**เอกสารประกอบการเรียนและโจทย์ฝึกประสบการณ์ เรื่อง**

**กรด-เบส (Acid – Base)**

กรด เบส เป็นเรื่องเกี่ยวกับสมดุลอย่างหนึ่ง ซึ่งสมดุลดังกล่าวเป็นสมดุลที่เกิดจากสารจาพวกอิเล็กโทรไลต์ หรือที่เรียกว่าสารที่สามารถแตกตัวได้นั้นเอง ปฏิกิริยากรดเบส ที่เกิดขึ้นนับว่ามีความสาคัญอย่างมากในกระบวนการทางเคมี และชีวภาพ ในบทนี้จะกล่าวถึงคาจากัดความของกรดเบส ความสามารถที่แสดงความเป็นกรด เบส ของสาร มาตราส่วน pH ค่าคงที่สมดุลของกรด ค่าคงที่สมดุลของเบส และ สารละลายบัฟเฟอร์

**สมบัติของสารละลายบางชนิด**

1. ทดสอบการเปลี่ยนสีของกระดาษลิตมัส  
2. ทดสอบการนำไฟฟ้าของสารละลาย

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **สารละลาย** | **การเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัส** | **การนำไฟฟ้า** |
| HCl | น้ำเงิน 🡒 แดง | สว่างมาก |
| CH3COOH |  |  |
| NaCl |  |  |
| KNO3 |  | สว่าง |
| NaOH | แดง 🡒 น้ำเงิน |  |
| KOH |  |  |
| NH3 |  | สว่างเล็กน้อย |
| CH3COONa |  |  |
| NH4Cl |  |  |
| C2H5OH |  | ไม่สว่าง |
| C6H12O6 | ไม่เปลี่ยน |  |

จากผลการทดสอบ สามารถแบ่งสารละลายตามการเปลี่ยนสีกระดาลิตมัสได้เป็น  
 1……………………………………………….….. ได้แก่ ……………………………………………………………………….…………  
 2…………………………………………….…….. ได้แก่ ………………………………………………………………….………………

3………………………………….……………….. ได้แก่ ………………………………………………………….………………………

แบ่งตามสมบัติการนำไฟฟ้า ได้แก่  
 1……………………….. ได้แก่ ………………………………………  
 2……………………….. ได้แก่ ………………………………………

ข้อสรุป อื่น ๆ   
 1.  
 2.

**🞊 สารละลายอิเล็กโทรไลต์และนอนอิเล็กโทรไลต์**

จากที่กล่าวมาข้างต้นพบว่า สารจาพวกกรด เบส เป็นสารอิเล็กโทรไลต์ ดังนั้นเรามาทาความเข้าใจเกี่ยวกับสารอิเล็กโทรไลต์ และสารที่ไม่ใช่อิเล็กโทรไลต์   
 **สารอิเล็กโทรไลต์ (Electrolyte )** คือ สารที่เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออนบวกและไอออนลบในสารละลาย ซึ่งสามารถนาไฟฟ้าฟ้าได้ เช่น โซเดียมคลอไรด์ เราสามารถแบ่งสารอิเล็กโทรไลต์ได้เป็น  
 - สารอิเล็กโทรไลต์แก่ (strong electrolyte) ซึ่งเป็นสารอิเล็กโทรไลต์ที่สามารถแตกตัวได้ร้อยเปอร์เซ็นต์   
 - สารอิเล็กโทรไลต์อ่อน (weak electrolyte) เป็นสารละลายที่แตกตัวได้เล็กน้อยในสารละลาย ได้แก่พวก กรดอ่อน เบสอ่อน เป็นต้น อิเล็กโทรไลต์อ่อน การแตกตัวจะเกิดภาวะสมดุลได้

**ส่วนสารละลายที่ไม่นำไฟฟ้า** เรียกว่าสารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์ (Non-electrolyte) คือ สารที่ไม่แตกตัวเป็นไอออนเมื่อละลายน้ำ เช่น น้ำตาล เป็นต้น

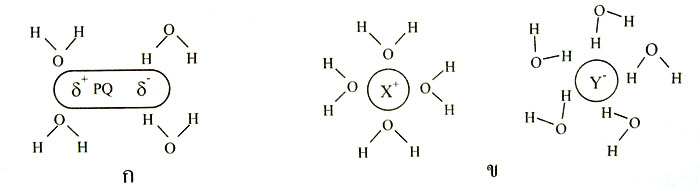
**สารละลายอิเล็กโทรไลต์**

**สารละลายอิเล็กโทรไลต์แก่ สารละลายอิเล็กโทรไลต์อ่อน**

**สมบัติ : แตกตัวหมด ,นำไฟฟ้าดีมาก สมบัติ : แตกตัวน้อย ,นำไฟฟ้าได้น้อย**

**กรดแก่ เบสแก่ เกลือ กรดอ่อน เบสอ่อน**

**โจทย์ที่ 1** สาร 2 ชนิดมีสูตร PQ และ XY เมื่อละลายน้ำ จะเกิดการเปลี่ยนแปลงดังรูป ก และ ข ตามลำดับ   
สารใดน่าจะเป็นสารอิเล็กโทรไลต์เพราะเหตุใด



…………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

…………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

…………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

**โจทย์ที่ 2** จงเขียนสมการแสดงการแตกตัวเป็นไอออนในน้ำของสารต่อไปนี้

**KNO3 (s)** เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่

**NaOH (s)** เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่

**HCN (l)** เป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน

**H2A (g)** เป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน

**โจทย์ที่ 3** สาร 3 ชนิดเมื่อละลายน้ำ จะเกิดการเปลี่ยนแปลงดังรูป A , B และ C ตามลำดับ   
สารใดน่าจะเป็นสารละลายอิเล็กโทรไลต์อ่อน สารละลายอิเล็กโทรไลต์แก่หรือ สารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์   
เพราะเหตุใด

**⊕ ⊕**

**⊕ ⊕**

**⊕ ⊕ ⊕**

**A B C**

…………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

…………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

…………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

**🞊 สารละลายกรดและสารละลายเบสกับการทดสอบเบื้องต้น**

การทดสอบเบื้องต้นของสารที่มีสภาพเป็นกรดหรือเบสนั้นโดยทั่วไปเรานิยมใช้กระดาษลิตมัสซึ่งกระดาษลิตมัสจะสามารถเปลี่ยนสีได้ หากสารที่มีสภาพเป็นกรดจะเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นสีแดง ในขณะที่สารที่มีความเป็นเบสจะเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงเป็นสีน้ำเงิน ดังตัวอย่างไฮโดรคลอริกเป็นสารจา พวกกรด เมื่อเรานำ มาทดสอบกับกระดาษลิตมัสสีน้ำเงิน จะเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสเป็นสีแดง

HCl(g) + H2O(l) → H3O+(aq) + Cl- (aq)

ไฮโดรเนียมไอออน คลอไรด์ไอออน

HNO3(l) + H2O(l) → ……………………….+ ………………………..

H2S(g) + H2O(l) ลูกศร3.png ……………………….+ ………………………..

HX (กรดแก่) + H2O(l) …………………………………………………………………….

H2B (กรดอ่อน) + H2O(l) …………………………………………………………………….

เมื่อนำกระดาษลิตมัสสีแดงมาทดสอบกับโซเดียมไฮดรอกไซด์ซึ่งมีสมบัติเป็นเบส จะเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงเป็นสีน้ำเงิน

H2O

NaOH (s) OH- (aq) + Na+ (aq)

ไฮดรอกไซด์ไอออน โซเดียมไอออน

H2O

**กร** KOH (s) ……………………….+ ………………………..**ด เบ  
ส (สมดุ**

H2O

**กร** Ca(OH)2 (s) ……………………….+ ………………………..**ด เบส (สมดุ**

**กร** MOH (s) (เบสอ่อน) ……………………….+ ………………………..**ด เบส (สมดุ**

**🞊 การจำแนกประเภทของกรดเบส**

กรด อาจจะแบ่งเป็นประเภทเป็น 2 ประเภทใหญ่ ๆ คือ กรดอินทรีย์ (organic acid) และกรดอนินทรีย์ (inorganic acid)

**กรดอินทรีย์** ส่วนใหญ่แล้วกรดอินทรีย์เป็นกรดที่ประกอบด้วยหมู่ฟังก์ชันที่ประกอยด้วย –COOH หรือ

–SOOH อยู่ในโมเลกุล พบในธรรมชาติหรือสิ่งมีชีวิต

**กรดอนินทรีย์** แบ่งออกเป็น 2 ประเภท

☺ กรดไฮโดร คือ กรดที่มีธาตุไฮโดรเจนและธาตุอโลหะหรือกลุ่มธาตุ เช่น HCl HCN และ H2S

☺ กรดออกซีหรือกรดออกโซ กรดที่ประกอบด้วยธาตุไฮโดรเจน ออกซิเจนและธาตุอื่นๆ เช่น H2SO4   
 และ HNO3 เป็นต้น

เบส อาจแบ่งออกเป็น 2 ประเภทเช่นเดี่ยวกับกรดดังนี้

**เบสอินทรีย์** ส่วนใหญ่แล้วประกอบด้วยหมู่ –NH2 อยู่ในโมเลกุลเช่น CH3 –NH2 C2H5-NH2 เป็นต้น

**เบสอนินทรีย์** เป็นเบสที่เกิดจากธาตุโลหะกับหมู่ OH - เช่น NaOH และ KOH เป็นต้น

**🖂 ทฤษฎีกรด-เบส**

ลักษณะความเป็นกรด เบสได้มีนักวิทยาศาสตร์หลายท่านให้คำนิยามไว้แตกต่างกันไป คนแรกที่นิยาม  
กรดและเบสก็คือ รอเบิร์ต บอยล์ ซึ่งรอเบิร์ต บอยล์ (1680) ให้นิยามกรดและเบสว่า กรดละลายสารได้หลายชนิด

เปลี่ยนสีย้อมของสีย้อมธรรมชาติ และเมื่อทา ปฏิกิริยากับด่าง (เบส) จะเสียสภาพความเป็นกรด ต่อมามีมีนักวิทยาศาสตร์ได้ให้คำ นิยามของกรดเบสไว้มากมาย แต่มีสามท่านที่นักเรียนควรจะทราบคือ นิยามของอาร์เรเนียส   
นิยามของเบรินสเตด-ลาวรี และนิยามของลิวอิส

**1. สวันเต เอากุสต์ อาร์เรเนียส** (1887) คือ กรดเป็นสารอิเล็กโทรไลต์ที่ละลายน้ำ แล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอไอออน  
 หรือโปรตอน (H+) และเบสเป็นสารอิเล็กโทรไลต์ที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้โฮดรอกไซด์ไอออน (OH-)

🗷 ข้อจำกัด ของอาร์เรเนียส คือสารที่เป็นกรดหรือเบสจะต้องละลายในน้ำเท่านั้น ถ้าไม่ละลายในน้ำหรือละลายในตัวทำละลายอื่นจะไม่จัดว่าเป็นกรดหรือเบส และไม่สามารถอธิบายโมเลกุลที่ไม่มี H+ หรือ OH- ได้

**โจทย์ข้อที่ 4**  จากนิยามของอาร์เรเนียส จงจำแนกสารใดว่าเป็นกรด เบสหรือเกลือ

HCN = …………………………………………… KNO3 = …………………………………………..

H2SO4 = …………………………………………. Ca(OH)2 = …………………………………………

CH3COONH4 = …………………………………………… KBr = ……………………………………………

HF = …………………………………………… ZnI2 = ……………………………………………

Li2SO4 = …………………………………………… CH3COOH = ……………………………………………

Ca(NO3)2 = …………………………………………… HNO3 = …………………………………………..

**2. โยฮันเนส นิโคเลาส์ เบรินสเตด (Johannes Nicolaus Bronsted) และ   
 ทอมัส มาร์ติน ลาวลี (Thomas Martin Lawry)** กล่าวว่า   
 “ กรดคือสารที่ให้โปรตอน (H+) และเบสคือสารที่รับโปรตอน (H+) ”

H+

HBr(g) + H2O(l) → H3O+(aq) + Br- (aq)

…………. ………….

HCN (aq) + NH3 (aq) ลูกศร3.png NH4+(aq) + CN- (aq)

…………. ………….

**◈ คู่กรด-เบส**

เมื่อกรดมีการให้โปรตอนไปแล้วส่วนของกรดที่เหลือเรียกว่า คู่เบส (conjugate base) ของกรด จะทำหน้าที่เป็นเบส หรือกล่าวคือ คู่เบสของกรดบรอนสเตดคือโมเลกุลหรือไอออนที่เหลืออยู่ หลังจากกรดเสียโปรตอนไปแล้ว   
ในทางตรงข้ามเมื่อเบสรับโปรตอนแล้วจะได้คู่กรด (conjugateacid) ของเบสซึ่งทา หน้าที่เป็นกรดก็คือสารผลิตภัณฑ์ของเบสที่ได้รับโปรตอนดังนั้นกรดเบรินสเตดทุกตัวมีคู่เบส และเบสเบรินสเตดทุกตัวมีคู่กรด พิจารณาสมการต่อไปนี้

ลูกศรสมดุล 1.png NH3(aq) + H2O(l) NH4+(aq) + OH - (aq)

…………. …………. …………. ………….

ลูกศรสมดุล 1.png AH2(aq) + H2O(l) H3O+(aq) + AH -(aq)

…………. …………. …………. ………….

**☑ สารที่เป็น คู่กรด-เบส กัน จะต่างกันที่** ...................................................................................................

**โจทย์ข้อที่ 5**  จงตอบคา ถามต่อไปนี้

ลูกศรสมดุล 1.png HNO3 (aq) + F- (aq) HF (aq) + NO3- (aq)

NO3- เป็น…………….………ของ HNO3 และ HF เป็น………………..……ของ F -

HF เป็น ………………… และ NO3- เป็น …………….……

คู่กรดเบสได้แก่…………………………………………………………และ………………………….……………….……………………

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**โจทย์ข้อที่ 6**  จงเขียนคู่เบสของ H2S HCN H3X H2PO4- OH -

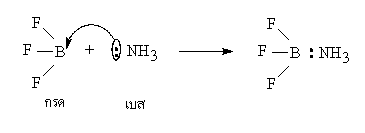
…………………………………………………………………………..

จงเขียนคู่กรดของ C5H5N CO3 2- H2PO4- , HX2- Br-

…………………………………………………………………..……….

จากการพิจารณานิยามความเป็นกรด เบสข้างต้นจะเห็นได้ว่า หากโมเลกุลดังกล่าวไม่มีโปรตอน จะ  
ไม่สามารถอธิบายได้ว่าโมเลกุลดังกล่าวเป็นกรดหรือเบสได้ และสารบางตัวเช่น BCl3 สามารถทำหน้าที่เป็นกรดได้ทั้งๆ ที่ไม่มีโปรตอนอยู่ในโมเลกุลซึ่งอธิบายโดยทฤษฎีของเบรินเสด-ลาวลีไม่ได้ ดังนั้น

**3. กิลเบิร์ด นิวตัน ลิวอิส** จึงนิยามความเป็นกรดเบสโดยอาศัยการรับและการให้คู่อิเล็กตรอน โดยกล่าวไว้ว่า   
 **“ กรดลิวอิสคือสารที่รับคู่อิเล็กตรอน และเบสลิวอิสคือสารที่ให้คู่อิเล็กตรอน ”**



**โจทย์ข้อที่ 7** จากนิยามของลิวอิสจงจำแนกกรดเบสต่อไปนี้

AlCl3 = …………………………………………… I - = ……………………………………………

Zn2+ = ……………………………………………

Zn2+ + 4 NH3 → Zn(NH3)42+

….…… …..……

BF3 + F - → BF4 -

….…… …..……

**◊ สารแอมโฟเทอริก**

สารบางชนิดสามารถทาหน้าที่ได้ทั้งกรดและเบส นั้นคือสามารถให้และรับโปรตอนได้นั้นเอง ซึ่งเราเรียกสารชนิดนี้ว่า สารแอมโฟเทอริก (Amphoteric species) หรือเรียกอีกชื่อหนึ่งว่าสารจำพวกแอมฟิโพรติก (Amphiprotic species) ดังตัวอย่างเช่น น้ำ สามารถรับโปรตอนกลายเป็น H3O+ และสามารถทาหน้าที่ให้โปรตอนกลายเป็น OH- เป็นต้น

**สมการแสดง น้ำ เป็นกรด**

**NH3 (l) +** H2O **(l) → +**

**สมการแสดง น้ำ เป็นเบส**

**NH4+ (aq) +** H2O **(l) → +**

**สมการแสดง HCO3- เป็นกรด**

**……………… + ………………. → +**

**สมการแสดง HCO3- เป็นเบส**

**……………… + ………………. → +**

**โจทย์ข้อที่ 8** จงพิจารณาสารต่อไปนี้ สารใดทำหน้าที่เป็นสารแอมโฟเทอริก

H2CO3 , HSO4-  , CO32-  , NO3- -, HCO3- ,HCl , ClO4- , HCN , H2PO4- , SO42-

สารแอมโฟเทอริก คือ ……………………………………………………………………………………………………

**⎋ การแตกตัวของกรดและเบส**

สารละลายกรดและเบสจัดเป็นสารละลายอิเล็กโทรไลต์ สาหรับกรดหรือเบสที่เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่เรียกว่า กรดแก่หรือเบสแก่ ส่วนกรดหรือเบสที่เป็นเล็กโทรไลต์อ่อนเรียกว่ากรดอ่อนเบสอ่อน ตามลาดับ วิธีการพิจารณากรดและเบสที่แก่กว่ามีวิธีการพิจารณาเปรียบเทียบได้สองวิธีคือ

1) เปรียบเทียบจากร้อยละการแตกตัวเป็นไอออนในตัวทำละลายชนิดเดียวกัน หรือค่า K

2) เปรียบเทียบจากโครงสร้างโมเลกุลของกรดและเบส

**◈ การแตกตัวของกรดแก่และเบสแก่** กรดแก่และเบสแก่เป็นสารอิเล็กโทรไลต์แก่ที่สามารถแตกตัวเป็นไอออนได้มากหรือแตกตัวเป็นไอออนได้อย่างสมบูรณ์ 100% จึงเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเพียงอย่างเดียว

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**โจทย์ข้อที่ 9** จงคำนวณความเข้มข้นของ Ca2+ และ OH- ในสารละลาย Ca(OH)2 เข้มข้น 0.030 M.

วิธีทำ เขียนสมการเคมีที่เกิดขึ้น

Ca(OH) 2 → Ca2+ (aq) + 2 OH- (aq) แตกตัวหมด

เริ่มต้น 0.030 M. ………….. …………………

สุดท้าย ………….. …………… ………………

**โจทย์ข้อที่ 10** ในสารละลาย HI จำนวน 3,000 cm3 มี HI ละลายอยู่ 4.5 mol จะมีไอออนใดบ้างและเข้มข้นเท่าใด

**โจทย์ข้อที่ 11** การแตกตัวของเบส Ba(OH)2 เข้มข้น 0.100 mol/dm3 ปริมาตร 100 cm3 จะมี OH- กี่โมล

ถ้าเติมน้า ให้มีปริมาตรเป็น 400 cm3 ความเข้มข้นของ OH - จะเป็นเท่าใด

**◈ การแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อน** กรดอ่อนและเบสอ่อนจัดเป็นสารอิเล็กโทรไลต์แบบอ่อน ซึ่งการ

แตกตัวจะเป็นแบบผันกลับได้โดยทั่วไปนิยมจะบอกการแตกตัวของกรด เบสจำพวกนี้เป็นร้อยละ เช่น   
 HA เป็นกรดอ่อนที่แตกตัวเป็นไอออนไม่หมด และมีภาวะสมดุลเกิดขึ้น ดังนี้

HA (aq) + H2O (l) ลูกศรสมดุล 1.png H3O+(aq) + A- (aq)

เราสามารถหาร้อยละการแตกตัวได้จากความสัมพันธ์ดังนี้

ร้อยละการแตกตัวของกรด = จำนวนโมลของกรดที่แตกตัว x 100

จำนวนโมลของกรดทั้งหมด

**โจทย์ข้อที่ 12** สารละลายกรด HB เข้มข้น 0.200 mol/dm3 แตกตัวได้เพียง 0.0500 mol/dm3 จงคำนวณหาปริมาณการแตกตัวเป็นร้อยละ

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

☑ เราสามารถเปรียบเทียบความแรงของกรดอ่อนได้โดยใช้ร้อยละการแตกตัวในสารละลายความเข้มข้นเดียวกันโดยเทียบร้อยละการแตกตัว หากร้อยละการแตกตัวมากแสดงว่าปฏิกิริยาเกิดไปข้างหน้าได้ดีมีความเป็นกรดที่แรง

**◈ ความแรงของกรดกับโครงสร้างโมเลกุล**

จากหัวข้อที่ผ่านมาเราสามารถหาความแรงของกรดได้จากเปอร์เซ็นต์การแตกตัวนอกจากนี้เราสามารถทำนายความแรงของกรดได้จากโครงสร้างโมเลกุลของสารโดยควบคุมปัจจัยต่างๆ ที่มีผลต่อความเข้มข้นให้คงที่เช่น ความเข้มข้น ตัวทำละลาย อุณหภูมิ และความเข้มข้นของสารให้เหมือนกัน แล้วพิจารณาสูตรโครงสร้างที่ได้การเปรียบเทียบจากโครงสร้างโมเลกุลพิจาณาจากความสามารถในการให้โปรตอนและรับโปรตอน ถ้าให้โปรตอนได้ง่ายแสดงว่าสารนั้นเป็น

กรดที่แรง และหากสารใดรับโปรตอนได้ดีแสดงว่าสารนั้นมีความเป็นเบสสูง ในการพิจาณาแยกพิจารณาเป็นกรดไฮโดรและ กรดออกซี ดังนี้

**1 กรดไฮโดร** คือกรดที่มีสูตรทั่วไป HX โดยที่ X คือเฮโลเจนที่เกิดเป็นกรดไบนารี เรียกกรดจำพวกนี้ว่า  
กรดไฮโดรแฮริก กรดจำพวกนี้หากเราพิจารณาที่ค่าอิเล็กโทรเนกาติวิตีระหว่าง X กับ H พบว่า F ซึ่งเป็นโมเลกุลที่มีค่า   
EN สูงที่สุดเมื่อเปรียบเทียบกับ Cl Br และ I น่าจะเป็นกรดที่แรงที่สุด แต่พบว่าเป็นกรดอ่อน เพราะพันธะมีความแข็งแรง

**2 กรดออกซี** คือ กรดที่มีสูตทั่วไป OmE(OH)n ซึ่ง E เป็นอะตอมกลาง หากสูตรโครงสร้างเดียวกันแต่อะตอมกลางต่างกันความแรงของกรดขึ้นอยู่กับสภาพทางไฟฟ้ า (Inductive effect) เราสามารถเปรียบเทียบกรดออกซีออกเป็น  
สองกลุ่มในการพิจารณาคือ

1. กรดออกซีที่มีอะตอมกลางต่างกัน แต่เป็นธาตุในหมู่เดียวกันและมีเลขออกซิเดชันเท่ากัน ความเป็นกรดเพิ่มขึ้นตามค่าอิเล็กโทรเนกาตีวิตีของอะตอมกลางที่เพิ่มมากขึ้น เช่น HClO3 และ HBrO3 โดย Cl มี  
   อิเล็กโทรเนกาตีวิตีมากกว่า Br ดังนั้นความแรงของกรดคือ HClO3 > HBrO3 และเราสามารถเปรียบเทียบความเป็นกรด HOI , HOBr และ HOCl โดยเปรียบเทียบค่าElectronegativity ได้ดังนี้

ความแรงของกรด HOI < HOBr < HOCl

2) กรดออกซีที่มีอะตอมกลางเหมือนกันแต่มีกลุ่มข้างเคียงต่างกัน ความแรงของความเป็นกรดขึ้นอยู่กับเลข  
 ออกซิเดชัน เนื่องจากออกซิเจนเพิ่มมากขึ้นทำให้ดึงอิเล็กตรอนจากอะตอมกลางไปมาก ส่งผลให้อะตอมกลาง   
 ดึงอิเล็กตรอนสูงส่งผลให้ความแข็งแรงของพันธะระหว่าง OH น้อยลงจึงมีความเป็นกรดสูง

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**โจทย์ข้อที่ 13** จงเปรียบเทียบความแรงของกรดต่อไปนี้ HIO4, HBrO4, และ HClO4

……………………………………………………………………………………………………………………………………………………..……………….

H3PO4 , H2SO4 และ HClO4 และให้เหตุผลประกอบด้วย

……………………………………………………………………………………………………………………………………………………..……………….

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**◈ ค่าคงที่การแตกตัว (Ka , Kb)**

กรดอ่อนสามารถเกิดภาวะสมดุลได้ดังนั้น เราสามารถเขียนภาวะสมดุลของกรดได้ เช่นเดียวกับภาวะสมดุลอื่นๆ ได้ดังนี้

ลูกศรสมดุล 1.png HA (aq) + H2O(l) H3O+ (aq) + A - (aq)

Ka = …………………………………….

ในสารละลายมีน้ำ อยู่ปริมาณมากเมื่อเปรียบเทียบกับปริมาณของตัวละลาย จึงถือว่าความเข้มข้นของน้า คงที่ ค่าคงที่   
 ☑ สมดุลของปฏิกิริยาจะบอกว่าปฏิกิริยาไปข้างหน้ามากน้อยเพียงใดกรดที่มีค่า Ka สูง แสดงว่าแตกตัวเป็น  
 ไอออนได้มากกว่ากรดที่มีค่า Ka ต่า ดังนั้นค่า Ka สามารถบอกความเป็นกรดของสารได้ในทำนองเดียวกับ  
 เปอร์เซ็นต์การแตกตัว

**การแตกตัวของกรดบางชนิดสามารถแตกตัวได้หลายครั้งจึงมีค่า Ka ได้หลายค่าเช่น**

Phosphoric acid (H3PO4) ซึ่งมีค่าคงที่ของการแตกตัว (Ka) สามค่า คือ

การแตกตัวครั้งที่ 1 H3PO4 (l) + H2O(l) ลูกศรสมดุล 1.png ………………………………………………………..

Ka1 =

การแตกตัวครั้งที่ 2 H2PO4 - (l) + H2O(l) ลูกศรสมดุล 1.png

Ka2 =

การแตกตัวครั้งที่ 3 ลูกศรสมดุล 1.png

Ka3 =



☑ โดยทั่วไปค่า Ka1 จะมากกว่า Ka2 ประมาณ 103 ถึง 107 เท่า ( Ka1 >>> Ka2 >>> Ka3 )

**🖂 เปรียบเทียบปริมาณไอออนต่าง ๆ** ..................................................................................................................

จะเห็นได้ว่ากรดบางชนิดสามารถแตกตัวได้หลายครั้งเรียกกรดจา พวกนี้ว่า polyprotic acid การแตกตัวของกรดตัวแรกซึ่งได้ค่า Ka จะมีค่ามากกว่าการแตกตัวครั้งที่สองและครั้งที่สาม ซึ่งแสดงให้เห็นว่ากรด polyprotic จะแตกตัวง่ายในครั้งแรก แต่จะแตกตัวครั้งที่สองและครั้งที่สามได้น้อยลงในการแบ่งชนิดของกรดอาจแบ่งตามลักษณะการแตกตัวได้ดังต่อไปนี้

1) กรดที่แตกตัวเพียงครั้งเดียว เราเรียกว่ากรด Monoprotic acid เช่น HCl, HBr, CH3COOH เป็นต้น

**เบส (ส**2) กรดที่แตกตัวสองครั้ง เรียกว่า Diprotic acid เช่น H2SO4, H2CO3 เป็นต้น

3) กรดที่สามารถแตกตัวได้สามครั้ง เรียกว่า Triprotic acid เช่น H3PO4 เป็นต้น

จากที่กล่าวมาข้างต้นเราสามารถเปรียบเทียบความเป็นกรดได้โดยเทียบค่า Ka ซึ่งจะบอกความสามารถของการแตกตัวของกรด หากค่า Ka มากแสดงว่าเป็นกรดแก่และถ้าค่า Ka น้อยแสดงว่าเป็นกรดอ่อน  **กรดอ่อนหากนำมา  
เจือจางจะส่งผลต่อร้อยละการแตกตัว แต่จะไม่ส่งผลต่อค่า Ka**

**โจทย์ข้อที่ 14** จงใช้ข้อมูลค่า Ka เปรียบเทียบความแรงของของกรดต่อไปนี้ HCN, HCOOH, HNO2, และ NH3

หากพิจารณาความเป็นกรดเบสจากการแตกตัวตามคู่กรดเบสตามนิยามของเบรินสเตดและลาวลีระหว่าง HA กับ H2O ซึ่งเขียนความสัมพันธ์ได้ดังนี้

HA (aq) + H2O (l) → H3O+ (aq) + A- (aq)

เมื่อพิจารณาปฏิกิริยาที่ดา เนินไปข้างหน้า หาก HA แตกตัวไปข้างหน้าได้มาก ดังนั้นปริมาณของ H3O+ และ A- จะมีปริมาณมาก แสดงให้เห็นว่า HA ให้โปรตอนได้ดี และ H2O รับโปรตอนได้ดีและ เมื่อพิจารณาปฏิกิริยาที่เกิดผันกลับจะเห็นได้ว่า A- รับโปรตอนจาก H3O+ ได้น้อย และ H3O+ ให้โปรตอนได้น้อยด้วย A- จึงเป็นเบสที่อ่อนกว่า H2O   
และ H3O+ เป็นกรดอ่อนกว่า HA ดังนั้นสรุปได้ว่า

**“ กรดแก่จะให้คู่เบสที่เป็นเบสอ่อน และ เบสแก่จะให้คู่กรดที่เป็นกรดอ่อน ”**

**โจทย์ข้อที่ 15** กำหนดให้ความเป็นกรดจากแก่ไปอ่อนในเบส คือ NH4+ > H2O > NH3จงบอกคู่เบสของสารทั้งสาม และเปรียบเทียบความแรงของคู่เบสของกรดทั้งสาม

**โจทย์ข้อที่ 16** กำหนดค่า Ka ของปฏิกิริยากรด-เบส ดังนี้

HF + H2O ลูกศรสมดุล 1.png H3O+ (aq) + F- (aq) Ka = 6.7 x 10-4

HCN + H2O ลูกศรสมดุล 1.png H3O+ (aq) + CN- (aq) Ka = 4.0 x 10-10

CH3COOH + H2O ลูกศรสมดุล 1.png H3O+ (aq) + CH3COO- Ka = 1.8 x 10-5

จงเปรียบเทียบลำดับความแรงของกรด สูตรของคู่เบสและความแรงของคู่เบสของกรดนั้น

ความแรงของกรด ……………………………………………………………………………………………..

ความแรงของคู่เบส ……………………………………………………………………………………………..

🞊 สาหรับค่าคงที่สมดุลของเบส ก็คิดในทานองเดียวกับค่าคงที่ของกรด ดังนี้

BOH (aq) ลูกศรสมดุล 1.png B+(aq) + OH- (aq)

Kb =

จากความสัมพันธ์ระหว่างกรดกับเบส หากสารใดมีความเป็นกรดมากแสดงว่าเป็นสารที่มีความเป็นเบสน้อยในทางกลับกัน หากสารใดมีความเป็นเบสมากแสดงว่าเป็นสารที่มีความเป็นกรดน้อย ส่วนเบสนั้นเราสามารถแบ่งประเภทตามจำนวน OH- ดังนี้

* เบสที่มี OH- หมู่เดี่ยว ได้แก่ NaOH, LiOH, และ NH4OH เป็นต้น
* เบสที่มี OH- สองหมู่ ได้แก่ Ca(OH)2,และ Mg(OH)2 เป็นต้น
* เบสที่มี OH- สามหมู่ ได้แก่ Al(OH)3, และ Fe(OH)3 เป็นต้น

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**◈ การคำนวณการแตกตัวของกรด-เบส (Ka และ Kb)**

เราสามารถคำนวณหาค่าคงที่ของกรดได้โดยใช้หลักการเดียวกับการหาค่าคงที่สมดุลทั่วไปโดยมีหลักการ  
คำนวณดังนี้

ตัวอย่าง มีกรดอ่อน HA เข้มข้น C mol/dm3 ซึ่งมีปฏิกิริยาดังนี้

HA (aq) ลูกศรสมดุล 1.png H+ (aq) + A- (aq)

[ ] เริ่มต้น C 0 0

เปลี่ยนแปลง - x +x +x

ที่สมดุล C - x +x +x

Ka = [ X2 ]

[C - X]

ในการคำนวณนั้นเราสามารถที่จะตัด X ในส่วนของ (C - X) ได้ก็ต่อเมื่อการแตกตัวของสารตั้งต้นน้อยมากๆ โดยอาจพิจารณาได้โดย หากอัตราส่วนความเข้มข้นของสารตั้งต้น (Ca) ต่อค่าคงที่การแตกตัว (Ka) มากกว่า 1000 (Ca/Ka > 1000) หรือร้อยละการแตกตัวน้อยกว่า 5 เราจะสามารถตัด X ออกได้ เพราะเนื่องจาก C มีค่ามากกว่า X มาก ๆ ดังนั้น X จึงสามารถตัดออกจากสมการได้

Ka = [ X2 ] H3O+ = √ Ka C

[Ca ]

[ X ] คือ [H3O+]

**โจทย์ข้อที่ 17** กรดโมโนโปรติกชนิดหนึ่งแตกตัวได้ 3.40 % สารละลายกรดนี้เข้มข้น 1.00 mol/dm3 จะมีความเข้มข้น  
 ของ H3O+ เท่าไร

**โจทย์ข้อที่ 18** กรดแอซิติก (CH3COOH) แตกตัวได้ 1.30% ที่อุณหภูมิปกติ สารละลายกรดเข้มข้น 0.100 mol/dm3

จะแตกตัวให้ไฮโดรเนียมไอออนและแอซิเตตไอออนกี่ mol/dm3 และมีจำนวนโมลของกรดแอซิติกที่ไม่แตกตัวอยู่ในสารละลายกี่โมล (ในสารละลาย 1 dm3)

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**โจทย์ข้อที่ 19** กรดฟอร์มิก (HCOOH) เข้มข้น 0.600 mol/dm3 แตกตัวได้ 1.80% จงคำนวณหาความเข้มข้นของ  
แต่ละสารที่ภาวะสมดุล

**โจทย์ข้อที่ 20** จงคำนวณหาความเข้มข้น H3O+ ของสารละลายกรดแอซิติกที่มีความเข้มข้น 0.500 mol/dm3 กำหนดให้ค่า Ka ของกรดแอซิติกเท่ากับ 1.80 x 10-5 mol/dm3

**โจทย์ข้อที่ 21** กรดอ่อน (HA) เข้มข้น 0.0100 mol/dm3 แตกตัวได้ร้อยละ 2.0 จงหาค่าคงที่สมดุลของกรดนี้มีค่าเท่าใด

**โจทย์ข้อที่ 22** สารละลายแอมโมเนีย เข้มข้น 0.0200 mol/dm3 จะมีความเข้มข้นของ OH - เท่าใด   
กำหนด Kb ของ NH3 = 1.80 x 10-5

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**โจทย์ข้อที่ 23** กรด CH3COOH เข้มข้น 0.500 mol/dm3 มีค่า Ka = 1.80 x 10-5 จะมีค่าร้อยละการแตกตัวเท่าใด

หากพิจารณากรด CH3COOH ซึ่งมีค่าคงที่การแตกตัว Ka = 1.80 x 10-5 ที่ความเข้มข้น 0.500 M   
และ 0.100 M พบว่าที่ความเข้มข้น 0.500 M จะมีเปอร์เซ็นต์การแตกตัว = 0.60 % และที่ความเข้มข้น 0.100 M   
มีเปอร์เซ็นต์การแตกตัว = 1.30 % สรุปได้ว่า **“ยิ่งเจือจางเท่าใด ก็ยิ่งมีเปอร์เซ็นต์การแตกตัวมากขึ้น”**

**◈ การแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| การนำไฟฟ้าของน้ำ 1.jpgสาร | การนำไฟฟ้า | |
| วัดด้วยเครื่อง ตรวจการนำไฟฟ้า | วัดด้วยแอมมิเตอร์  (μA) |
| น้ำกลั่นที่อุณหภูมิห้อง | หลอดไฟไม่สว่าง | 40 |
| น้ำกลั่นที่อุณหภูมิ 70 oC | หลอดไฟไม่สว่าง | 80 |

น้ำเป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อนมาก คือ แตกตัวได้น้อยจึงวัดด้วยเครื่องตรวจการนำไฟฟ้าธรรมดาไม่ได้   
น้ำ แต่ละชนิดจะนำไฟฟ้าได้ต่างกันเนื่องจากมีสารอื่นเจือปนอยู่ไม่เท่ากัน น้ำ เป็นสารอิเล็กโทรไลต์ที่แตกตัวได้เอง   
เป็นได้ทั้งกรดและเบส ซึ่งปรากฏการณ์ที่แตกตัวได้เองนี้จะเรียกว่า autoprotolysis หรือ self-ionization

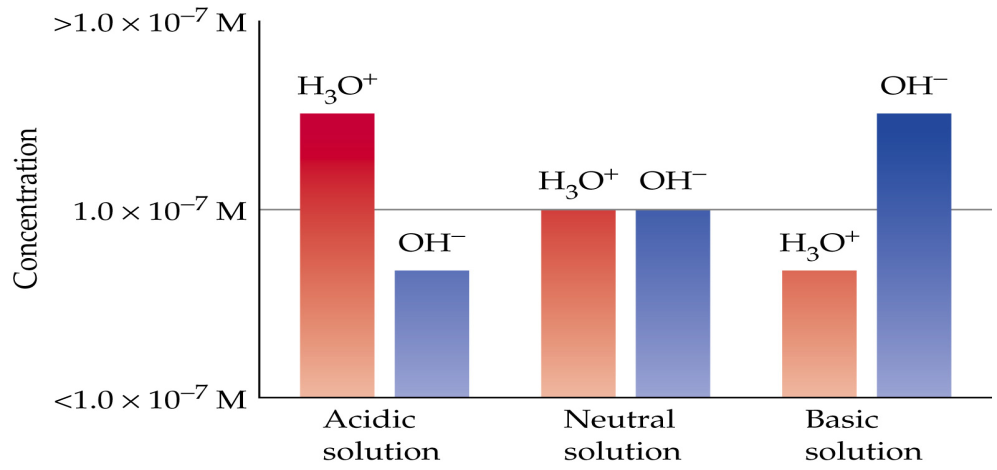
ดังสมการ H2O (l) + H2O (l) ลูกศรสมดุล 1.png H3O+ (aq) + OH-  (aq)

หรืออาจเขียนได้อีกแบบหนึ่งว่า 2 H2O (l) ลูกศรสมดุล 1.png H3O+ (aq) + OH-  (aq)

ค่าคงที่สมดุลคือ K = [ H3O+ ] [ OH- ]

[ H2O ]2

**Kw = [ H3O+ ] [ OH- ] = 1.0 x 10-14**  ที่ 25 OC

** ☑** ในสารละลายที่มีน้ำเป็นตัวทำละลาย จะมีทั้ง H3O+ และ OH- รวมอยู่ด้วยกันภายในสารละลาย เมื่อความเข้มข้นของไอออนหนึ่งเพิ่มขึ้น ความเข้มข้นอีกไอออนหนึ่งจะลดลง แต่ผลคูณของไอออนทั้งสอง จะมีค่าเท่ากับ Kw ที่ 25 OC เสมอ

**กรด เ**

**🞂 เปรียบเทียบความเข้มข้นของ H3O+ และ OH - กับความเป็นกรด เบสของสารละลาย**

**โจทย์ข้อที่ 24** น้ำมีความเข้มข้น H3O+ ไออออน = 1.0 x 10-7 mol/dm3 ถ้าเติมกรดลงไปปริมาณหนึ่งและสมมติว่า  
ที่ภาวะสมดุล ความเข้มข้นของ H3O+ ไอออนเป็น 1.0 x 10-**4**  mol/dm3 จงหาความเข้มข้นของ OH- ในสารละลาย

**โจทย์ข้อที่ 25** ถ้าละลายก๊าซ HCl หนัก 3.65 กรัม ลงในน้ำและสารละลายมีปริมาตร 5.00 dm3 จงหาความเข้มข้นของ H3O+ ไอออนและ OH- ไอออนในสารละลายนี้ (H = 1.0, Cl = 35.5)

**โจทย์ข้อที่ 26** สารละลายเบส MOH เข้มข้น 0.01 mol/dm3 จะมีความเข้มข้นของ H3O+ เท่าใด   
กำหนด Kb ของ MOH = 2.5 x 10-5

**⎋ ความสัมพันธ์ระหว่าง Ka, Kb และ Kw**

สารที่เป็นคู่กรดเบส กัน

**Ka x Kb = Kw**

**โจทย์ข้อที่ 27** จากปฏิกิริยาการแตกตัวของกรดแอซิติก (CH3COOH) ค่า Ka = 1.80 x 10-5 จงหาค่า Kb ของ CH3COO -

**โจทย์ข้อที่ 28** สารละลายกรด CH3COOH, HF, HClO และ HNO2 ความเข้มข้นเท่ากันและมีค่า Ka

ตามลำดับดังนี้ 1.75 x 10-5, 6.94 x 10-4, 2.81 x 10-8 และ 5.98 x 10-4

กรดชนิดใดมีความเป็นกรดสูงให้เรียงลำดับจากมากไปน้อย………………………………………………………………………….…………

จงเรียงลำดับความเป็นเบสของ CH3COO- , F- , ClO- และ NO2-  จากมากไปน้อย………………………………………………………

**กรด เบส (สมดุลไอออน**

**โจทย์ข้อที่ 29** สารละลายอิ่มตัวของแก๊ส H2S ในน้า ที่ 25OC มีความเข้มข้น 0.100 M จงคำนวณหาความเข้มข้นของ   
H3O+  , HS- และ S2- กำหนดให้ Ka1 = 2.5 x 10-6 และ Ka2 = 1.0 x 10-13

**คำถามชวนคิด** หากโจทย์อยากทราบความเข้มข้นเฉพาะ H+ และ S2- สามารถคำนวณจากการแตกตัวเพียงครั้งเดียวโดยรวมสมการการแตกตัวทั้งสองได้หรือไม่เพราะเหตุใด   
  
 …………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………..

**ใ.กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**◈ pH, pOH ของสารละลาย**

สารละลายในน้ำไม่ว่าเป็นกรดหรือเบสจะมี H+ และ OH- อยู่ด้วยโดยมีผลคูณของไอออนทั้งสองเท่ากับ   
1.0 x 10-**14**  ถ้าเราทราบ H+ เพียงอย่างเดียวเราสามารถที่จะบอกได้ว่าสารละลายนั้นเป็นกรด เบส หรือ กลาง จึงมี  
ผู้เสนอมาตราวัดเพื่อสะดวกในการใช้งานนั้นก็คือ pH ซึ่งผู้เสนอคือ ซอเรสซัน นักชีวเคมีชาวสวีเดนซึ่งมีความสัมพันธ์ดังนี้

pH = -log [ H3O+ ]

pOH = -log [ OH- ]

โดยที่ pH (power of Hydrogen ion concentration) ที่มีค่าน้อยกว่า 7 จะมีความเป็นกรด แต่ถ้า ค่า pH ที่ได้มีค่ามากกว่า 7 จะมีความเป็นเบส ดังนั้นถ้า pH มีค่าเท่ากับ 7 จึงมีสภาพเป็นกลางนั้นเอง ดังนั้นเราจึงมักใช้ค่า pH เพื่อบอกสภาพความเป็นกรด เบส หรือกลางของสารละลายที่วัดได้ และสะดวกต่อความเข้าใจสภาพความเป็นกรด เบส หรือกลางของสารละลาย

**โจทย์ข้อที่ 30** สารละลายไฮโดรเนียมไอออนเข้มข้น 2.0 x 10-7 mol/dm3 จะมี pH เท่าไร

**โจทย์ข้อที่ 31** สารละลายที่มีไฮดรอกไซด์ไอออน เข้มข้น 1.0 x 10-6 mol/dm3 จะมี pH เท่าไร

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**โจทย์ข้อที่ 32** สารละลาย HCl เข้มข้น 2.0 mol/dm3 และสารละลาย KOH เข้มข้น 2.0 mol/dm3 จะมี pH เท่าไร

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

☑ ในสารละลายเดียวกัน pH กับ pOH สัมพันธ์กันโดย **pH + pOH = 14**

โดยทั่วไปนอกจากสารละลายกรดและสารละลายเบสจะแตกตัวแล้ว น้ำที่อยู่ในสารละลายสามารถแตกตัวได้ด้วยโดย  
แตกตัวให้ [H+] = 10-7 และ [OH-] = 10-7 ที่เราไม่คิดเพราะถือว่าแตกตัวน้อยมากๆ แต่ถ้าสารละลายเจือจางมากๆ   
เราต้องคิดการแตกตัวของน้ำด้วยซึ่งหากสารละลายเรามีความเข้มข้นน้อยกว่า 10-6 mol/dm3 เราต้องพิจารณาการ  
แตกตัวของน้ำที่เกิดขึ้น

**โจทย์ข้อที่ 33** Ca(OH)2 เป็นเบสแก่ น้าปูนใสมี Ca(OH)2 ละลายอยู่ 0.37 g/100 cm3 จงหา pH ของสารละลายนี้  
 (Ca = 40.0, O = 16.0, H = 1.0)

**โจทย์ข้อที่ 34** นำสารละลาย HCl เข้มข้น 1.0 x 10-4 mol/dm3 จำนวน 50 cm3 เติมน้ำอีก 1200 cm3

pOH ของสารละลายนี้มีค่าเป็นเท่าใด (กำหนด log 2.5 = 0.40 ) (ตอบ pOH = 8.6)

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

เมื่อเรานาสารละลายที่มีความเป็นกรดและเบสผสมกันจะทำให้ปริมาณไฮโดรเนียมไอออน และไฮดรอกไซด์ไอออนเปลี่ยนไป ดังนั้นทำให้ความเป็นกรดเบสเปลี่ยนไป ขึ้นอยู่กับปริมาณของไฮโดรเนียมหรือไฮดรอกไซด์ไอออนที่เปลี่ยนไป   
 ◈หาก [ H3O+ ] > [ OH - ] สารละลายที่ได้มีสภาวะเป็นกรด และมีค่า pH น้อยกว่า 7

◈หาก [ H3O+ ] < [ OH - ] สารละลายที่ได้มีสภาวะเป็นเบส และมีค่า pH มากกว่า 7

**โจทย์ข้อที่ 35** เมื่อหยด สารละลาย NaOH เข้มข้น 0.100 mol/dm3 จำนวน 49.0 cm3 ลงในสารละลาย HCl เข้มข้น 0.100 mol/dm3 จำนวน 50.0 cm3 สารละลายที่เกิดขี้นจะมี pH เท่าใด (ตอบ pH = 3)

**วิธีวัด pH ของสารละลาย**

เราสามารถวัดค่า pH ของสารละลายได้หลายวิธี แต่มีสองวิธีที่ใช้วัดค่า pH ที่เป็นที่นิยมได้แก่วิธีเทียบสีและวิธีวัดความต่างศักย์โดยใช้เครื่องมือการวัด

**1. วิธีเทียบสี** เป็นวิธีที่ใช้กันโดยทั่วไป ไม่ต้องการความละเอียดของค่า pH แต่สามารถบอกได้คร่าวๆ ว่าเป็นกรด-เบสมากน้อยเพียงใด ตัวอย่างเช่น

- การใช้กระดาษลิตมัส ซึ่งจะบอกได้โดยประมาณว่าสารที่ทดสอบมีความเป็นกรดหรือเบส กระดาษลิตมัสจะทดสอบสารที่มีสภาพเป็นกรดได้ โดยจะเปลี่ยนกระดาษลิตมัสสีน้าเงินเป็นสีแดง ในขณะที่สารละลายที่เป็นเบสจะเปลี่ยนกระดาษลิตมัสจากสีแดงเป็นสีน้าเงิน

- การใช้อินดิเคเตอร์สาหรับกรด-เบส ซึ่งเป็นสารอินทรีย์มีโครงสร้างซับซ้อนเราจึงสัญลักษณ์ HIn แทนสูตรอินดิเคเตอร์ เมื่ออินดิเคเตอร์อยู่ในสารละลายแสดงสมการดังนี้

HIn (aq) + H2O (l) ลูกศรสมดุล 1.png H3O+(aq) + In- (aq)

**รูปกรด รูปเบส**

อินดิเคเตอร์ที่ใช้ในห้องปฏิบัติการ ส่วนใหญ่อยู่ในรูปสารละลาย โดยปกติใช้ความเข้มข้นประมาณร้อยละ 0.1 และใช้เพียง 2-3 หยด เช่น

เมทิลออเรนจ์ เปลี่ยนสีที่ pH 3.2 – 4.4 (แดง – เหลือง) ซึ่งหมายความว่า

ที่ pH 3.2 หรือต่า กว่า 3.2 จะมีสีแดง

ที่ pH 4.4 หรือสูงกว่า 4.4 จะมีสีเหลือง

ที่ pH ระหว่าง 3.2 ถึง 4.4 จะมีสีส้ม ซึ่งเป็นสีผสมระหว่างสีแดงกับสีเหลือง หรือสีส้มนั่นเอง

**2. วิธีวัดความต่างศักย์** วิธีนี้วัด pH ได้อย่างละเอียด โดยใช้เครื่องมือที่เรียกว่า pH meterซึ่งวัดสารละลายโดยการวัดความต่างศักย์ระหว่างขั้วไฟฟ้าสองขั้ว

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| อินดิเคเตอร์ | ช่วง pH | การเปลี่ยนสี | สีที่สังเกตได้ |
| ฟีนอล์ฟทาลีน | 8.3 - 10 | ไม่มีสี-แดงชมพู | ไม่มีสี |
| เมทิลออเรนจ์ | 3.1 - 4.4 | แดง - เหลือง | สี A |
| โบรโมไทมอลบลู | 6.2 - 7.6 | เหลือง - น้ำเงิน | เขียว |
| ฟีนอลเรด | 6.7 – 8.3 | เหลือง - แดง | ส้ม |
| เมทิลเรด | 4.4 – 6.2 | แดง-เหลือง | เหลือง |

**โจทย์ข้อที่ 36** เมื่อนำสารละลาย X มาเติมอินดิเคเตอร์ต่าง ๆ ได้ผลดงตาราง ดังนี้

สารละลาย X ควรมี pH อยู่ในช่วงใด และสี A คือสีอะไร

**ตัวอย่างที่ 37** กำหนดตาราง ชนิดของอินดิเคเตอร์ ช่วง pH และการเปลี่ยนสี ดังตาราง 1

นำสารละลายชนิดหนึ่งมาเติมอินดิเคเตอร์ต่างๆ ได้ผลดังตาราง 2

ตาราง 1 ตาราง 2

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| อินดิเคเตอร์ | ช่วง pH | การเปลี่ยนสี |  | อินดิเคเตอร์ | สีของสารละลาย |
| A | 3.1 - 4.4 | Red – yellow |  | A | Yellow |
| B | 4.4 – 6.0 | Red – yellow |  | B | Yellow |
| C | 6.0 – 7.6 | Yellow – blue |  | C | Blue |
| D | 8.3 – 10.0 | Colorless - pink |  | D | Colorless |
|  |  |  |  |  |  |

จงหาว่าสารนี้อยู่ในช่วงกรดหรือเบสและมี pH อยู่ในช่วงใด

**การหาช่วง pH ที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี**

ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี = pKI **±** 1

**โจทย์ข้อที่ 38** กรดอ่อน HA มีค่า Ka = 2 x 10-3 โดย A- มีสีเหลือง HA มีสีน้ำเงิน ถ้านำไปผสมกับกรด HB 0.1 M , Ka = 1 x 10-5 สารละลายจะมีสีใด

แนวคิด หาช่วง pH ที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี และหา pH ของสารละลายกรด HB

**ปฏิกิริยาของกรดและเบส**

ตามทฤษฎีกรดและเบสของเบรินสเตดและลาวรี กรดคือสารที่ให้โปรตอน สวนเบสคือสารที่รับโปรตอน ดังนั้นปฏิกิริยาระหว่างกรดและเบสจะเป็นปฎิกิริยาที่เกิดจากการถ่ายเทของสารทั้งสอง ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสจะได้ผลิตภัณฑ์เป็นเกลือกับน้ำ

ลูกศร 1.png HCl(aq) + NaOH(aq) NaCl(aq) + H2O (l)

ในบางครั้งอาจไม่มีน้ำ เกิดขึ้นแต่ได้เกลือเพียงอย่างเดียว เช่น

ลูกศร 1.png NH3 (g) + HCl (g) NH4Cl(s)

ปฏิกิริยาที่ที่ H3O+ จากกรดทำปฏิกิริยากับ OH- จากเบสเกิดเป็นน้ำเกิดขึ้นเราปฏิกิริยานี้ว่า **“ปฏิกิริยาสะเทิน**”

ลูกศร 1.png H3O+(aq) + OH- (aq) 2H2O (l)

**โจทย์ข้อที่ 39** จงเขียนสมการแสดงปฏิกิริยาระหว่าง สารต่อไปนี้ พร้อมแสดงสถานะของเกลือให้ถูกต้อง

ลูกศร 1.png H2SO4 (aq) + KOH (aq) ……………………………………… ……………

ลูกศร 1.png H2SO4 (aq) + Ba(OH)2 (aq) ……………………………………………………

ลูกศร 1.png CH3COOH (aq) + Ca(OH) 2 (aq) ……………………………………………………

ลูกศร 1.png H2CO3 (aq) + Mg(OH)2 ……………………………………………………

ลูกศร 1.png Zn (s) + HCl (aq) ……………………………………………………

ลูกศร 1.png Na2CO3 (aq) + AgNO3 (aq) ……………………………………………………

ลูกศร 1.png BaO (s) + H2SO4 (aq) ……………………………………………………

**ปฎิกิริยาไฮโดรไลซิส**

คำว่าไฮโดรไลซิสโดยทั่วไปหมายถึงปฏิกิริยาของสารกับน้ำ ซึ่งปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสจัดเป็นปฏิกิริยาผันกลับของปฏิกิริยาสะเทินที่เกิดขึ้นจากกรดที่ทำปฏิกิริยากับเบส

**ไฮโดรไลซิสของเกลือ** หมายถึงปฏิกิริยาของเกลือกับน้ำ แล้วทำ ให้สารละลายของเกลือนั้นมีสมบัติเป็นกรดอ่อนหรือเป็นเบสอ่อนเพราะไอออนบางชนิดที่แตกตัวออกจากเกลือเมื่อเป็นสารละลายไปทำปฏิกิริยากับน้ำแล้วให้ H3O+ หรือ OH-

◈ ไอออนที่จะเกิด ไฮโดรลิซิสได้ จะเป็นไอออน ของ..............................................................................................

เมื่อนำเกลือมาละลายน้ำ จะทำให้ pH เปลี่ยนแปลงหรือไม่นั้นเกิดจากเกลือที่เกิดขึ้นนั้นสามารถทำปฏิกิริยากับน้ำได้หรือไม่หรือไม่ เมื่อทำปฏิกิริยาแล้วทำ ให้เกิด H3O+  สารละลายจะเป็นกรด หรือเกิด OH- ขึ้น จะทำให้เกิดสภาวะที่เป็นเบสเกิดขึ้นดังตัวอย่าง เช่นเมื่อนำเกลือ CH3COONa ไปละลายน้ำ จะเกิดการเปลี่ยนแปลงดังนี้

ลูกศร 1.png เกลือแตกตัว CH3COONa(s) …………………………………………………………

ไอออนเกิดไฮโดรไลซิส ...............................................................................................................

สรุปสารละลายมีสภาพเป็น...................... เพราะ........................................

ลูกศร 1.png เกลือแตกตัว NH4Cl(s) …………………………………………………………

ไอออนเกิดไฮโดรไลซิส ...............................................................................................................

สรุปสารละลายมีสภาพเป็น...................... เพราะ........................................

ลูกศร 1.png เกลือแตกตัว NaCl(s) ………………………………………………………………………

**ก** ไอออนเกิดไฮโดรไลซิส ...............................................................................................................

สรุปสารละลายมีสภาพเป็น...................... เพราะ........................................

**☑ จากตัวอย่างสารข้างต้นเราสามารถสรุปได้ว่า**

- เกลือที่ได้จากกรดแก่เบสแก่ นำไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็นกลาง (ไม่เกิดไฮโดรไลซิส)

- เกลือที่ได้จากกรดแก่กับเบสอ่อน นำไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็น..................

- เกลือที่ได้จากกรดอ่อนกับเบสแก่ นำไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็น..................

- เกลือที่ได้จากกรดอ่อนกับเบสอ่อน นำไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็น..........................................................................

**โจทย์ข้อที่ 40** เมื่อนำเกลือเหล่านี้ไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็นกรด เบส หรือ กลาง เพราะเหตุใด

Na2CO3 ………………………………………………………………………………………

CuSO4 ……………………………………………………………………..…………………

NH4CN …………………………………………………………………….…………………

NaF ……………………………………………………………………………………………

KCN ……………………………………………………………………………………………

**โจทย์ข้อที่ 41** จงเขียนสมการแสดงปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส ของสารต่อไปนี้

KNO3 …………………………………………………………………………………….…………………………

NH4NO3 …………………………………………………………………………………………..…………………..

(NH4) 2CO3 …………………………………………………………………………………………..……………………

………………………………………………………………………………………………………………

**การคำนวณหา [ H3O+ ] และ [ OH - ] จากไฮโดรไลซิสของเกลือ**

**ไฮโดรลิซิสของสารที่เป็นคู่กรด-เบสกัน ใช้หลักการ**

**Ka x Kb = Kw**

**ดังนั้น Ka = Kw or Kb = Kw  
 Kb Ka**

**เกลือที่เป็นกรด [ H3O+ ] = Kw . Cs**

**Kb**

**เกลือที่เป็นเบส [ OH- ] = Kw . Cs**

**Ka**

**โจทย์ข้อที่ 42** จงหา pH ของสารละลาย NaHSO3 เข้มข้น 0.168 M กำหนดให้ Ka = 1.26x 10-2

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**โจทย์ข้อที่ 43** จงคำนวณหา pH และความสามารถในการเกิดไฮโดรลิซิส ของสารละลาย CH3COONa เข้มข้น   
0.100 mol/dm3 กำหนดให้ Ka ของ CH3COOH = 1.8 x 10-5 และ log 7.5 = 0.88

**การไทเทรตกรด-เบส**

การไทเทรตกรด-เบส หมายถึงกระบวนการหาปริมาณของสาร โดยทราบความเข้มข้นของกรดหรือเบสอย่างใดอย่างหนึ่ง และทราบปริมาตรของสารละลายทั้งสองชนิดที่ทำปฏิกิริยากันพอดี ก็สามารถหาความเข้มข้นของสารละลายอีกชนิดหนึ่งได้ จุดที่กรดและเบสทำกันพอดี เรียกว่า จุดสมมูล (Equivalent point) ซึ่งจุดสมมูลของกรดและเบสแต่คู่จะมี pH ที่ต่างกัน ซึ่งขึ้นอยู่กับชนิดของกรดและเบสที่ทำการไทเทรต หากไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่   
จุดสมมูลจะมี pH เท่ากับ 7 ไทเทรตระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ จุดสมมูลจะมี pH มากกว่า 7 และ ไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน จุดสมมูลจะมี pH น้อยกว่า 7

ในการไทเทรตระหว่างกรดกับเบส เราไม่ทราบว่าถึงจุดสมมูลแล้วหรือยัง หรือเกินไปแล้ว ดังนั้นเราจึงต้องอาศัยอินดิเคเตอร์เป็นตัวบอกหรือเป็นตัวสังเกตเพื่อบอกว่าควรยุติการไทเทรตเมื่อไร อาจดูจากการเปลี่ยนสีเมื่อสารทำปฏิกิริยากับอินดิเคเตอร์ หรือดูการเปลี่ยนแปลงศักย์ไฟฟ้า ที่เกิดขึ้น เราเรียกจุดนี้ว่า จุดยุติ (End Point) ซึ่งการหาจุดยุติทำได้หลายวิธีตัวอย่างเช่น

**1) การเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์** ซึ่งใช้การเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์เมื่อมีการเปลี่ยนสีเกิดขึ้น ซึ่งเป็นวิธีที่นิยมใช้ เพราะอุปกรณ์และสารเคมีหาได้ไม่ยาก และมีความประหยัด

**2) ใช้การนาไฟฟ้าของสารละลาย** สารละลายกรด เบสเป็นสารอิเล็กโตรไลต์ ดังนั้นจึงนาไฟฟ้าได้ เมื่อทำการไทเทรตจะทำให้ปริมาณสารที่สามารถแตกตัวเป็นอิเล็กโทรไลต์ได้น้อยลง ส่งผลให้การนำไฟฟ้าได้น้อยลง ซึ่งเมื่อเราดูการเปลี่ยนแปลงการนำไฟฟ้าเราก็สามารถที่จะหาจุตยุติของการไทเทรตได้

ในการไทเทรตเราต้องทราบความเข้มข้นอย่างแน่นอน ซึ่งเราเรียกสารละลายนั้นว่า **สารละลายมาตรฐาน** (Standard solution) และสารละลายที่ไม่ทราบความเข้มข้น ซึ่งเราต้องการทราบว่าความเข้มข้นของสารนั้นมีความเข้มข้นเท่าไดเราเรียกสารละลายชนิดนั้นว่า unknown solution

**สูตรคำนวณการไทเทรต CaVa = a โดย a คือ ตัวเลขหน้ากรดเมื่อดุลสมการ**

**CbVb b b คือ ตัวเลขหน้าเบสเมื่อดุลสมการ**

**โจทย์ข้อที่ 44** ถ้าใช้สารละลาย HCl เข้มข้น 0.200 mol/dm3 จำนวน 10 cm3 ทำปฏิกิริยาสะเทินกับสารละลาย NaOH จำนวน 15 cm3 จงหาความเข้มข้นของ NaOH

☑ เขียนและดุลสมการ .......

**โจทย์ข้อที่ 45** เมื่อไทเทรตสารละลาย HCN ที่ไม่ทราบความเข้มข้นกับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.100 M ปริมาตร 22.00 cm3 ปรากฏว่าใช้สารละลาย HCN ไป 55 cm3 อินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี อยากทราบว่าสารละลาย HCN ที่ใช้  
มีความเข้มข้นเท่าใด

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**โจทย์ข้อที่ 46** จะต้องใช้ Ca(OH)2 กี่กรัมในการสะเทิน กรด HCl หนัก 54.75 g ในน้ำ

**โจทย์ข้อที่ 47** ถ้านำตัวอย่างสารละลาย H2SO4 ที่ไม่ทราบความเข้มข้น จำนวน 20.0 cm3 มาไทเทรตกับสารละลาย   
 NaOH ปรากฏว่าต้องใช้สารละลาย NaOH เข้มข้น 0.100 M จำนวน 30.0 cm3 จงหาความเข้มข้นของ H2SO4

**อินดิเคเตอร์กับการไทเทรตกรด-เบส**

เมื่อกรดกับเบสทำปฏิกิริยากันค่า pH ของสารละลายจะเปลี่ยนแปลงไปเรื่อยๆ จนกระทั้งสารทำปฏิกิริยากันพอดี สารละลายจะมี pH ค่าหนึ่งจะเป็นเท่าใดนั้นขึ้นอยู่กับผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น อินดิเคเตอร์ที่จะบอกจุดยุติได้ถูกต้อง จะต้องเปลี่ยนสีในช่วง pH ที่ตรงกับ pH ของสารละลายผลิตภัณฑ์การเลือกใช้อินดิเคเตอร์ในการไทเทรตต้องศึกษาการเปลี่ยนแปลง pH จากกราฟการไทเทรตว่าที่จุดสมมูลมี pH เท่าใด และอินดิเคเตอร์ชนิดใดจะเปลี่ยนสีที่จุดยุติใกล้เคียงกับจุดสมมูลมากที่สุด

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**1. การไทเทรตกรดแก่-เบสแก่** จุดยุติ.......................................................................................................

**2. การไทเทรตกรดอ่อนกับเบสแก่** จุดยุติ.......................................................................................................

**3. การไทเทรตกรดแก่กับเบสอ่อน** จุดยุติ.......................................................................................................

**4. การไทเทรตกรดโพลีโปรติกกับเบสแก่** กรดโพลีโปรติกหมายถึงกรดที่สามารถแตกตัวให้โปรตอนได้หลายครั้ง   
 แต่ละครั้งจะมีค่าการแตกตัวเฉพาะค่าดังนั้นจุดสมมูลที่เกิดขึ้นจึงมีหลายจุดในการเลือกใช้อินดิเคเตอร์จึงควรใช้

อินดิเคเตอร์หลายชนิด

**โจทย์ข้อที่ 48 จาก**ช่วง pH ของอินดิเคเตอร์ในแบบเรียนหน้า 122 จงเลือกอินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมที่สุดในการไทเทรตระหว่างสารละลาย HA เข้มข้น 0.100 M จำนวน 50 cm3 กับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.100 M จำนวน 50 cm3กำหนดให้ ที่ 25๐C Ka ของกรด HA = 1.25 x10-10 (ได้เกลือเบส หา pH จากสูตรเกลือ)

หา mol เกลือ ที่เกิด และหา ความเข้มข้น ( C ) จากสูตร

**mol = CV**

**1000**

**แล้วหาความเข้มข้น [H3O+] จากสูตรเกลือ และหา pH ต่อไป**

**โจทย์ข้อที่ 49** เมื่อหยดสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.100 mol/dm3 จำนวน 50 cm3 ลงในสารละลาย CH3COOH เข้มข้น 0.100 mol/dm3 จำนวน 50 cm3 จงคำนวณหา pH ที่จุดสมมูล และเลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสม

(กำหนดให้ที่ 25 OC Ka ของ CH3COOH = 1.8 x 10-5 และ log 5.3 = 0.72 ) (คิดเหมือนข้อ 48)

**กรด เบส (สมดุลไอออน)**

**สารละลายบัฟเฟอร์ (Buffer solution)**

สารละลายบัฟเฟอร์ คือสารละลายที่ได้จากการผสมระหว่างกรดอ่อนกับเกลือของมัน หรือเบสอ่อนกับเกลือของมัน หน้าที่สำคัญคือเป็นสารละลายที่ใช้ในการควบคุมความเป็นกรดเบสของสารละลายเพื่อไม่ให้เปลี่ยนไปมากเมื่อเติมกรดหรือเบส ลงไปเล็กน้อย นั้นคือรักษาระดับ pH ของสารละลายไม่ให้เปลี่ยนแปลง สารละลายบัฟเฟอร์แบ่งออกเป็น  
สองชนิดได้แก่

1) สารละลายบัฟเฟอร์ของกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อน (Acid buffer solution) สารบัฟเฟอร์แบบนี้มี pH < 7 ซึ่งเป็นบัฟเฟอร์เป็นกรด เช่น

CH3COOH + ……………………………. , HCOOH + ………………………………

HCN + …………………………………… , H2CO3 + …………………………………

2) สารละลายบัฟเฟอร์ของเบสกับเกลือของเบสอ่อน (Basic buffer solution) สารละลายบัฟเฟอร์แบบนี้มี pH > 7 เป็นเบส เช่น

NH3 + ………………………………….. NH4OH + ……………………..

Fe(OH)2 + ……………………………. Al(OH)3 + …………………………….

**การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์**

1. **เตรียมโดยตรง คือ นำกรดอ่อน + เกลือกรดอ่อน หรือ เบสอ่อน + เกลือเบสอ่อน**
2. **เตรียมโดยอ้อม คือ นำกรด เบส หรือเกลือทำปฏิกิริยากันโดยให้สารหนึ่งเหลือ   
   (ตัวที่อ่อนหลือ) มี 4 วิธี คือ**

2.1 นำกรดแก่ + เบสอ่อน (มากเกินพอ) เช่น

2.2 นำเบสแก่ + กรดอ่อน (มากเกินพอ) เช่น

2.3 นำกรดแก่ + เกลือกรดอ่อน (มากเกินพอ)

2.4 นำเบสแก่ + เกลือเบสอ่อน (มากเกินพอ)

**โจทย์ข้อที่ 50** พิจารณาจากสารต่อไปนี้

1. H3PO4 (aq) + NaH2PO4 (aq) 2. NaCl(aq) + HCl (aq) 3. NH3 (aq) + KCN(aq)

4. NH4NO3(aq) + NH3 (aq) 5. NaHCO3(aq) + H2CO3(aq)

6. HNO3 (aq) 0.2 M. 20 cm3 + HCN(aq) 0.2 M. 40 cm3

7. KOH(aq) 0.2 M. 20 cm3 + NH4OH (aq) 0.15 M. 20 cm3

8. HI (aq) 0.5 M. 30 cm3 + NH4OH (aq) 0.5 M. 60 cm3

☑ สารผสมในข้อใด เมื่อเติมกรดหรือเบสจำนวนเล็กน้อยลงไป ค่า pH จะเปลี่ยนไปน้อยมาก.......................................

**โจทย์ข้อที่ 51** พิจารณาจากสารต่อไปนี้

1. ละลาย KCl 1 mol และ HCl 1 mol ในน้ำปริมาตร 1 dm3
2. ละลาย NaOH 0.5 mol และ CH3COOH 1 mol ในน้ำปริมาตร 1 dm3
3. ผสม HCl 1 mol/ dm3 จำนวน 40 cm3 กับ KOH 2 mol/ dm3 จำนวน 20.05 cm3
4. ผสม HCl 1 mol/ dm3 จำนวน 50 cm3 กับ CH3COONa 1 mol/ dm3 จำนวน 25 cm3

สารละลายผสมข้อใดเป็นกรด และไม่ใช่สารละลายบัฟเฟอร์

1. ก และ ข เท่านั้น 2. ก และ ง เท่านั้น 3. ก ข และ ง 4. ข ค และ ง

**โจทย์ข้อที่ 52** สารละลายผสมในข้อใด pH จะเปลี่ยนแปลงน้อยที่สุด เมื่อเติม HCl 0.1 mol/ dm3 จำนวน 0.5 cm3

1. HCOOH 0.1 mol/ dm3 , 20 cm3 และ NaOH 0.2 mol/ dm3 , 10 cm3
2. HI 0.1 mol/ dm3 , 10 cm3 และ KI 0.2 mol/ dm3 , 10 cm3
3. CH3COOK 0.1 mol/ dm3 , 20 cm3 และ HCl 0.1 mol/ dm3 , 10 cm3
4. NH4Cl 0.2 mol/ dm3 , 10 cm3 และ HCl 0.1 mol/ dm3 , 10 cm3

**การคำนวณเกี่ยวกับสารละลายบัฟเฟอร์**

[H3O+] = Ka [กรด]  
 [เกลือ]

[OH-] = Kb [เบส]  
 [เกลือ]

◈ ความเข้มข้น จะต้องเป็นความเข้มข้นตอนเป็นบัฟเฟอร์

pH = pKa + log [เกลือ]

-[กรด]

🞊 ถ้า -[กรด] =[เกลือ]pH = pKa

**โจทย์ข้อที่ 53** จงหา pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ซึ่งเกิดจากเติม CH3COOH จำนวน 0.35 โมล และ CH3COONa จำนวน 0.35 โมล ลงในน้ำแล้วทำเป็นสารละลาย 0.60 ลิตร (Ka ของ CH3COOH = 1.8 x10-5)

**โจทย์ข้อที่ 54** จงหา pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ซึ่งประกอบด้วยสารละลาย HCN เข้มข้น 0.400 M และสารละลาย NaCN เข้มข้น 0.200 M กำหนด Ka ของ HCN = 4 x10-10

**โจทย์ข้อที่ 55** ผสมสารละลาย CH3COOH 0.6 M. จำนวน 50 cm3 กับ CH3COONa 0.4 M. จำนวน 150 cm3

ถ้า Ka ของ CH3COOH = 1.6 x 10-5 จงหา pH ของสารละลายผสมนี้ (5.097)

**โจทย์เรื่องปฏิกิริยากรด-เบส**

56. ผสมสารละลาย H2SO4 0.2 M. จำนวน 50 cm3 กับสารละลาย NH3  0.1 M. จำนวน 150 cm3 ถ้า

Kb ของ NH3 = 1.6 x 10-5 จงหาpH ของสารละลายผสมนี้ (เหลือกรดแก่)

57. เติมสารละลาย KOH 0.4 M. , 300 cm3 กับสารละลาย HF 0.6 M. จำนวน 500 cm3 แล้วเติมน้ำลงไป  
 อีก 200 cm3 ถ้า Ka ของ HF = 1.0 x 10-6 จงหาpH ของสารละลายผสมนี้ ( log 1.5 = 0.18 )  
 (ได้เกลือกรดอ่อน เป็นบัฟเฟอร์กรด)

**หลักการคำนวณเกี่ยวกับปฏิกิริยากรด-เบส**

**สารละลาย + สารละลาย ทำปฏิกิริยากัน  
 กรด เบส**

**เขียนและดุลสมการ หาอัตราส่วน โมลกรด : โมลเบส และ โมลเกลือ ที่เกิด**

**เช่น 2 HNO3(aq) + Ca(OH)2(aq) → Ca(NO3)2(aq) + 2H2O(l)**

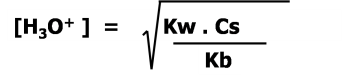
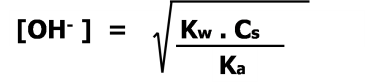
**หาโมลของ กรด เบส  
 จาก โมล = C V ทราบว่า กรดหรือเบสเหลือ หรือหมดพอดี   
 1000 และเกิดเกลือ กี่โมล**

**เปลี่ยน โมล ของเกลือที่เกิด หรือกรด เบสที่เหลือ ในปฏิกิริยา  
 เป็น ความเข้มข้น (C ) จากสูตรเดิม**

**โดย ปริมาตร (V) เป็นปริมาตร รวม กรด+เบส**

**พิจารณา**

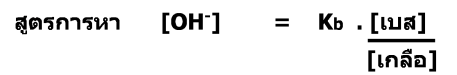
1. **กรด และเบส ทำปฏิกิริยาหมดพอดี ให้คำนวณจากการ แตกตัวของเกลือ (ไฮโดรลิซิส)**

** หรือ**

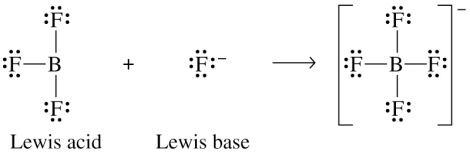
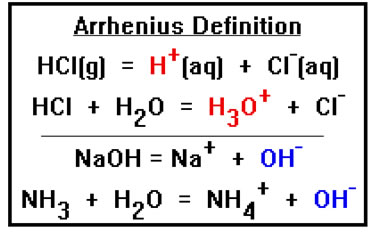
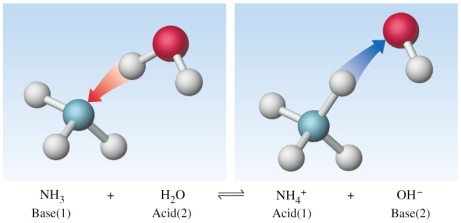
**2. กรดแก่ หรือเบสแก่ เหลือ ให้คำนวณจากการแตกตัวของกรดแก่หรือเบสแก่ ที่เหลือ   
 (จากเกลือ ไม่ต้องคิด) (กรดแก่ เบสแก่ แตกตัวหมด)**

**3. กรดอ่อนหรือเบสอ่อน เหลือ + เกลือที่เกิด จะได้บัฟเฟอร์ ให้คำนวณจากสูตรบัฟเฟอร์**

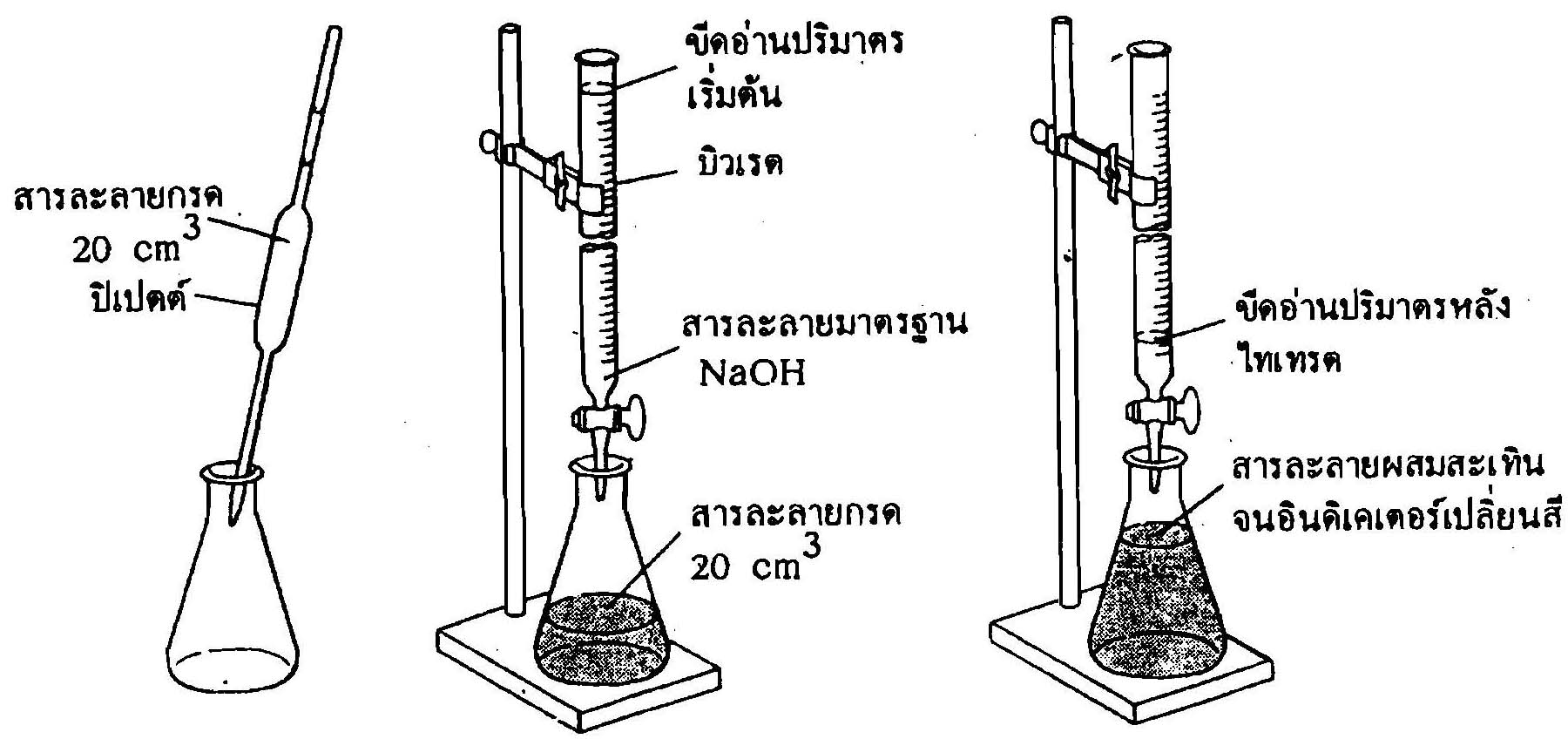
****

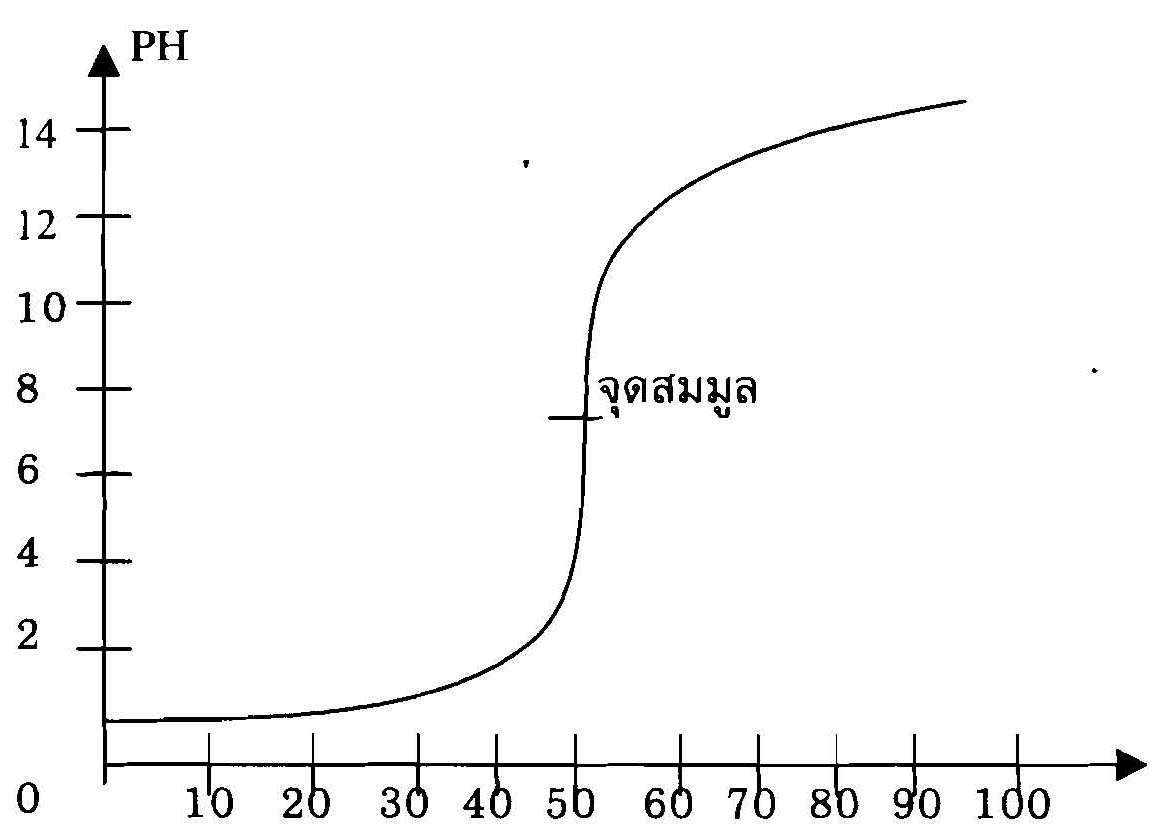
** หรือ**

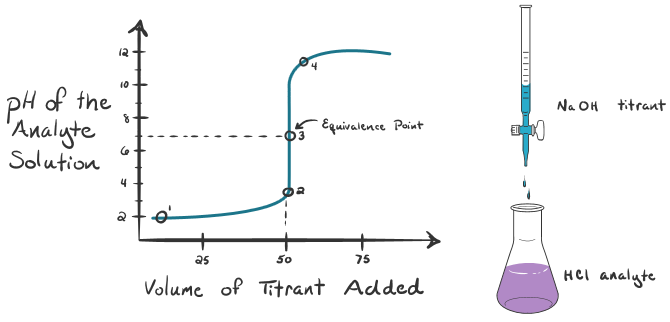
**สรุปเนื้อหาเรื่อง กรด - เบส**

 ▷ สารที่ละลายในน้ำแล้วแตกตัวเป็นไอออนและนำไฟฟ้าได้ จัดเป็น **สารอิเล็กโทรไลต์**   
 ส่วนสารที่ไม่แตกตัวและไม่นำไฟฟ้า จัดเป็น **สารนอนอิเล็กโทรไลต์**  
 ▷ สารละลายที่มีไอออนและนำไฟฟ้าได้ เรียกว่า **สารละลายอิเล็กโทรไลต์**   
 ส่วนสารละลายที่ไม่มีไอออนและไม่นำไฟฟ้า เรียกว่า **สารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์**  
 ▷ สารละลายที่นำไฟฟ้าได้ดี จัดเป็น **สารละลายอิเล็กโทรไลต์แก่**   
 ส่วนสารละลายที่ **นำไฟฟ้าได้น้อย** จัดเป็น **สารละลายอิเล็กโทรไลต์อ่อน** ▷ สารละลายที่นำไฟฟ้าได้ **อาจมีสมบัติเป็นกรด เบส หรือเป็นกลาง**  
 ▷ ไอออนที่ แสดงสมบัติของ **กรด** คือ H3O+ (ไฮโดรเนียมไอออน)   
 ส่วนไอออนที่แสดงสมบัติของ **เบส** คือ OH – (ไฮดรอกไซด์ไอออน) ▷ **ทฤษฎี กรด- เบส อาร์เรเนียส**   
 กรด คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ **H +**   
 เบส คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ **OH –** ▷ **ทฤษฎีกรด -เบส เบรินสเตด - ลาวรี**   
 กรด คือสารที่ **ให้โปรตอน** แก่สารอื่น  
 เบส คือ สารที่ **รับโปรตอน** จากสารอื่น▷ **ทฤษฎี กรด- เบส ลิวอิส**   
 กรด คือสารที่ **รับคู่อิเล็กตรอน**  
 เบส คือ สารที่ **ให้คู่อิเล็กตรอน**

▷ สารบางชนิดให้และรับโปรตอนได้จึงเป็นได้ทั้งกรดและเบส ตาม ทฤษฎีกรด -เบส เบรินสเตด - ลาวรี   
 เรียกว่า **สารแอมโฟเทอริก**  
 ▷ โมเลกุลหรือไอออนที่เป็นคู่ กรด-เบสกันจะมี **โปรตอนต่างกันอยู่ 1 โปรตอน** ( คู่กรดมีมากกว่า)  
 ▷ **กรดแก่และเบสแก่** แตกตัวเป็นไอออนในน้ำได้มากที่สุดหรือแตกตัวได้หมด เกิดการเปลี่ยนแปลงไปข้างหน้า  
 เพียงอย่างเดียว จัดเป็นอิเล็กโทรไลต์แก่  
 ▷ กรดอ่อนและเบสอ่อน **แตกตัวได้น้อยหรือแตกตัวได้บางส่วน จัดเป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน** ในสารละลาย  
 จึงมีโมเลกุลของสารเป็นส่วนใหญ่กับไอออนจากการแตกตัวเป็นส่วนน้อย และมีภาวะสมดุลเกิดขึ้นระหว่าง  
 โมเลกุลกับไอออน  
 ▷ ปริมาณการแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อน อาจบอกเป็นร้อยละหรือค่าคงที่การแตกตัวของกรดหรือเบส  
 ▷ ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อน สามารถใช้เปรียบเทียบปริมาณการแตกตัวของกรดอ่อนหรือ  
 เบสอ่อน ใช้คำนวณหา [ H3O+] และ [ OH –] ในสารละลายกรดหรือเบส  
 ▷ ความสามารถในการแตกตัวของกรดหรือเบส คือ **ความแรงของกรดหรือเบส** นั้น กรดแก่หรือเบสแก่  
 มีความแรงสูงกว่ากรดอ่อนหรือเบสอ่อน  
 ▷ น้ำแตกตัวได้เป็น H3O+ กับ OH – น้อยมาก ปริมาณการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำขึ้นกับ **อุณหภูมิ**  
 ▷ ที่อุณหภูมิ 25 องศาเซลเซียส น้ำบริสุทธิ์แตกตัวให้ [ H3O+] และ [ OH –] อย่างละ 1.0 x 10-7 mol/dm3   
 และมีค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ (Kw) เท่ากับ 1.0 x 10-14   
 ▷ การเติมกรดหรือเบสลงในน้ำเป็นการรบกวนภาวะสมดุลของน้ำ ทำให้ [ H3O+] หรือ [ OH –] เปลี่ยนแปลง  
 สัดส่วนที่จะรักษาค่าคงที่การแตกตัวของน้ำให้เท่ากับ **1.0 x 10-14 เสมอ**

  
▷ การบอกความเป็นกรด- เบส ของสารละลาย อาจใช้ความเข้มข้นของ H3O+ หรือ OH – เป็นเกณฑ์ได้ แต่เพื่อ  
 ความสะดวก **นิยมระบุเป็นค่า pH**  
▷ เมื่อทราบความเข้มข้นของ H3O+ ในสารละลาย สามารถคำนวณหา pH ของสารละลายได้โดยใช้ความสัมพันธ์   
 pH = - log [ H3O+]   
▷ pH ของสารละลายอาจวัดด้วยพีเอชมิเตอร์ กระดาษ pH หรือใช้อินดิเคเตอร์  
▷ สารละลายในสิ่งมีชีวิตจะมี pH เป็นค่าเฉพาะ ซึ่งเปลี่ยนแปลงได้เพียงเล็กน้อย  
▷ ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสเป็นปฏิกิริยาที่มีการถ่ายโอนโปรตอนระหว่าง **H3O+ กับ OH –**  
▷ ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส กรดหรือเบสกับสารบางชนิด จะได้ผลิตภัณฑ์ คือ   
 **เกลือกับน้ำ หรือเกลือเพียงอย่างเดียว**   
▷ เกลือ เป็น**สารประกอบไอออนิก**ซึ่งประกอบด้วยไอออนบวกกับไอออนลบ เกลือมีทั้งที่ละลายได้ในน้ำ  
 และไม่ละลายในน้ำ  
▷ เกลือที่ละลายในน้ำ บางชนิดเกิดปฏิกิริยากับน้ำได้สารละลายที่มีสมบัติเป็น **กรด เบส หรือ เป็นกลาง**   
 ปฏิกิริยานี้เรียกว่า **ปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส**▷ **การไทเทรต** เป็นกระบวนการหาปริมาณของสารในสารละลายตัวอย่างที่ทราบปริมาตร ซึ่งทำปฏิกิริยา  
 พอดีกับสารละลายมาตรฐานที่ทราบความเข้มข้นและปริมาตรแน่นอน

▷ **จุดยุติ** เป็นภาวะที่ถือว่ากรดและเบส  
 ทำปฏิกิริยาพอดีกัน จุดยุติอาจพิจารณา  
 ได้จากการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์  
  
 ▷ ภาวะที่กรดและเบสทำปฏิกิริยาพอดีกัน  
 หรือภาวะที่ H3O+ ทำปฏิกิริยาพอดีกับ OH –   
 ด้วยจำนวนโมลเท่ากัน เรียกว่า **จุดสมมูล**  
▷ จุดยุติและจุดสมมูลอาจเป็นภาวะที่ใกล้เคียงกันหรือภาวะเดียวกันได้ถ้าเลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสม  
▷ ขณะไทเทรต กรด - เบส pH ของสารละลายจะเปลี่ยนแปลงไป เมื่อนำค่า pH ของสารละลายกับปริมาตร  
 ของกรดหรือเบสที่เติมลงไปมาเขียนกราฟ จะได้ **กราฟของการไทเทรต**

▷ จุดสมมูลหาได้จากกราฟของการไทเทรต โดยแบ่งครึ่ง  
 ช่วงที่ชันที่สุดของกราฟ  
▷ ณ จุดสมมูล สามารถบอกค่า pH และปริมาตรของ  
 สารละลายกรดหรือเบสที่เติมลงไปได้ โดยลากเส้น  
 จากจุดสมมูลให้ตั้งฉากกับแกนตั้งและแกนนอนของกราฟ ตามลำดับ  
▷ การไทเทรตสามารถนำไปใช้หาปริมาณสารองค์ประกอบที่มีอยู่ในสารบางชนิดได้

▷ สารละลายบางชนิดที่สามารถควบคุม pH ไว้ได้เมื่อเติมกรดหรือเบสลงไปเพียงเล็กน้อย เรียกว่า  
 **สารละลายบัฟเฟอร์**▷ **สารละลายบัฟเฟอร์** คือ สารละลายที่ประกอบด้วยกรดอ่อนกับเกลือของกรดนั้น หรือ เบสอ่อนกับ  
 เกลือของเบสนั้น หรือ ประกอบด้วยกรดอ่อนกับคู่เบสของกรดนั้น หรือประกอบด้วยเบสอ่อนกับ  
 คู่กรดของเบสนั้น และสารที่เป็นคู่กรดเบสนั้นจะต้องมีปริมาณมากพอทั้งคู่  
▷ ระบบบัฟเฟอร์ทั้งในธรรมชาติและในสิ่งมีชีวิต ซึ่ง **มีความสำคัญต่อการดำรงชีวิต**  
  
 **ผังมโนทัศน์ กรด - เบส**

**กรด - เบส**

**เอกสารอ้างอิง**

1. ทบวงมหาวิทยาลัย, **เคมี 1**, ตามโครงการปรับปรุงหลักสูตรวิทยาศาสตร์ระดับมหาวิทยาลัย

สานักพิมพ์อักษรเจริญทัศน์, กรุงเทพมหานคร, 2533.

2. ทบวงมหาวิทยาลัย, **เคมี 2**, ตามโครงการปรับปรุงหลักสูตรวิทยาศาสตร์ระดับมหาวิทยาลัย

สานักพิมพ์อักษรเจริญทัศน์, กรุงเทพมหานคร, 2533.

3. สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี, กระทรวงศึกษาธิการ, **หนังสือเรียน**

**สาระการเรียนรู้พื้นฐานและเพิ่มเติม เคมี เล่ม 3**, หลักสูตรการศึกษาขั้นพื้นฐาน พุทธศักราช 2544 พิมพ์ครั้งที่หนึ่ง ปี 2547, โรงพิมพ์คุรุสภาลาดพร้าว, กรุงเทพมหานคร.

4. Chang, R., **Chemistry**, McGraw-Hill, New York, 9th ed., 2007.

5. Miessler, G.L., and Tarr, D.A., **Inorganic Chemistry**, Prentice Hall, New Jersey, 3rd ed.,

2004.

6. Whitten, K.W., Davis, R.E., Peck, M.L., and Stanley, G.C., **General Chemistry**,

Thomson Brooks/Cole, California, 7th ed., 2004.\_\_