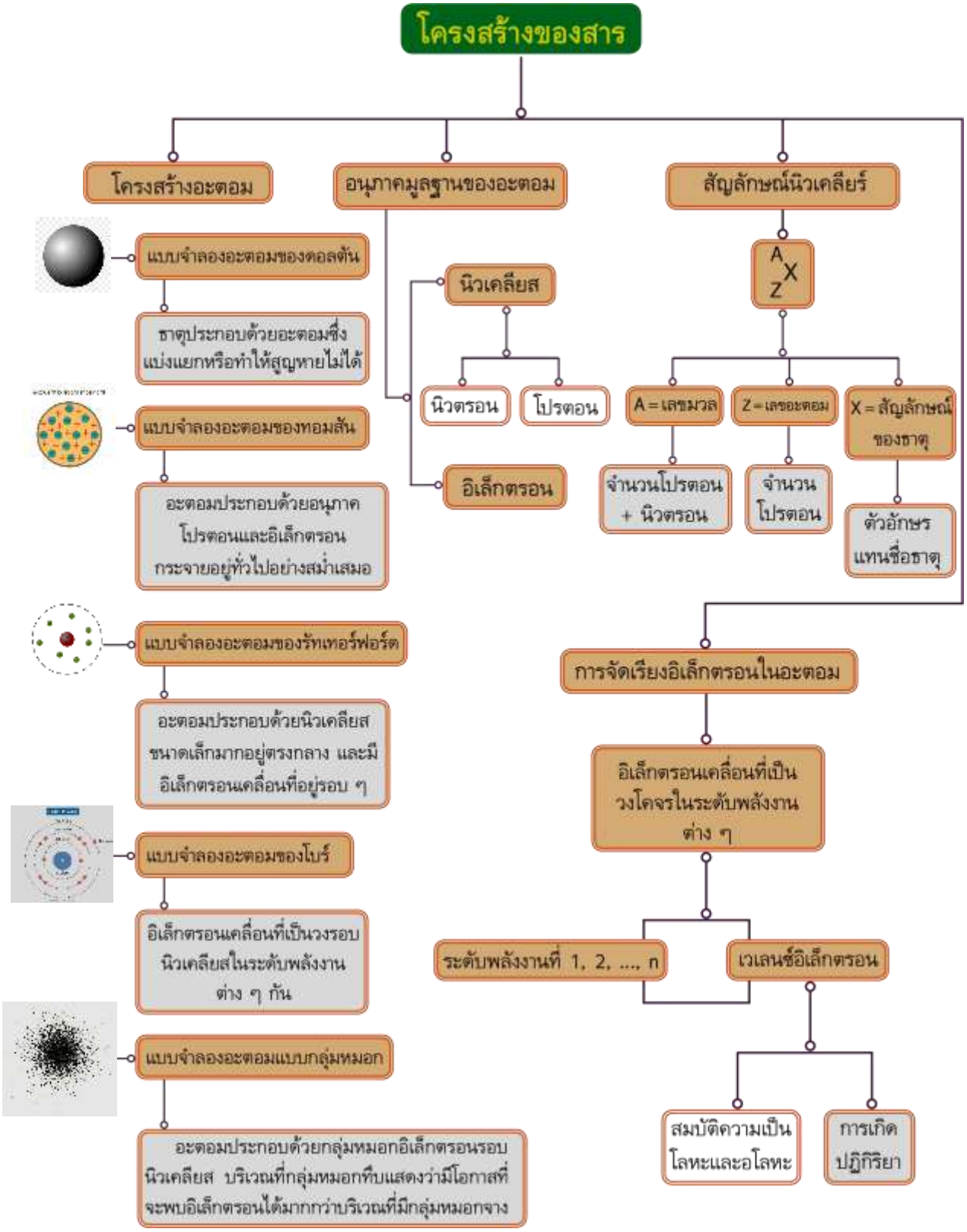
# สรุปก่อนสอบกลางภาควิทย์4




https://www.chemistrylearner.com/wp-content/uploads/2022/01/Bohr-Model.jpg

# Summary
## โครงสร้างอะตอมและตารางธาตุ

### แบบจำลองอะตอม

วิวัฒนาการของแบบจำลองอะตอมสามารถสรุปได้ ดังนี้

ภาพที่ 1.41 วิวัฒนาการของแบบจำลองอะตอม
ที่มา : คลังภาพ อจท.

**แบบจำลองอะตอมของดอลตัน**
เป็นทรงกลมตัน มีขนาดเล็กที่สุด ไม่สามารถแบ่งแยกได้

**แบบจำลองอะตอมของทอมสัน**
เป็นทรงกลม ประกอบด้วยโปรตอนซึ่งมีประจุบวก และอิเล็กตรอนซึ่งมีประจุลบกระจายอยู่อย่างสม่ำเสมอ

**แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด**
เป็นทรงกลม ประกอบด้วยนิวเคลียสที่มีประจุบวกอยู่ตรงกลางอะตอม โดยมีอิเล็กตรอนที่มีประจุลบวิ่งอยู่รอบ ๆ นิวเคลียส

**แบบจำลองอะตอมของโบร์**
เป็นทรงกลม ประกอบด้วยนิวเคลียสอยู่กลางอะตอม โดยมีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่อยู่โดยรอบอะตอมเป็นระดับชั้นพลังงาน

**แบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก**
เป็นทรงกลม ประกอบด้วยนิวเคลียสอยู่กลางอะตอม และอิเล็กตรอนเคลื่อนที่อยู่รอบ ๆ นิวเคลียส ไม่มีทิศทางที่แน่นอน

### องค์ประกอบของอะตอม

อะตอมประกอบด้วยอนุภาคโปรตอนและนิวตรอนรวมกันอยู่ภายในนิวเคลียส และมีอนุภาคอิเล็กตรอนเคลื่อนที่อยู่รอบ ๆ

◀ ภาพที่ 1.42 องค์ประกอบของอะตอม
ที่มา : คลังภาพ อจท.

**สัญลักษณ์นิวเคลียร์**
คือ สัญลักษณ์ที่แสดงชนิดของธาตุ เลขมวล และเลขอะตอมของธาตุ เขียนแทนได้ ดังนี้

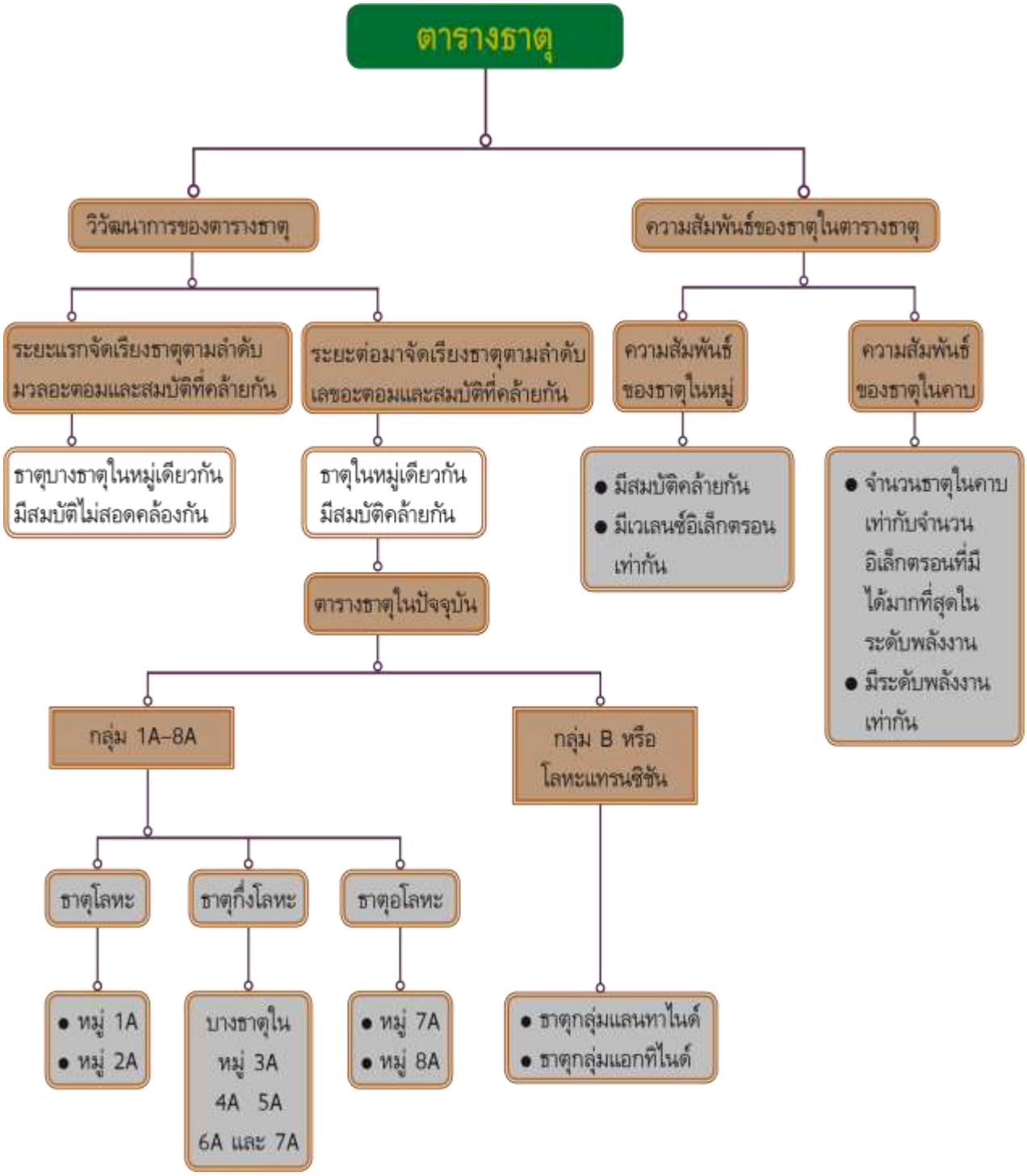
**เลขมวล (mass number)**
เป็นตัวเลขที่แสดงผลรวมของจำนวนโปรตอนและนิวตรอน

**สัญลักษณ์ของธาตุ**

**เลขอะตอม (atomic number)**
เป็นตัวเลขที่แสดงจำนวนโปรตอน

▲ ภาพที่ 1.43 สัญลักษณ์นิวเคลียร์
ที่มา : คลังภาพ อจท.

- **ไอออน** คือ ธาตุที่มีจำนวนอิเล็กตรอนกับจำนวนโปรตอนไม่เท่ากัน
  - **ไอออนลบ** คือ ธาตุที่มีจำนวนอิเล็กตรอนมากกว่าจำนวนโปรตอน
  - **ไอออนบวก** คือ ธาตุที่มีจำนวนอิเล็กตรอนน้อยกว่าจำนวนโปรตอน
- **โมเลกุล** คือ อนุภาคที่เล็กที่สุดของธาตุหรือสารประกอบที่เกิดจากอะตอมอย่างน้อย 2 อะตอมมารวมกันและจัดเรียงตัวอย่างแน่นอน
- **ไอโซโทป** คือ อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันที่มีจำนวนโปรตอนเท่ากัน แต่มีจำนวนนิวตรอนแตกต่างกัน


ตารางธาตุ
วิวัฒนาการของตารางธาตุ
ความสัมพันธ์ของธาตุในตารางธาตุ
ระยะแรกจัดเรียงธาตุตามลำดับมวลอะตอมและสมบัติที่คล้ายกัน
ระยะต่อมาจัดเรียงธาตุตามลำดับเลขอะตอมและสมบัติที่คล้ายกัน
ความสัมพันธ์ของธาตุในหมู่
ความสัมพันธ์ของธาตุในคาบ
ธาตุบางธาตุในหมู่เดียวกันมีสมบัติไม่สอดคล้องกัน
ธาตุในหมู่เดียวกันมีสมบัติคล้ายกัน
● มีสมบัติคล้ายกัน
● มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากัน
● จำนวนธาตุในคาบเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนที่มีได้มากที่สุดในระดับพลังงาน
● มีระดับพลังงานเท่ากัน
ตารางธาตุในปัจจุบัน
กลุ่ม 1A–8A
กลุ่ม B หรือโลหะแทรนซิชัน
ธาตุโลหะ
ธาตุกึ่งโลหะ
ธาตุอโลหะ
● หมู่ 1A
● หมู่ 2A
บางธาตุในหมู่ 3A 4A 5A 6A และ 7A
● หมู่ 7A
● หมู่ 8A
● ธาตุกลุ่มแลนทาไนด์
● ธาตุกลุ่มแอกทิไนด์

## วิวัฒนาการของการสร้างตารางธาตุ

**โยฮันน์ เดอเบอไรเนอร์**

**กฎชุดสาม** : เมื่อจัดเรียงธาตุตามมวลอะตอมจากน้อยไปหามาก มวลอะตอมของธาตุที่อยู่ตรงกลางจะเป็นค่าเฉลี่ยของมวลอะตอมของธาตุตัวบนและตัวล่าง

**ดิมิทรี อิวาโนวิช เมนเดเลเอฟ** ①

**กฎพิริออดิก** : เมื่อนำธาตุมาเรียงลำดับตามน้ำหนักที่เพิ่มขึ้น จะได้กลุ่มของธาตุที่มีสมบัติทางเคมีและสมบัติทางกายภาพเป็นชุด ๆ

**จอห์น นิวแลนด์**

**กฎออกเตต** : ถ้านำธาตุมา 8 ธาตุ แล้วจัดเรียงธาตุตามมวลจากน้อยไปหามาก ธาตุตัวที่ 8 จะมีสมบัติคล้ายคลึงกับธาตุตัวที่ 1 เสมอ

**เฮนรี โมสลีย์**

**จัดเรียงธาตุตามเลขอะตอม** เนื่องจากสมบัติต่าง ๆ ของธาตุมีความสัมพันธ์กับโปรตอนในนิวเคลียสหรือเลขอะตอมมากกว่ามวลอะตอม และเป็นตารางธาตุที่ใช้ถึงปัจจุบัน

▲ ภาพที่ 1.44 วิวัฒนาการของการสร้างตารางธาตุ
*ที่มา : คลังภาพ อจท.*

## สมบัติของธาตุ

**ธาตุโลหะ**

- มีสถานะเป็นของแข็ง (ยกเว้นปรอทเป็นของเหลว)
- มีจุดเดือด จุดหลอมเหลว และความหนาแน่นสูง
- นำไฟฟ้าและความร้อนได้ดีมาก

**ธาตุอโลหะ**

- มีทั้ง 3 สถานะ
- มีจุดเดือด จุดหลอมเหลว และความหนาแน่นต่ำ
- ไม่นำไฟฟ้าและความร้อน (ยกเว้นแกรไฟต์สามารถนำไฟฟ้าได้)

**ธาตุกึ่งโลหะ**

- มีสถานะเป็นของแข็ง
- มีจุดเดือด จุดหลอมเหลว และความหนาแน่นสูง
- นำไฟฟ้าได้

# ไอโซโทป,ไอโซโทน,ไอโซบาร์,ไอโซอิเล็กทรอนิก

ไอโซโทป : ธาตุที่มีจำนวนโปรตรอนเท่ากัน แต่นิวตรอนต่างกัน

ไอโซโทน : ธาตุที่มีนิวตรอนเท่ากัน แต่โปรตรอนต่างกัน

ไอโซบาร์ : ธาตุที่มีเลขมวลเท่ากัน แต่เลขอะตอมต่างกัน

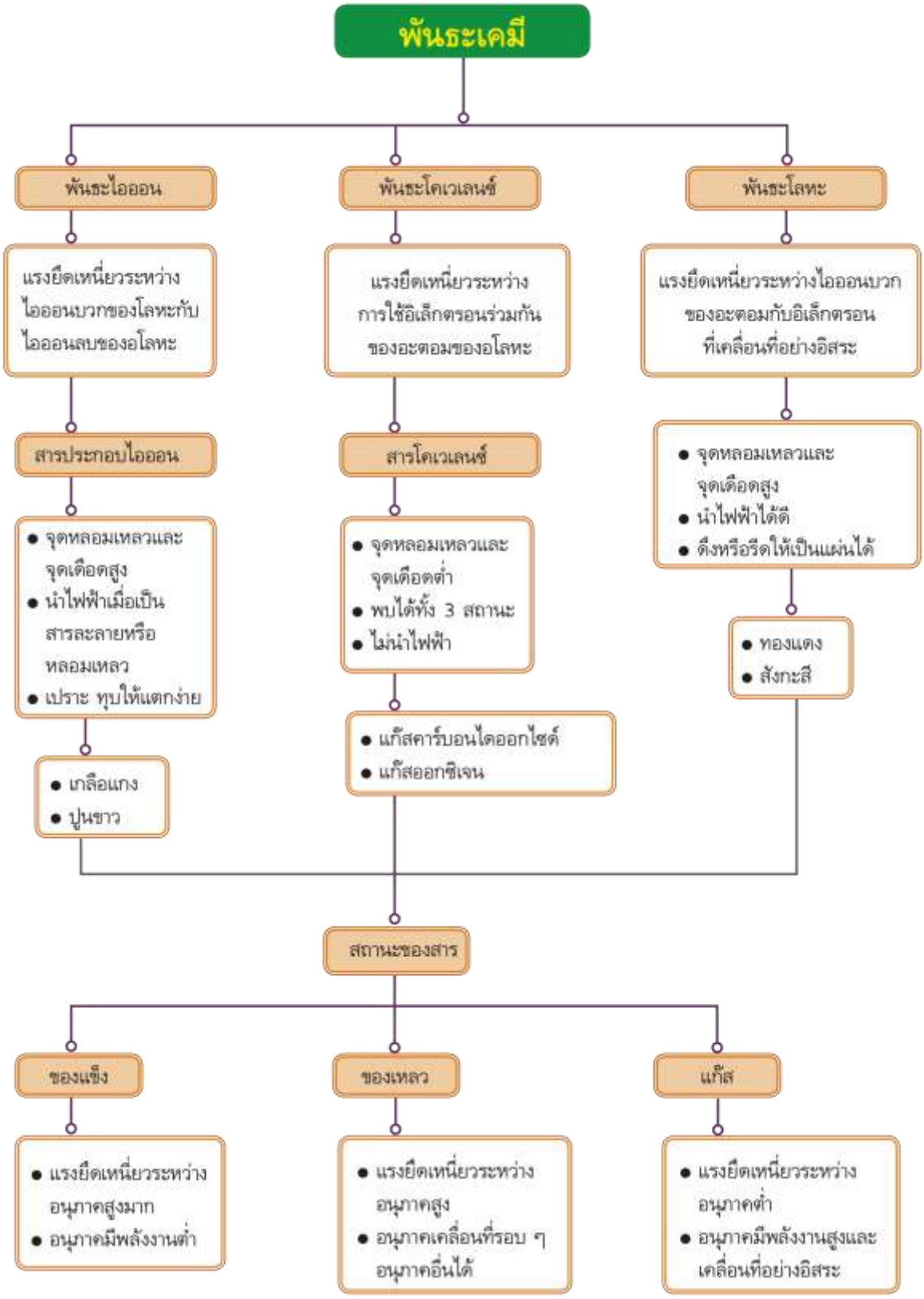
ไอโซอิเล็กทรอนิก : ธาตุ / ไอออนที่มีจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากัน

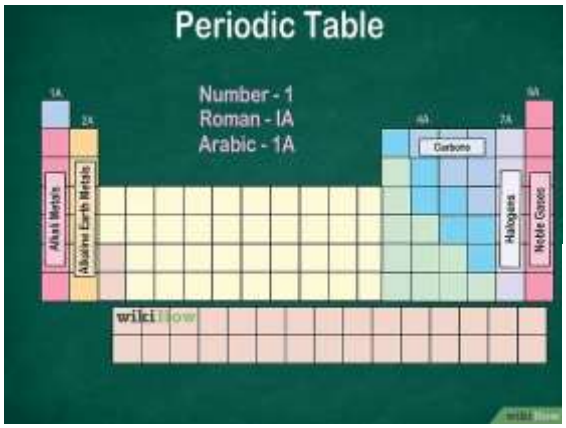
# ตารางธาตุ

1. ธาตุทางซ้าย & ตรงกลางเป็นโลหะ ธาตุทางขวาเป็นอโลหะ ธาตุตรงขั้นบันไดเป็นกึ่งโลหะ
2. แนวตั้งเป็นการจัดธาตุเป็นหมู่
   - ธาตุในหมู่เดียวกันมี $e^-$ วงนอกสุดเท่ากัน
   - จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของหมู่ของธาตุกลุ่ม A (กลุ่ม B บอกไม่ได้)
3. แนวนอนเป็นการจัดธาตุเป็นคาบ
   - คาบเดียวกันระดับพลังงานเท่ากัน
   - จำนวนระดับพลังงานใช้บอกคาบได้

ธาตุเทรนซิชันในคาบเดียวกัน สมบัติเท่ากัน

ธาตุเทรนซิชัน


พันธะเคมี
พันธะไอออน
พันธะโคเวเลนซ์
พันธะโลหะ
แรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนบวกของโลหะกับไอออนลบของอโลหะ
แรงยึดเหนี่ยวระหว่างการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันของอะตอมของอโลหะ
แรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนบวกของอะตอมกับอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่อย่างอิสระ
สารประกอบไอออน
สารโคเวเลนซ์
● จุดหลอมเหลวและจุดเดือดสูง
● นำไฟฟ้าได้ดี
● ดึงหรือรีดให้เป็นแผ่นได้
● ทองแดง
● สังกะสี
● จุดหลอมเหลวและจุดเดือดสูง
● นำไฟฟ้าเมื่อเป็นสารละลายหรือหลอมเหลว
● เปราะ ทุบให้แตกง่าย
● เกลือแกง
● ปูนขาว
● จุดหลอมเหลวและจุดเดือดต่ำ
● พบได้ทั้ง 3 สถานะ
● ไม่นำไฟฟ้า
● แก๊สคาร์บอนไดออกไซด์
● แก๊สออกซิเจน
สถานะของสาร
ของแข็ง
ของเหลว
แก๊ส
● แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคสูงมาก
● อนุภาคมีพลังงานต่ำ
● แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคสูง
● อนุภาคเคลื่อนที่รอบ ๆ อนุภาคอื่นได้
● แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคต่ำ
● อนุภาคมีพลังงานสูงและเคลื่อนที่อย่างอิสระ




ชื่อเฉพาะหมู่ธาตุ

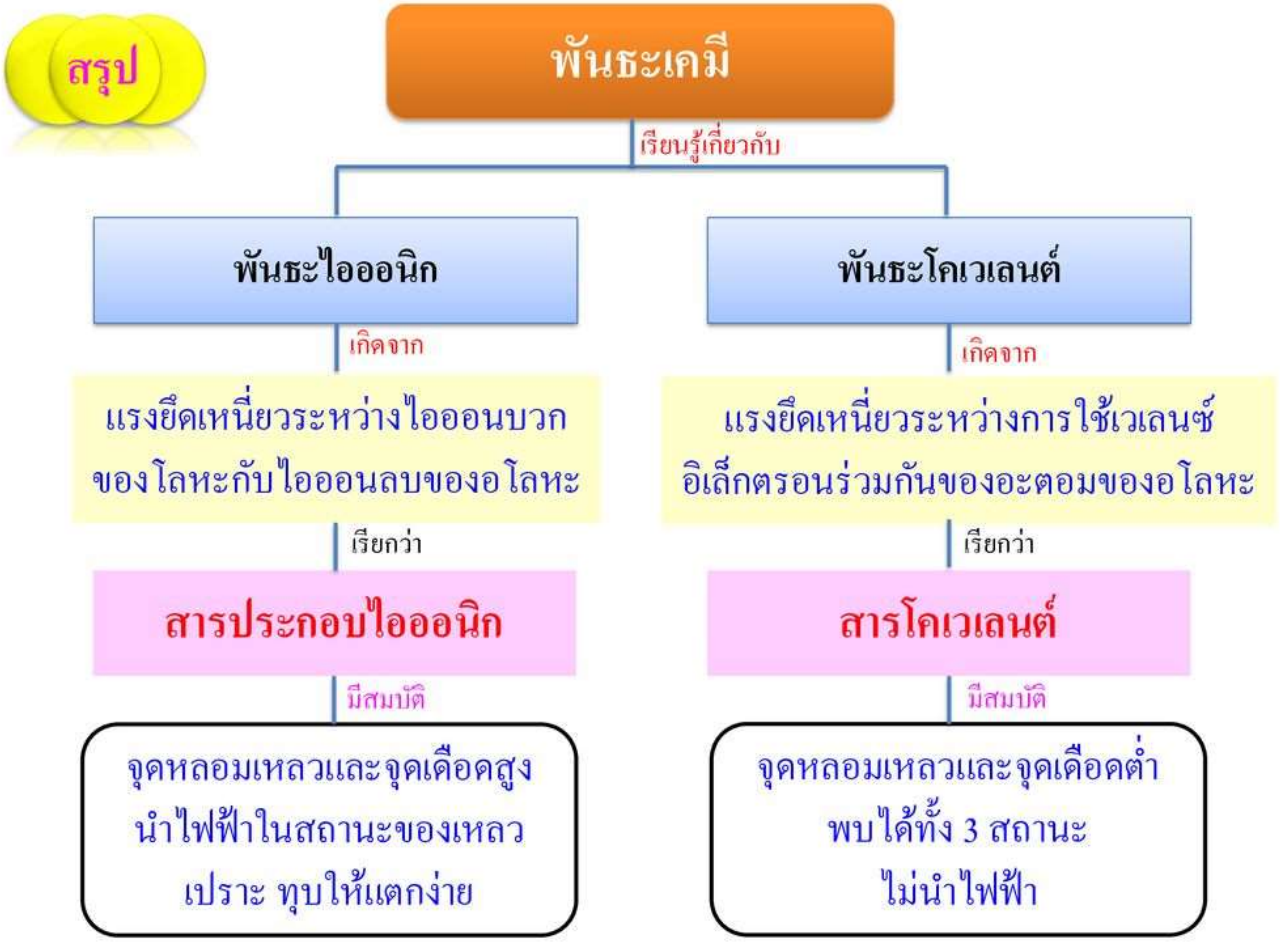
หมู่ IA : โลหะอัลคาไล (alkali metals)

หมู่ IIA : โลหะอัลคาไลน์เอิร์ท (alkaline earth metals)

หมู่ VIA : ชาโคเจน (chalcogens)

หมู่ VIIA : เฮโลเจน (halogens)

หมู่ VIIIA : แก๊สมีตระกูล (noble geses)



## สภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์

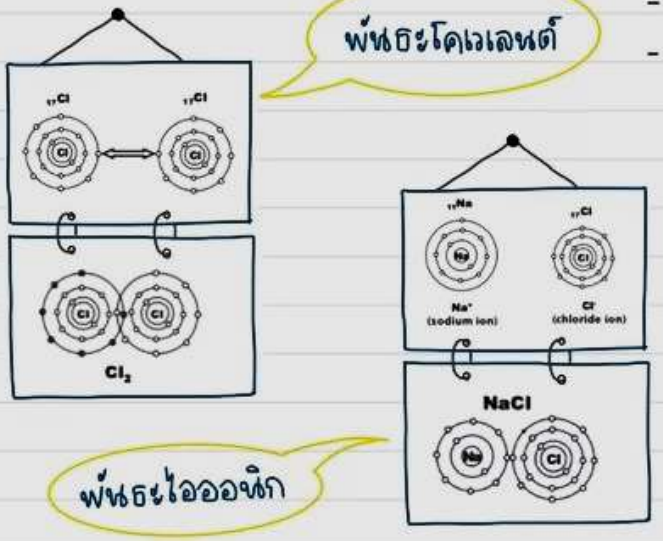
- ดูที่ค่า EN ถ้าค่า EN มาก = ขั้วลบ
  ค่าEN ห้อย = ขั้วบวก

## การพิจารณาสภาพขั้ว

1. มี 2 อะตอม
   - ↳ ธาตุเดียวกัน = ไม่มีขั้ว
   - ↳ ธาตุต่างกัน = มีขั้ว
2. มีมากกว่า 2 อะตอม
   - ↳ อะตอมกลางมี $e^-$ คู่โดดเดี่ยว = มีขั้ว
   - ↳ อะตอมกลางไม่มี $e^-$ คู่โดดเดี่ยว
     - อะตอมรอบเหมือนกัน = ไม่มีขั้ว
     - อะตอมรอบไม่เหมือนกัน = มีขั้ว

## แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลโคเวเลนต์

1. แรงลอนดอน
   - เป็นแรงพื้นฐานสำหรับทุกสาร
   - แรงยึดระหว่างโมเลกุลมีขั้วกับไม่มีขั้ว
   - มีค่ามาก - ห้อย ขึ้นอยู่กับมวลโมเลกุล
2. แรงดึงดูดระหว่างขั้ว
   - แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมีขั้ว & มีขั้ว
   - เรียกอีกอย่างว่า แรงไดโพล - ไดโพล
3. แรงแวนเดอร์วาลส์
   - แรงยึดระหว่างโมเลกุลโควาเลนต์ทั้งแรงลอนดอน & แรงดึงดูดระหว่างขั้ว
4. พันธะไฮโดรเจน
   - เกิดจากอะตอมของ H ยึดกับธาตุ F O N (H + F, O, N)
   - จุดเดือดจุดหลอมเหลวสูง
   - มีความแข็งแรงมาก

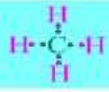


**ตัวอย่างการเขียนโครงสร้างแบบจุดและแบบเส้นของพันธะโคเวเลนต์**

**แสดงเวเลนซ์อิเล็กตรอนแบบจุดของธาตุตัวอย่าง**

| IA | IIA | IIIA | IVA | VA | VIA | VIIA | VIIIA |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Li• | •Be• | •B• | •Ċ• | •N: | :O: | :F• | :Ne: |
| Na• | •Mg• | •Al• | •Si• | •P: | :S: | :Cl• | :Ar: |

**ชนิดของพันธะโคเวเลนต์**

| พันธะเดี่ยว | พันธะคู่ | พันธะสาม |
|---|---|---|
| HCl H••Cl: H–Cl | $CO_2$ :O::C::O: O=C=O | $N_2$ :N:::N: N≡N |
| $CH_4$  | $O_2$ :O::O: O=O | |

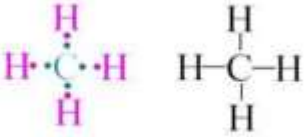
# ประเภทพันธะโคเวเลนต์

## 1 Single bond (พันธะเดี่ยว)

เกิดจากอะตอมใช้เวเลนต์อิเล็กตรอนร่วมกัน 1 คู่ เช่น

$H_2$ H••H H–H

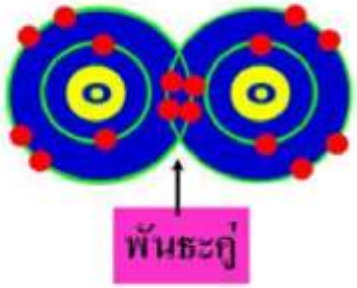
HCl H••Cl: H–Cl

$CH_4$ 

# Covalent bond

## 2 Double bond (พันธะคู่)

เกิดจากอะตอมใช้เวเลนต์อิเล็กตรอนร่วมกัน 2 คู่ เช่น




$CO_2$ O=C=O

$O_2$ O=O

# Covalent bond

## 3 Triple bond (พันธะสาม)

เกิดจากอะตอมใช้เวเลนต์อิเล็กตรอนร่วมกัน 3 คู่ เช่น

$N_2$ N≡N

## 2) สารละลายอิเล็กโทรไลต์อ่อน
(weak electrolyte)

- แตกตัวได้น้อย
- จึงนำไฟฟ้าได้น้อย

} กรดอ่อน, เบสอ่อน

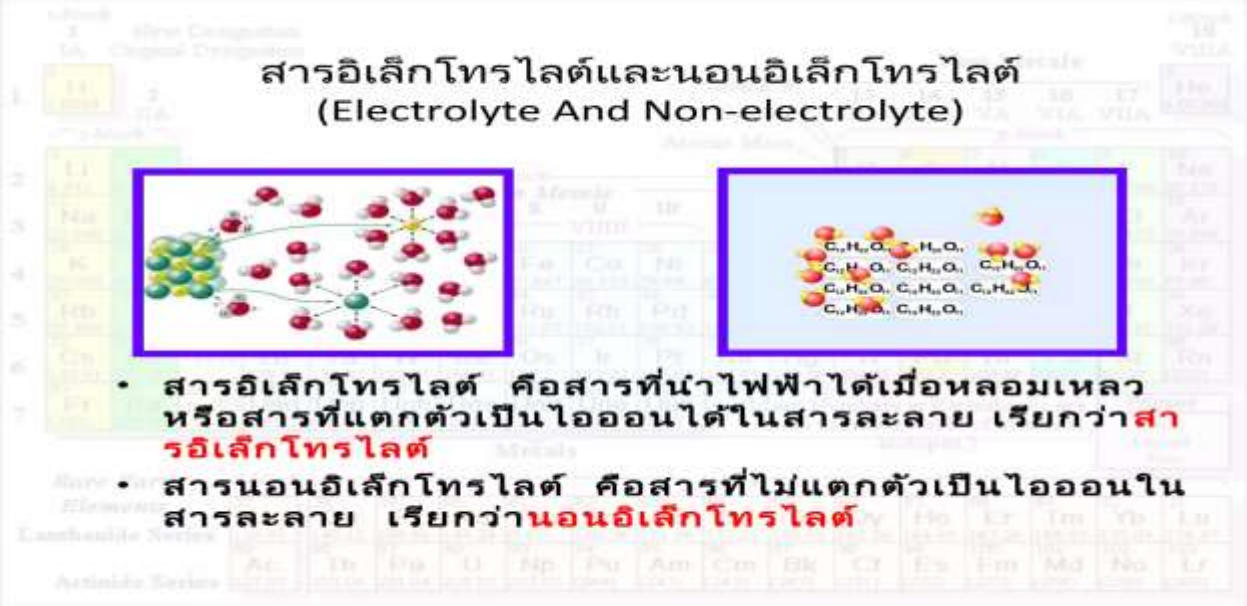
* สามารถเขียนสมการปฏิกิริยาแบบผันกลับได้

เช่น $NH_4OH_{(aq)} \rightleftharpoons NH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

## 2) สารนอน-อิเล็กโทรไลต์
(non-electrolyte)

- สารที่เมื่อละลายในน้ำ → ไม่แตกตัวเป็น ion จึงไม่นำไฟฟ้า
- พวกสารประกอบ covalent (อโลหะ + อโลหะ)

คือ
① Alcohol → $CH_3OH$
② น้ำตาล → $C_6H_{12}O_6$
③ สารอื่นๆ → ยูเรีย




สมการการแตกตัวของสารละลายอิเล็กโทรไลต์แสดงให้เห็นว่าสารอิเล็กโทรไลต์จะแตกตัวเป็นไอออนเมื่อละลายในน้ำ โดยสมการจะแตกต่างกันไปตามชนิดของอิเล็กโทรไลต์ สำหรับ อิเล็กโทรไลต์แก่ จะแตกตัวได้สมบูรณ์ 100% เขียนด้วยลูกศรไปข้างหน้าทิศทางเดียว เช่น $NaCl_s \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ และ อิเล็กโทรไลต์อ่อน จะแตกตัวบางส่วนและเกิดภาวะสมดุล เช่นเช่น กรดอ่อน $HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$

<u>สมการการแตกตัวของอิเล็กโทรไลต์แก่</u>

หลักการ : แตกตัวเป็นไอออนสมบูรณ์ 100%

สัญลักษณ์ : ใช้ลูกศรทิศทางเดียว ($\rightarrow$)

ตัวอย่าง : เกลือ เช่น โซเดียมคลอไรด์ ($NaCl_s$)

$NaCl_s \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

ตัวอย่าง: กรดแก่ เช่น กรดไฮโดรคลอริก (HCl)

$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

<u>สมการการแตกตัวของอิเล็กโทรไลต์อ่อน</u>

หลักการ: แตกตัวเป็นไอออนได้เพียงบางส่วน และเกิดภาวะสมดุล

สัญลักษณ์: ใช้ลูกศรสองทาง ($\leftrightarrows$)

ตัวอย่าง: กรดอ่อน เช่น กรดแอซิติก ( $CH_3COOH$)

$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrows H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$

ตัวอย่าง: เบสอ่อน เช่น แอมโมเนีย ( $NH_3$ )

$NH_{3_{(aq)}} + H_2O_{(l)} \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-_{(aq)}$

ตัวอย่าง: กรดอ่อน เช่น กรดไฮโดรฟลูออริก ( HF )

$$HF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrows H_3O^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$