี่โมล และมีคลอไรด์ไอออนทั้งหมดกี่ไอออน

วิธีทำ สารละลาย HCl 1,000 cm³ มีเนื้อ HCl = 0.5 mol
ถ้า สารละลาย HCl 250 cm³ มีเนื้อ HCl = $\frac{0.5 \times 250}{1,000} = 0.125 \text{ mol}$
เนื่องจาก HCl เป็นกรดแก่ จึงแตกตัวออกเป็นไอออนได้หมด



จากสมการ



∴ มี H_3O^+ และ Cl^- ในสารละลาย HCl อย่างละ 0.125 mol



∴ ในสารละลาย HCl มี $\text{Cl}^- = 7.53 \times 10^{22}$ ไอออน

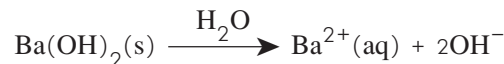
ตัวอย่างที่ 3 สารละลาย $\text{Ba}(\text{OH})_2$ จำนวน 300 cm^3 มี OH^- 0.25 mol เมื่อนำมาเติมน้ำกลั่นลงไปอีก 250 cm^3 สารละลาย $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ที่ได้ใหม่มีความเข้มข้นกี่โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร

วิธีทำ สารละลาย $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 300 cm^3 มี $\text{OH}^- = 0.25 \text{ mol}$

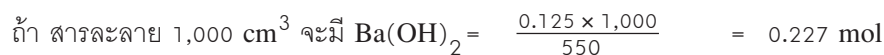
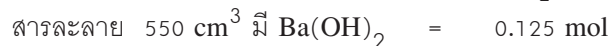
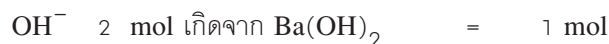
เนื่องจากการเติมน้ำกลั่นลงไปอีก 250 cm^3 ได้สารละลาย $300 + 250 = 550 \text{ cm}^3$

แต่จำนวนโมลของ OH^- ไม่เปลี่ยนแปลง ดังนั้น

สารละลาย 550 cm^3 มีจำนวน $\text{OH}^- = 0.25 \text{ mol}$



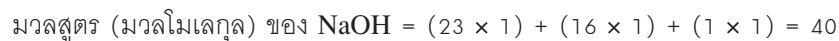
จากสมการ



∴ สารละลาย $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ที่ได้ใหม่มีความเข้มข้น = 0.227 mol/dm^3

ตัวอย่างที่ 4 ถ้านำ NaOH จำนวน 8 กรัม ละลายในน้ำกลั่นจนครบ 400 cm^3 สารละลายมีความเข้มข้นเท่าใด และถ้าเติมน้ำกลั่นลงไปอีก 100 cm^3 สารละลายที่ได้ใหม่นี้มีไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) เข้มข้นกี่โมล/ลิตร (กำหนดมวลอะตอมของ Na = 23, O = 16, H = 1)

วิธีทำ (1) หาความเข้มข้นของสารละลาย NaOH จำนวน 400 cm^3



∴ สารละลาย NaOH ที่ได้เข้มข้น = 0.5 โมล/ลิตร

(2) หาความเข้มข้นของ OH^- ในสารละลาย 500 cm^3

การเติมน้ำกลั่นลงไปอีก 100 cm^3 สารละลายจะมีปริมาตร = 500 cm^3

แต่ปริมาณเนื้อของ NaOH ยังคงเท่าเดิม ดังนั้น

สารละลาย NaOH 500 cm^3 มีเนื้อ NaOH = 0.2 โมล

ถ้า สารละลาย NaOH 1,000 cm^3 มีเนื้อ NaOH = $\frac{0.2 \times 1,000}{500} = 0.4$ โมล

$\therefore$ สารละลาย NaOH ที่ได้ใหม่เข้มข้น = 0.4 โมล/ลิตร

เพราะ NaOH เป็นเบสแก่จึงแตกตัวได้ 100%



จากสมการ

NaOH 1 โมล แตกตัวให้ $\text{OH}^-(\text{aq})$ = 1 โมล

ถ้า NaOH 0.4 โมล จะแตกตัวให้ $\text{OH}^-(\text{aq})$ = 0.4 โมล

$\therefore$ ในสารละลาย NaOH 500 cm^3 ความเข้มข้นของ $\text{OH}^-(\text{aq})$ = 0.4 โมล/ลิตร

การคำนวณข้อนี้อาจใช้สูตรคิดลัดได้ดังนี้

ตอนที่ 1 $\frac{g}{M} = \frac{CV}{1,000}$

เมื่อ C = ความเข้มข้นของสารละลายเป็น mol/dm^3 หรือ mol/l

V = ปริมาตรของสารละลาย (cm^3)

g = มวลของตัวละลาย (กรัม)

M = มวลโมเลกุลของตัวละลาย

แทนค่าในสูตร

$$\frac{8}{40} = \frac{C \times 400}{1,000}$$

$$C = \frac{8 \times 1,000}{40 \times 400} = 0.5 \text{ โมล/ลิตร}$$

$\therefore$ สารละลาย NaOH เข้มข้น = 0.5 โมล/ลิตร

ตอนที่ 2

$C_1 V_1 = C_2 V_2$

C_1, C_2 = ความเข้มข้นเป็นโมลต่อลิตรของสารละลายเดิมและสารละลายใหม่

V_1, V_2 = ปริมาตรของสารละลายเดิมและสารละลายใหม่

แทนค่าในสูตร

$$0.5 \times 400 = C_2 \times 500$$

$$C_2 = \frac{0.5 \times 400}{500} = 0.4 \text{ โมล/ลิตร}$$

เพราะว่า NaOH เป็นเบสแก่จึงแตกตัวได้ 100%



จากสมการ

จะเห็นได้ว่า NaOH 1 โมล แตกตัวให้ OH^- = 1 โมล

ถ้า NaOH 0.4 โมล แตกตัวให้ OH^- = 0.4 โมล

∴ ในสารละลาย NaOH 500 cm³ มีความเข้มข้นของ OH⁻(aq) = 0.4 โมล/ลิตร

หมายเหตุ รายละเอียดเรื่องสูตรคิดลัดที่ใช้คำนวณเรื่องความเข้มข้นดูรายละเอียดในบทที่ 4 เล่ม 2

ตัวอย่างที่ 5 สารละลาย HClO₄ 250 cm³ มี H₃O⁺ 0.02 mol สารละลายกรด HClO₄ เข้มข้นเท่าใด ถ้าเติม HClO₄ ลงไปอีก 0.1 mol โดยที่สารละลายมีปริมาตรคงเดิม สารละลายที่ได้ใหม่มีความเข้มข้นเท่าใด

วิธีทำ 1. หาความเข้มข้นของสารละลาย HClO₄ จำนวน 250 cm³ ที่มี H₃O⁺ 0.02 mol

เพราะว่า HClO₄ เป็นกรดแก่จึงแตกตัวได้ 100%



จากสมการ

$$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \quad 1 \text{ mol} \text{ ได้จากการแตกตัวของ } \text{HClO}_4 = 1 \text{ mol}$$

$$\text{ถ้า } \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \quad 0.02 \text{ mol} \text{ ได้จากการแตกตัวของ } \text{HClO}_4 = 0.02 \text{ mol}$$

$$\text{สารละลาย } \text{HClO}_4 \quad 250 \text{ cm}^3 \text{ มีเนื้อ } \text{HClO}_4 = 0.02 \text{ mol}$$

$$\text{ถ้า สารละลาย } \text{HClO}_4 \quad 1,000 \text{ cm}^3 \text{ มีเนื้อ } \text{HClO}_4 = \frac{0.02 \times 1,000}{250} \text{ mol}$$

$$= 0.08 \text{ mol}$$

$$\therefore \text{ สารละลายของ } \text{HClO}_4 \text{ มีความเข้มข้น} = 0.08 \text{ mol/dm}^3$$

2. หาความเข้มข้นของสารละลาย HClO₄ หลังจากเติม HClO₄ ลงไปอีก 0.1 mol

$$\text{จำนวนโมลของ } \text{HClO}_4 \text{ เดิมและที่เติมใหม่} = 0.02 + 0.1 = 0.12 \text{ mol}$$

$$\text{สารละลาย } \text{HClO}_4 \quad 250 \text{ cm}^3 \text{ มีเนื้อ } \text{HClO}_4 = 0.12 \text{ mol}$$

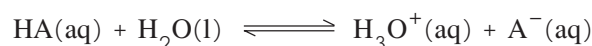
$$\text{ถ้า สารละลาย } \text{HClO}_4 \quad 1,000 \text{ cm}^3 \text{ มีเนื้อ } \text{HClO}_4 = \frac{0.12 \times 1,000}{250} \text{ mol}$$

$$= 0.48 \text{ mol}$$

$$\therefore \text{ สารละลาย } \text{HClO}_4 \text{ หลังจากเติม } \text{HClO}_4 \quad 0.1 \text{ mol} \text{ มีความเข้มข้น} = 0.48 \text{ mol/dm}^3$$

10.5.4 การแตกตัวของกรดอ่อน

กรดอ่อนเมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออนไม่หมด ในสารละลายมีทั้งไอออนและโมเลกุลของกรดที่ไม่แตกตัวอยู่ ดังนั้นเมื่อเอากรดอ่อนละลายน้ำจึงเกิดการเปลี่ยนแปลงที่ผันกลับได้ กล่าวคือ เมื่อกรดอ่อนละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออนบวกและไอออนลบ ขณะเดียวกันไอออนบวกและไอออนลบที่เกิดขึ้นก็จะรวมตัวกันกลับไปเป็นโมเลกุลของกรดอีกและอัตราการเปลี่ยนแปลงทั้งสองจะเกิดขึ้นในอัตราเร็วที่เท่ากันเมื่อระบบเข้าสู่ภาวะสมดุล ถ้าให้ HA เป็นกรดอ่อนเมื่อละลายน้ำสามารถเขียนสมการแสดงการเปลี่ยนแปลงได้ดังนี้



เนื่องจากกรดอ่อนแตกตัวเป็นไอออนได้ไม่หมด ดังนั้นในการบอกปริมาณการแตกตัวของกรดอ่อนจึงนิยมบอกเป็นร้อยละ ซึ่งคำนวณได้โดยใช้สูตรดังนี้

$$\text{ร้อยละของการแตกตัวของกรด} = \frac{\text{จำนวนโมลของกรดที่แตกตัวได้}}{\text{จำนวนโมลของกรดทั้งหมด}} \times 100$$

ปริมาณการแตกตัวของกรดอ่อนนอกจากจะบอกเป็นร้อยละแล้ว ยังสามารถบอกโดยใช้ค่าคงที่ของสมดุลก็ได้ คือ ถ้าค่าคงที่ของสมดุลของกรดใดมีค่ามากกว่ากรดนั้นก็แสดงว่าเป็นไอออนได้ในปริมาณที่มากกว่า

ที่ภาวะสมดุลของกรดอ่อน สามารถหาค่าคงที่ของสมดุลได้เช่นเดียวกับระบบอื่นๆ เช่น ถ้า HA คือกรดอ่อนจะเกิดการเปลี่ยนแปลงดังนี้



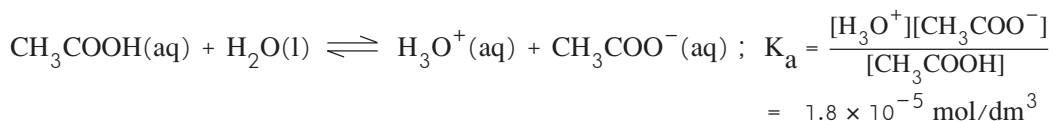
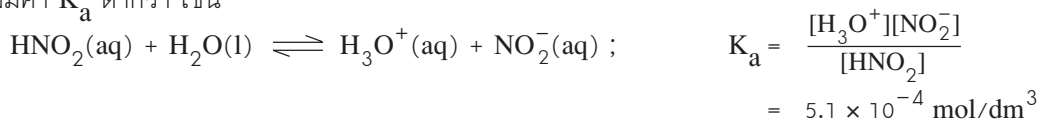
$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

เนื่องจากในสารละลายของกรดอ่อนมีน้ำอยู่มากเมื่อเทียบกับตัวละลาย จึงถือว่าน้ำมีความเข้มข้นคงที่ เมื่อนำความเข้มข้นของน้ำไปคูณกับค่าคงที่ของสมดุล (K) ก็จะได้ค่าคงที่ใหม่ ซึ่งเรียกว่า **ค่าคงที่ของสมดุลของกรด** ใช้สัญลักษณ์ K_a แทน

$$K[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{mol/dm}^3$$

จากสมการจะเห็นว่าค่า K_a เป็นอัตราส่วนระหว่างผลคูณของความเข้มข้นของไอออนกับความเข้มข้นของกรดซึ่งยังคงอยู่ในรูปของโมเลกุล ดังนั้นถ้า K_a ของกรดใดมีค่ามาก แสดงว่ากรดนั้นแตกตัวให้ไอออนได้มาก ในทางตรงกันข้าม ถ้า K_a ของกรดใดมีค่าน้อย แสดงว่ากรดนั้นแตกตัวให้ไอออนได้น้อย ค่า K_a จึงใช้แสดงถึงความแรงของกรดได้ กรดใดมีค่า K_a สูง จะมีความแรงของกรดสูงหรือเป็นกรดที่แก่กว่ากรดซึ่งมีค่า K_a ต่ำกว่า เช่น



K_a ของกรดไนตริก (HNO_2) มีค่ามากกว่า K_a ของกรดแอสติก (CH_3COOH) ดังนั้นกรดไนตริกจึงเป็นกรดแก่กว่ากรดแอสติก

กรดอ่อนถึงแม้ว่าจะแตกตัวเป็นไอออนได้น้อย แต่ถ้าสารละลายของกรดนั้นเจือจางลง ร้อยละการแตกตัวของกรดอ่อนจะมีค่ามากขึ้น (กรดแก่ก็เช่นเดียวกัน) เช่น กรดแอสติกเมื่อสารละลายเจือจางลงร้อยละของการแตกตัวก็เพิ่มขึ้น (ดูตาราง 10.9)

ความเข้มข้นของ CH_3COOH (mol/dm^3)	ความเข้มข้นของ $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ และ $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ (mol/dm^3)	ร้อยละของการแตกตัวของกรด
1.000	0.00420	0.42
0.100	0.001340	1.34
0.010	0.000420	4.20
0.001	0.000125	12.50

ตารางที่ 10.9 แสดงร้อยละของการแตกตัวของ CH_3COOH ที่ความเข้มข้นต่าง ๆ กันที่อุณหภูมิ 25°C

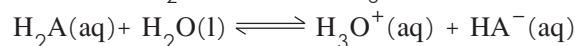
10.5.4.1 กรดมอนอโปรติกและกรดพอลิโปรติก

กรดมอนอโปรติก คือ กรดที่สามารถแตกตัวให้ H_3O^+ 1 ไอออนต่อ 1 โมเลกุลของกรดหรือแตกตัวให้ H_3O^+ 1 โมลไอออนต่อ 1 โมลโมเลกุลของกรด เช่น HCl , HNO_3 , HClO_4 , HBr , HI , HNO_2 , HCN , CH_3COOH , HCOOH เป็นต้น

กรดพอลิโปรติก คือ กรดที่สามารถแตกตัวให้ H_3O^+ มากกว่า 1 ไอออนต่อ 1 โมเลกุลของกรด กรดพอลิโปรติกที่สามารถแตกตัวให้ H_3O^+ 2 ไอออน ต่อ 1 โมเลกุลของกรดเรียกว่า **กรดไดโปรติก** เช่น H_2CO_3 , H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_3PO_3 , H_2S เป็นต้น ส่วนกรดพอลิโปรติกที่สามารถแตกตัวให้ H_3O^+ 3 ไอออนต่อ 1 โมเลกุล ของกรด เรียกว่า **กรดไตรโปรติก** เช่น H_3PO_4 เป็นต้น

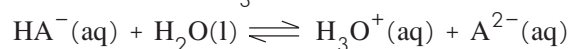
กรดไดโปรติก (H_2A) เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวได้ 2 ขั้น ดังนี้

ขั้นที่ 1 โมเลกุลของ H_2A จะแตกตัวให้ H_3O^+ และ HA^- ดังนี้



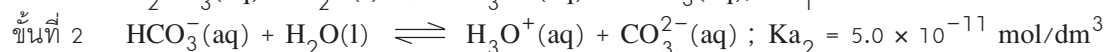
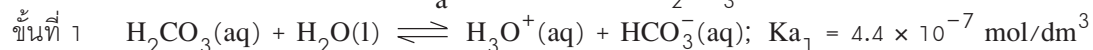
$$K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HA}^-]}{[\text{H}_2\text{A}]}$$

ขั้นที่ 2 HA^- จะแตกตัวให้ H_3O^+ และ A^{2-} ดังนี้



$$K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^{2-}]}{[\text{HA}^-]}$$

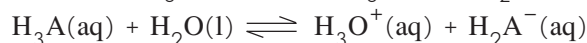
ที่ภาวะสมดุลในระบบจะมีทั้งโมเลกุลของ H_2A , H_3O^+ , HA^- และ A^{2-} อยู่ด้วยกัน แต่จะมีอนุภาคใดมากน้อยต่างกัน พิจารณาได้จากค่า K_a ของแต่ละขั้น เช่น H_2CO_3 มีการแตกตัว 2 ขั้นตอน ดังนี้



ในสารละลายที่ภาวะสมดุลประกอบด้วย H_2CO_3 , H_3O^+ , HCO_3^- และ CO_3^{2-} (มี H_2O และ OH^- ซึ่งแตกตัวมาจากน้ำอยู่ด้วย) เนื่องจาก K_{a1} มีค่าน้อยมาก แสดงว่าในสารละลายมี H_2CO_3 มากกว่า H_3O^+ และ HCO_3^- และ เนื่องจาก K_{a2} มีค่าน้อยมาก แสดงว่าในสารละลายมี H_3O^+ และ HCO_3^- มากกว่า CO_3^{2-} เพราะว่า HCO_3^- บางส่วนแตกตัวไปเป็น CO_3^{2-} H_3O^+ จึงมีมากกว่า HCO_3^- ดังนั้น $[\text{H}_2\text{CO}_3] > [\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HCO}_3^-] > [\text{CO}_3^{2-}]$

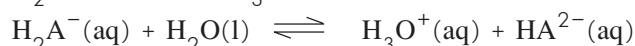
กรดไตรโปรติก (H_3A) เมื่อละลายน้ำจะแตกตัว 3 ขั้น ดังนี้

ขั้นที่ 1 โมเลกุลของ H_3A จะแตกตัวให้ H_3O^+ และ H_2A^- ดังนี้



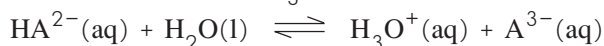
$$K_{a_1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}_2\text{A}^-]}{[\text{H}_3\text{A}]}$$

ขั้นที่ 2 H_2A^- จะแตกตัวให้ H_3O^+ และ HA^{2-} ดังนี้



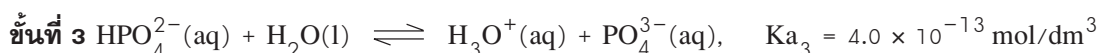
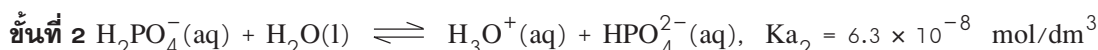
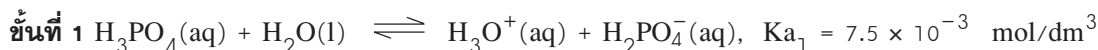
$$K_{a_2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HA}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{A}^-]}$$

ขั้นที่ 3 HA^{2-} จะแตกตัวให้ H_3O^+ และ A^{3-} ดังนี้



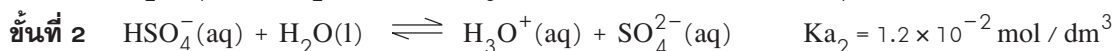
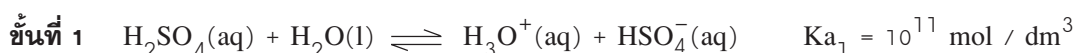
$$K_{a_3} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^{3-}]}{[\text{HA}^{2-}]}$$

ที่ภาวะสมดุลมีทั้งโมเลกุลของ H_3A , H_3O^+ , H_2A^- , HA^{2-} และ A^{3-} ปนกันอยู่ ซึ่งจะมีอนุภาคใดมากกว่ากัน พิจารณาได้จากค่า K_a ของแต่ละขั้น เช่น H_3PO_4 มีการแตกตัว 3 ขั้น ดังนี้



ในสารละลายที่ภาวะสมดุลประกอบด้วย H_3PO_4 , H_3O^+ , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} และ PO_4^{3-} (มี H_2O และ OH^- รวมอยู่ด้วย) เนื่องจาก K_{a_1} มีค่าน้อย แสดงว่าในสารละลายมี H_3PO_4 มากกว่า H_3O^+ และ H_2PO_4^- K_{a_1} มีค่ามากกว่า K_{a_2} มาก แสดงว่าในสารละลายมี H_3O^+ และ H_2PO_4^- มากกว่า HPO_4^{2-} มาก K_{a_2} มีค่ามากกว่า K_{a_3} มาก แสดงว่าในสารละลายมี HPO_4^{2-} มากกว่า PO_4^{3-} มาก ดังนั้น $[\text{H}_3\text{PO}_4] > [\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{H}_2\text{PO}_4^-] > [\text{HPO}_4^{2-}] > [\text{PO}_4^{3-}]$

กรดพอลิโปรติกจะไม่มีการแตกตัวที่สมบูรณ์ทุก ๆ ขั้น แม้แต่กรดซัลฟิวริก (H_2SO_4) ซึ่งเป็นกรดแก่ และเป็นกรดไดโปรติกก็มีการแตกตัวขั้นที่ 2 ได้น้อย การแตกตัวของกรดซัลฟิวริก เป็นดังนี้



กรดพอลิโปรติกส่วนมาก K_{a_1} จะมีค่าสูงกว่า K_{a_2} มาก และ K_{a_2} ก็มีค่าสูงกว่า K_{a_3} มาก โดยทั่วไปจึงใช้เพียงค่า K_{a_1} ในการเปรียบเทียบความแรงของกรด เพราะในสารละลายมีไอออนที่เกิดจากการแตกตัวในขั้นที่ 1 มากกว่าขั้นอื่นๆ มาก แต่อย่างไรก็ตาม ถ้า K_{a_2} มีค่าใกล้เคียงกับค่า K_{a_1} จะต้องพิจารณาถึงจำนวน H_3O^+ ที่แตกตัวจากขั้นที่สองด้วย

ลำดับที่	ชื่อกรด	สูตร	ปฏิกิริยาการให้โปรตอนของกรดในน้ำ	K_a ที่ 25 °C	ความแรงของกรด
1	กรดซัลฟิวรัส	H_2SO_3	$H_2SO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HSO_3^-$	1.7×10^{-2}	ความแรงของกรดลดลง ↓ น้อย
2	กรดฟอสฟอรัส	H_3PO_3	$H_3PO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2PO_3^-$	1.6×10^{-2}	
3	ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน	HSO_4^-	$HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_4^{2-}$	1.2×10^{-2}	
4	กรดฟอสฟอริก	H_3PO_4	$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2PO_4^-$	7.5×10^{-3}	
5	กรดไฮโดรฟลูออริก	HF	$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$	6.8×10^{-4}	
6	กรดไนตริก	HNO_2	$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_2^-$	5.1×10^{-4}	
7	กรดฟอร์มิก	HCOOH	$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCOO^-$	1.7×10^{-4}	
8	กรดเบนโซอิก	C_6H_5COOH	$C_6H_5COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + C_6H_5COO^-$	6.6×10^{-5}	
9	กรดแอซีติก	CH_3COOH	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$	1.8×10^{-5}	
10	ไดไฮโดรเจนฟอสเฟตไอออน	$H_2PO_3^-$	$H_2PO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HPO_3^{2-}$	6.3×10^{-7}	
11	กรดคาร์บอนิก	H_2CO_3	$H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCO_3^-$	4.4×10^{-7}	
12	กรดไฮโดรซัลฟิวริก	H_2S	$H_2S + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HS^-$	1.1×10^{-7}	
13	ไดไฮโดรเจนฟอสเฟตไอออน	$H_2PO_4^-$	$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HPO_4^{2-}$	6.3×10^{-8}	
14	ไฮโดรเจนซัลไฟด์ไอออน	HSO_3^-	$HSO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_3^{2-}$	5.6×10^{-8}	
15	กรดไฮโปคลอริก	HClO	$HClO + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + ClO^-$	3.1×10^{-8}	
16	แอมโมเนียมไอออน	NH_4^+	$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NH_3$	6.0×10^{-10}	
17	กรดไฮโดรไซยานิก	HCN	$HCN + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CN^-$	4.8×10^{-10}	
18	ไฮโดรเจนคาร์บอเนตไอออน	HCO_3^-	$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CO_3^{2-}$	5.0×10^{-11}	
19	ไฮโดรเจนฟอสเฟตไอออน	HPO_4^{2-}	$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + PO_4^{3-}$	4.0×10^{-13}	
20	ไฮโดรเจนซัลไฟด์ไอออน	HS^-	$HS^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + S^{2-}$	1.3×10^{-13}	

ตารางที่ 10.10 แสดงค่าคงที่สมดุลของกรด (K_a) ที่ 25 °C

10.5.4.2 สูตรลัดสำหรับหาคำนวณเรื่องกรดอ่อน

กำหนดให้ HA เป็นกรดอ่อนมอนอโปรติกที่มีค่า K_a น้อยมาก เมื่อกรด HA ละลายน้ำจะเกิดภาวะสมดุลดังนี้					
ที่เริ่มต้น	$HA(aq)$	+	$H_2O(l)$	$\rightleftharpoons$	$H_3O^+(aq) + A^-(aq)$
ที่สมดุล	C_A				0
	สมมติว่ากรด HA แตกตัวได้				เกิด x
	$= x \text{ mol/dm}^3$				เกิด x
เหลือ	$C_A - x \approx C_A$				

ข้อสังเกต $[H_3O^+] = [A^-]$ และ $[HA]$ ที่เหลือมีค่าประมาณเท่ากับที่เริ่มต้น ($C_A \text{ mol/dm}^3$)
 ดังนั้น ถ้ากรด HA มีค่า K_a น้อยมาก และมีค่าน้อยกว่าความเข้มข้นเริ่มต้นของกรด HA (C_A)
 มาก สามารถคำนวณหาปริมาณต่างๆ ในสารละลายกรด HA ที่ภาวะสมดุลได้ดังนี้

$$1. [H_3O^+] = \sqrt{K_a \times C_A} \text{ เมื่อ } C_A \text{ คือความเข้มข้นเริ่มต้นของสารละลายกรด HA}$$

$$1.1 \quad K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_A} \text{ ค่า } K_a \text{ ที่คำนวณได้นี้จะน้อยกว่าค่าที่แท้จริงเล็กน้อย}$$

$$\text{ค่า } K_a \text{ ที่แท้จริงคำนวณได้ดังนี้ } K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_A - [H_3O^+]}$$

$$1.2 \quad C_A = \frac{[H_3O^+]^2}{K_a} \text{ ค่า } C_A \text{ ที่คำนวณได้นี้ จะน้อยกว่าค่าที่แท้จริงเล็กน้อย}$$

$$\text{ค่า } C_A \text{ ที่แท้จริง} = C_A \text{ ที่คำนวณได้} + [H_3O^+]$$

$$2. [A^-] = [H_3O^+]$$

$$3. [HA] \text{ ที่เหลือ} = C_A - [H_3O^+]$$

$$4. \text{ร้อยละการแตกตัวของกรดอ่อน} = \frac{[H_3O^+]}{C_A} \times 100$$

$$5. \text{ร้อยละการแตกตัวของกรดอ่อน} = \sqrt{\frac{K_a}{C_A}} \times 100$$

6. สำหรับกรดพอลิโปรติกที่ K_{a1} มากกว่า K_{a2} มากๆ

$$6.1 \quad [H_3O^+] = \sqrt{K_{a1} \times C_A}$$

6.2 ความเข้มข้นของไอออนที่ประจุ -2 เท่ากับ K_{a2}

6.3 ความเข้มข้นของไอออนที่ประจุ -3 เท่ากับ

$$= \frac{K_{a2} \times K_{a3}}{\sqrt{K_{a1} \times C_A}}$$

10.5.4.3 การคำนวณเกี่ยวกับเรื่องกรดอ่อน

ตัวอย่างที่ 1 กรดมอนอโปรติกชนิดหนึ่งแตกตัวได้ 5.0% ถ้าสารละลายของกรดนี้เข้มข้น 0.5 mol/dm^3
 จำนวน 600 cm^3 จะมีปริมาณและความเข้มข้นของ H_3O^+ เท่าใด

วิธีทำ สารละลายกรดมอนอโปรติก $1,000 \text{ cm}^3$ มีเนื้อกรด = 0.5 mol

$$\text{ถ้า สารละลายกรดมอนอโปรติก } 600 \text{ cm}^3 \text{ มีเนื้อกรด} = \frac{0.5 \times 600}{1,000} = 0.3 \text{ mol}$$

กรดมอนอโปรติกแตกตัวได้ 5% หมายความว่ากรดมอนอโปรติก 100 mol แตกตัวได้ 5 mol

เนื่องจากกรดมอนอโปรติก 1 โมล จะแตกตัวให้ H_3O^+ 1 mol ดังนั้น

$$\begin{aligned}
 \text{กรดมอนอโปรติก } 100 \text{ mol} \text{ แตกตัวให้ } \text{H}_3\text{O}^+ &= 5 \text{ mol} \\
 \text{ถ้ากรดมอนอโปรติก } 0.3 \text{ mol} \text{ แตกตัวให้ } \text{H}_3\text{O}^+ &= \frac{5 \times 0.3}{100} = 0.015 \text{ mol} \\
 \therefore \text{สารละลายนี้มี } \text{H}_3\text{O}^+ &= 0.015 \text{ mol} \\
 \text{สารละลายกรดมอนอโปรติก } 600 \text{ cm}^3 \text{ มี } \text{H}_3\text{O}^+ &= 0.015 \text{ mol} \\
 \text{ถ้า สารละลายกรดมอนอโปรติก } 1,000 \text{ cm}^3 \text{ มี } \text{H}_3\text{O}^+ &= \frac{0.015 \times 1,000}{600} \text{ mol} \\
 &= 0.025 \text{ mol} \\
 \therefore \text{ความเข้มข้นของ } \text{H}_3\text{O}^+ &= 0.025 \text{ mol/dm}^3
 \end{aligned}$$

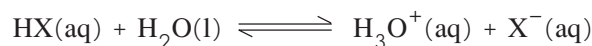
หรือคำนวณโดยใช้สูตรลัดดังนี้

$$\begin{aligned}
 \text{ร้อยละการแตกตัวของกรดอ่อน} &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_A} \times 100 \\
 5 &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{0.5} \times 100 \\
 [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{5 \times 0.5}{100} = 0.025 \text{ mol/dm}^3 \\
 \therefore \text{ความเข้มข้นของ } \text{H}_3\text{O}^+ &= 0.025 \text{ mol/dm}^3 \\
 \text{และคำนวณหาปริมาณ } \text{H}_3\text{O}^+ \text{ ในสารละลาย } 600 \text{ cm}^3 \text{ ได้ดังนี้} \\
 C = \frac{n \times 1,000}{V} \Rightarrow n = \frac{C \times V}{1,000} &= \frac{0.025 \times 600}{1,000} = 0.015 \text{ mol} \\
 \therefore \text{สารละลายนี้มี } \text{H}_3\text{O}^+ &= 0.015 \text{ mol}
 \end{aligned}$$

ตัวอย่างที่ 2 สารละลายกรด HX เข้มข้น 1.0 mol/dm^3 ที่ 25°C กรด HX แตกตัวได้ร้อยละ 0.4 จงคำนวณหา K_a ของกรด HX ที่ 25°C

วิธีทำ กรด HX 100 mol แตกตัวได้ = 0.4 mol

$$\text{กรด HX } 1.0 \text{ mol} \text{ แตกตัวได้} = \frac{0.4 \times 1.0}{100} = 0.004 \text{ mol}$$



จากสมการ

$$\text{กรด HX } 1 \text{ mol} \text{ แตกตัวให้ } \text{H}_3\text{O}^+ = 1 \text{ mol} \text{ และ } \text{X}^- = 1 \text{ mol}$$

$$\text{กรด HX } 0.004 \text{ mol} \text{ แตกตัวให้ } \text{H}_3\text{O}^+ = 0.004 \text{ mol} \text{ และ } \text{X}^- = 0.004 \text{ mol}$$

$$\therefore \text{ที่ภาวะสมดุล } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{X}^-] = 0.004 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{HX}] \text{ ที่เหลือ} = 1.0 - 0.004 = 0.996 \text{ mol/dm}^3$$

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

$$= \frac{(0.004)(0.004)}{0.996} = 1.6 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

$$\therefore K_a \text{ ของกรด HX ที่ } 25^\circ\text{C} = 1.6 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

หรือคำนวณโดยใช้สูตรดังนี้

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด } \text{HX} = \sqrt{\frac{K_a}{C_A}} \times 100$$

$$0.4 = \sqrt{\frac{K_a}{1.0}} \times 100 \Rightarrow (0.4)^2 = \frac{K_a}{1.0} \times (100)^2$$

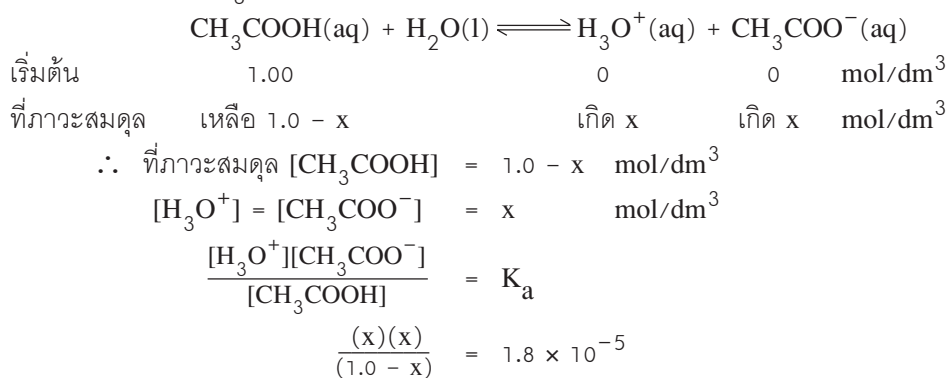
$$K_a = \frac{(0.4)^2 \times 1.0}{(100)^2} = 1.6 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

ตัวอย่างที่ 3 ในสารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 1.0 mol/dm^3 จงหาความเข้มข้นของ H_3O^+ CH_3COO^- และ CH_3COOH ที่ภาวะสมดุล และร้อยละการแตกตัวของ CH_3COOH ที่ 25°C (K_a ของ CH_3COOH ที่ $25^\circ\text{C} = 1.8 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$)

วิธีทำ

(1) หา $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ และ $[\text{CH}_3\text{COOH}]$

สมมติให้ CH_3COOH แตกตัวได้เท่ากับ $x \text{ mol/dm}^3$



เพื่อความสะดวกในการคำนวณเราสามารถคำนวณหาค่า x โดยวิธีการประมาณก็ได้เนื่องจาก CH_3COOH แตกตัวได้น้อยมาก (ค่า K_a น้อยมาก) และ K_a มีค่าน้อยกว่าความเข้มข้นของกรดมาก ดังนั้น x จึงมีค่าน้อยมากเมื่อเทียบกับ 1.0 สามารถตัดทิ้งได้

$$\text{ดังนั้น } 1.0 - x \approx 1.0 \text{ mol/dm}^3$$

$$\frac{x^2}{1.0} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$x^2 = 1.8 \times 10^{-5} \Rightarrow x = \sqrt{1.8 \times 10^{-5}} = 4.24 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$\therefore \text{CH}_3\text{COOH} \text{ แตกตัวได้} = 4.24 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{ดังนั้นที่ภาวะสมดุล } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = x = 4.24 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1.0 - 4.24 \times 10^{-3} = 0.996 \text{ mol/dm}^3$$

(2) หาร้อยละของการแตกตัวของกรด CH_3COOH

จากสูตร ร้อยละของการแตกตัวของกรด = $\frac{\text{จำนวนโมลของกรดที่แตกตัวได้}}{\text{จำนวนโมลของกรดทั้งหมด}} \times 100$

$$\therefore \text{ร้อยละของการแตกตัวของ } \text{CH}_3\text{COOH} = \frac{4.24 \times 10^{-3}}{1.0} \times 100 = 0.424$$