4 พันธะเคมี

ชีทเรียน+แบบฝึกหัด · ติวเคมี สอวน. ค่าย 1 · สอนสลับฝึกทีละช่วง

1 ภาพรวมชนิดพันธะ และพันธะไอออนิก

1. ภาพรวม: ทำไมอะตอมต้องสร้างพันธะ

หลักคิดข้อเดียวที่อยู่เบื้องหลังทุกพันธะ: **ระบบจะเสถียรขึ้นเมื่อพลังงานต่ำลง** อะตอมเดี่ยวส่วนใหญ่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนไม่ครบ 8 (ไม่เหมือนแก๊สมีสกุล) จึงหาทาง "จัดการอิเล็กตรอน" ให้ตัวเองเสถียรขึ้น ซึ่งทำได้ 3 วิธี และนั่นคือที่มาของพันธะ 3 ชนิด:

วิธีจัดการอิเล็กตรอน	ชนิดพันธะ	เกิดระหว่าง	ตัวอย่าง
โอนอิเล็กตรอนให้กันขาด	ไอออนิก	โลหะ + อโลหะ	$NaCl, MgO$
ใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเป็นคู่	โคเวเลนต์	อโลหะ + อโลหะ	H_2O, CO_2
ปล่อยอิเล็กตรอนเป็นทะเลไหลเวียน	โลหะ	โลหะ + โลหะ	Cu, Fe

เกณฑ์คร่าวๆ ที่ใช้ตัดสิน: ดูผลต่างอิเล็กโทรเนกาติวิตี (EN) ถ้า $\Delta EN \gtrsim 1.7$ มักเป็นไอออนิก ถ้าน้อยกว่านั้นเป็นโคเวเลนต์ (มีขั้วมาก→น้อยตาม ΔEN) — แต่จำไว้ว่านี่คือ "สเปกตรัม" ไม่ใช่เส้นแบ่งเด็ดขาด ข้อสอบชอบถามกรณีก้ำกึ่งอย่าง $AlCl_3$ ที่เป็นโคเวเลนต์ทั้งที่มีโลหะ

เกณฑ์ตัวเลข ΔEN (ใช้ประกอบการวิเคราะห์ ไม่ใช่กฎตายตัว)

ช่วง ΔEN	ชนิดพันธะ
< 0.5	โคเวเลนต์ไม่มีขั้ว
$0.5 – 1.7$	โคเวเลนต์มีขั้ว
> 1.7	ไอออนิก

ตัวเลขเหล่านี้เป็น **ค่าประมาณ** สำหรับแบ่งช่วงคร่าวๆ เท่านั้น ไม่ใช่กฎเป๊ะ 100% เพราะ ΔEN เป็นสเปกตรัมต่อเนื่อง ไม่ได้กระโดดเปลี่ยนชนิดพันธะทันทีที่ข้ามเส้น — เวลาตัดสินชนิดพันธะจริง ต้องดูสมบัติทางกายภาพ (จุดหลอมเหลว การนำไฟฟ้า) และรูปร่างของสารประกอบด้วยเสมอ ไม่ใช่ดู ΔEN อย่างเดียว เช่นกรณี $AlCl_3$ ข้างต้นที่ ΔEN อยู่แถวก้ำกึ่งแต่สมบัติจริงเป็นโคเวเลนต์

2. พันธะไอออนิก

การเกิดพันธะ

พันธะไอออนิกเกิดจากโลหะ (IE ต่ำ เสียอิเล็กตรอนง่าย) โอนอิเล็กตรอนให้อโลหะ (EA สูง รับอิเล็กตรอนแล้วคายพลังงาน) กลายเป็นไอออนบวกกับไอออนลบ แล้วดึงดูดกันด้วยแรงไฟฟ้าสถิต

จุดที่เด็กเข้าใจผิดบ่อยมาก: **การโอนอิเล็กตรอนเฉยๆ ในสถานะแก๊ส "ไม่คุ้ม" พลังงาน!** ลองดูตัวเลขจริง

ตัวอย่างโจทย์ 1 กำหนด IE_1 ของ Na = $496\ \mathrm{kJ/mol}$ และ EA ของ Cl = $349\ \mathrm{kJ/mol}$ (คายพลังงาน) จงหาพลังงานสุทธิของขั้นตอน $\mathrm{Na(g)} + \mathrm{Cl(g)} \rightarrow \mathrm{Na^+(g)} + \mathrm{Cl^-(g)}$ แล้วอธิบายว่าทำไม NaCl จึงยังเกิดได้

วิธีทำ ขั้นที่ 1 — ดึงอิเล็กตรอนออกจาก Na ต้องใส่พลังงาน: $+496\ \mathrm{kJ/mol}$ ขั้นที่ 2 — Cl รับอิเล็กตรอน คายพลังงาน: $-349\ \mathrm{kJ/mol}$ ขั้นที่ 3 — รวม:

$$\Delta E = 496 - 349 = +147\ \mathrm{kJ/mol}$$

ได้ค่า **บวก** แปลว่าลำพังการโอนอิเล็กตรอนดูดพลังงาน ไม่เสถียรขึ้นเลย! สิ่งที่ทำให้ NaCl เกิดได้จริงคือขั้นต่อไป: ไอออนบวกลบนับล้านล้านตัวเรียงตัวเป็นผลึก คายพลังงานก้อนใหญ่ที่เรียกว่า **พลังงานแลตทิซ** (lattice energy ของ NaCl ประมาณ $-787\ \mathrm{kJ/mol}$) ซึ่งชดเชยเกินพอ นี่คือเหตุผลว่าทำไมสารไอออนิกจึงเป็น "โครงผลึก" เสมอ ไม่มีโมเลกุล NaCl เดี่ยวๆ

พลังงานแลตทิซกับกฎของคูลอมบ์

$$E \propto \frac{|q_+ \times q_-|}{r_+ + r_-}$$

ประจุยิ่งมาก และไอออนยิ่งเล็ก → พลังงานแลตทิซยิ่งสูง → จุดหลอมเหลวยิ่งสูง แข็งยิ่งมาก

ตัวอย่างโจทย์ 2 เปรียบเทียบพลังงานแลตทิซของ MgO กับ NaCl (โดยประมาณ) กำหนดรัศมีไอออน: $\mathrm{Na^+} = 102\ \mathrm{pm}$, $\mathrm{Cl^-} = 181\ \mathrm{pm}$, $\mathrm{Mg^{2+}} = 72\ \mathrm{pm}$, $\mathrm{O^{2-}} = 140\ \mathrm{pm}$

วิธีทำ ระยะระหว่างไอออน: NaCl ได้ $102 + 181 = 283\ \mathrm{pm}$ ส่วน MgO ได้ $72 + 140 = 212\ \mathrm{pm}$

$$\frac{E_{\mathrm{MgO}}}{E_{\mathrm{NaCl}}} = \frac{\frac{2\times2}{212}}{\frac{1\times1}{283}} = \frac{4 \times 283}{212} \approx 5.3$$

MgO ยึดเหนี่ยวแน่นกว่า NaCl ราว 5 เท่า — สอดคล้องกับจุดหลอมเหลวจริง (MgO ≈ 2852°C, NaCl ≈ 801°C) ข้อสังเกต: **ประจุมีผลแรงกว่ารัศมีมาก** เพราะคูณกันตรงๆ ในเศษ

การเขียนสูตรและการเรียกชื่อ

- หลักไขว้ประจุ: $\mathrm{Al^{3+}}$ กับ $\mathrm{O^{2-}}$ → $\mathrm{Al_2O_3}$ (ประจุรวมต้องเป็นศูนย์)
- เรียกชื่อ: ไอออนบวกก่อน ตามด้วยไอออนลบลงท้าย -ide (ไทยใช้ -ไอด์) เช่น $\mathrm{CaCl_2}$ = แคลเซียมคลอไรด์
- โลหะที่มีหลายประจุ (ทรานซิชัน) ต้องบอกเลขออกซิเดชันในวงเล็บ: $\mathrm{FeCl_3}$ = ไอรอน(III) คลอไรด์
- ไอออนหลายอะตอมต้องจำ: $\mathrm{NO_3^-}$ ไนเตรต, $\mathrm{SO_4^{2-}}$ ซัลเฟต, $\mathrm{CO_3^{2-}}$ คาร์บอเนต, $\mathrm{PO_4^{3-}}$ ฟอสเฟต, $\mathrm{NH_4^+}$ แอมโมเนียม, $\mathrm{OH^-}$ ไฮดรอกไซด์

สมบัติของสารไอออนิก

1. ของแข็งผลึก จุดหลอมเหลว/จุดเดือดสูง
2. แข็งแต่ **เปราะ** — ทุบแล้วชั้นไอออนเลื่อน ประจุเหมือนกันมาเจอกัน ผลักกันแตก
3. สถานะของแข็ง **ไม่นำไฟฟ้า** (ไอออนถูกตรึง) แต่หลอมเหลวหรือละลายน้ำแล้ว **นำไฟฟ้า** (ไอออนเคลื่อนที่ได้) — จุดนี้ข้อสอบใช้แยกชนิดสารบ่อยที่สุด
4. หลายชนิดละลายน้ำได้ดี เพราะน้ำมีขั้วเข้าไปล้อมไอออน (ไฮเดรชัน)

✏️ ฝึกทันที 8 ข้อ (ง่าย→ยาก)

ข้อ 1 ★☆☆☆☆

ธาตุ Mg อยู่หมู่ IIA และธาตุ N อยู่หมู่ VA เมื่อทำปฏิกิริยากันเกิดเป็นสารประกอบไอออนิก สูตรของสารประกอบที่เกิดขึ้นคือข้อใด

ก. MgN
ข. Mg_2N_3
ค. Mg_3N_2
ง. Mg_2N

ข้อ 2 ★★☆☆☆

ไอออนหรือโมเลกุลในข้อใดมีพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ (coordinate covalent bond)

ก. H_3O^+
ข. CH_4
ค. $MgCl_2$
ง. N_2

ข้อ 3 ★★☆☆☆

การเรียกชื่อสารประกอบในข้อใด **ไม่ถูกต้อง**

ก. N_2O_5 เรียกว่า ไดไนโตรเจนเพนตะออกไซด์
ข. $CaCl_2$ เรียกว่า แคลเซียมคลอไรด์
ค. PCl_3 เรียกว่า ฟอสฟอรัสไตรคลอไรด์
ง. Cu_2O เรียกว่า คอปเปอร์(II)ออกไซด์

ข้อ 4 ★★☆☆☆

สารประกอบไอออนิกที่ชื่อว่า ไอรอน(III) ซัลเฟต มีสูตรเคมีตรงกับข้อใด

ก. $FeSO_4$
ข. $Fe_2(SO_4)_3$
ค. $Fe_3(SO_4)_2$
ง. $Fe(SO_4)_3$

ข้อ 5 ★★☆☆☆ แนว BMAT

คู่ธาตุใดต่อไปนี้น่าจะเกิดพันธะไอออนิกได้ชัดเจนที่สุด (ตอบจากตำแหน่งในตารางธาตุ ไม่ต้องคำนวณ ΔEN)

ก. K และ F
ข. C และ O
ค. N และ H
ง. Cl และ Br

ข้อ 6 ★★★☆☆

สารในข้อใดมีทั้งพันธะไอออนิกและพันธะโคเวเลนต์อยู่ในสารเดียวกัน

ก. $NaCl$

ข. K_2CO_3

ค. CCl_4

ง. HCl

ข้อ 7 ★★★★☆

พิจารณาข้อความเกี่ยวกับแอมโมเนียมไนเตรต NH_4NO_3 ต่อไปนี้ (ก) มีพันธะไอออนิกระหว่าง NH_4^+ กับ NO_3^- (ข) มีพันธะโคเวเลนต์ภายในไอออนทั้งสองชนิด (ค) มีพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์อยู่ใน NH_4^+ ข้อความใดถูกต้อง

ก. ก เท่านั้น

ข. ก และ ข

ค. ข และ ค

ง. ก ข และ ค

ข้อ 8 ★★★★★

ธาตุสมมติ X, Y และ Z มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนดังนี้ X = 2, 8, 1; Y = 2, 8, 7; Z = 2, 6 พิจารณาข้อความต่อไปนี้ (ก) X ทำปฏิกิริยากับ Y ได้สารประกอบสูตร XY ซึ่งยึดกันด้วยพันธะไอออนิก (ข) Z ทำปฏิกิริยากับ Y ได้สารประกอบสูตร ZY_2 ซึ่งเป็นโมเลกุลโคเวเลนต์รูปร่างมุมงอและมีขั้ว (ค) X ทำปฏิกิริยากับ Z ได้สารประกอบสูตร X_2Z ซึ่งมีจุดหลอมเหลวสูงและนำไฟฟ้าได้เมื่อหลอมเหลว ข้อความใดถูกต้อง

ก. ก และ ข

ข. ข และ ค

ค. ก และ ค

ง. ก ข และ ค

2 โครงสร้างลิวอิส กฎออกเตต และเรโซแนนซ์

3. พันธะโคเวเลนต์และโครงสร้างลิวอิส

พันธะโคเวเลนต์คือการที่อะตอมอโลหะสองตัว "แชร์" อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ เพราะต่างฝ่ายต่างไม่ยอมเสียอิเล็กตรอน (IE สูงทั้งคู่) การแชร์ 1, 2, 3 คู่ ได้พันธะเดี่ยว คู่ สาม ตามลำดับ

ขั้นตอนวาดโครงสร้างลิวอิส (ท่องเป็นสูตร 5 ขั้น)

1. **นับ** เวเลนซ์อิเล็กตรอนรวมทุกอะตอม (ไอออนลบบวกเพิ่ม ไอออนบวกหักออก)
2. **วางโครง** — อะตอมที่ EN ต่ำสุด (และไม่ใช่ H) อยู่กลาง โยงพันธะเดี่ยวไปอะตอมรอบ
3. **หัก** อิเล็กตรอนที่ใช้ทำพันธะ (พันธะละ 2)
4. **เติม** ที่เหลือให้อะตอมรอบครบออกเตตก่อน เหลือแล้วค่อยใส่อะตอมกลาง
5. **เช็ก** อะตอมกลาง — ถ้าไม่ครบ 8 ให้ดึงคู่โดดจากอะตอมรอบมาทำพันธะคู่/สาม

ตัวอย่างโจทย์ 3 จงวาดโครงสร้างลิวอิสของคาร์บอเนตไอออน CO_3^{2-}

วิธีทำ ขั้นที่ 1 — นับอิเล็กตรอน: C มี 4, O มี $3 \times 6 = 18$, ประจุ $2-$ เพิ่มอีก 2

$$4 + 18 + 2 = 24\ e^-$$

ขั้นที่ 2 — C อยู่กลาง (EN ต่ำกว่า O) โยงพันธะเดี่ยว C–O สามเส้น ใช้ไป $3 \times 2 = 6$ เหลือ $24 - 6 = 18$ ขั้นที่ 3 — เติมให้ O แต่ละตัว ตัวละ 3 คู่โดด ใช้หมด 18 พอดี ขั้นที่ 4 — เช็ก C: มีแค่ 6 อิเล็กตรอน (3 พันธะ) ไม่ครบออกเตต → ดึงคู่โดดจาก O หนึ่งตัวลงมาทำพันธะคู่ C=O ขั้นที่ 5 — ได้โครงสร้างที่ C มีพันธะคู่ 1 เส้น พันธะเดี่ยว 2 เส้น อย่าลืมวงเล็บใส่ประจุ $2-$ มุมขวาบน

กฎออกเตตและข้อยกเว้น (ออกสอบชัวร์)

ประเภท	อะตอมกลางมี	ตัวอย่าง	เหตุผล
ไม่ครบ 8	4 หรือ 6 e^-	$BeCl_2$ (4), BF_3 (6)	Be, B มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อย
เกิน 8 (ออกเตตขยาย)	10, 12 e^-	PCl_5 (10), SF_6 (12)	คาบ 3 ลงไปมีออร์บิทัล d ว่าง (คำอธิบายเชิงลึกปัจจุบันเน้นที่ขนาดอะตอมกลางที่ใหญ่พอ แต่ระดับ สอวน. ตอบเรื่องออร์บิทัล d ได้)
อิเล็กตรอนคี่	เลขคี่	NO (11), NO_2 (17)	นับรวมแล้วเป็นเลขคี่ จับคู่ไม่หมด

จุดจำง่าย: อะตอมคาบ 2 (C, N, O, F) **ห้ามเกิน 8 เด็ดขาด** ส่วนคาบ 3 ขึ้นไป (P, S, Cl, Xe) ขยายได้

4. พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์และกรด-เบสลิวอิส

พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์

พันธะโคเวเลนต์ปกติเกิดจากอะตอมทั้งสองฝ่าย **ให้อิเล็กตรอนฝ่ายละ 1 ตัว** มาจับคู่กัน แต่ในบางกรณี อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ **มาจากอะตอมเดียวทั้งคู่** — อีกฝ่ายไม่ได้ให้อิเล็กตรอนเลย พันธะแบบนี้เรียกว่า **พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ (coordinate covalent bond)** หรือบางตำราเรียก dative bond

จุดสำคัญที่ข้อสอบชอบถาม: **หลังเกิดพันธะแล้ว พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์เหมือนกับพันธะโคเวเลนต์ปกติทุกประการ แยกไม่ออกว่าพันธะเส้นไหนเป็นโคออร์ดิเนต** ต่างกันแค่ "ที่มา" ของอิเล็กตรอนตอนเกิดพันธะเท่านั้น

ตัวอย่างคลาสสิก

- NH_4^+ : เกิดจาก $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$ — N มีคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ ใช้คู่โดดเดี่ยวนี้สร้างพันธะให้ H^+ (ซึ่งไม่มีอิเล็กตรอนเลย) พันธะที่ 4 นี้จึงเป็นโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ แต่พันธะ N–H ทั้ง 4 เส้นยาวเท่ากันและแข็งแรงเท่ากันหมด
- H_3O^+ : เกิดจาก $H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$ — O ใช้คู่โดดเดี่ยวหนึ่งคู่สร้างพันธะให้ H^+ ทำนองเดียวกัน

กรด-เบสลิวอิส

แนวคิดกรด-เบสของลิวอิส (Lewis) นิยามกว้างกว่านิยามกรด-เบสแบบเบรินสเตด-โลว์รีที่เน้นการให้/รับโปรตอน โดยมองที่การให้/รับ **อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว** แทน:

- **กรดลิวอิส (Lewis acid)** = ตัวรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (electron-pair acceptor) เช่น H^+ ในตัวอย่างข้างต้น
- **เบสลิวอิส (Lewis base)** = ตัวให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (electron-pair donor) เช่น NH_3 หรือ H_2O ในตัวอย่างข้างต้น

การเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์จึงเป็นภาพเดียวกับปฏิกิริยากรด-เบสลิวอิส: เบสลิวอิส (ผู้ให้คู่โดดเดี่ยว) จับกับกรดลิวอิส (ผู้รับคู่โดดเดี่ยว) แล้วเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ระหว่างกัน

5. เรโซแนนซ์และประจุฟอร์มัล

เรโซแนนซ์

จาก CO_3^{2-} เมื่อกี้ — พันธะคู่จะวางที่ O ตัวไหนก็ได้ 3 แบบ โครงสร้างจริงไม่ใช่แบบใดแบบหนึ่ง แต่เป็น "ลูกผสม" (resonance hybrid) ของทั้งสาม ผลคือ **พันธะ C–O ทั้งสามเส้นยาวเท่ากัน** มีอันดับพันธะ (bond order) เท่ากับ

$$\text{bond order} = \frac{4}{3} \approx 1.33$$

(นับจากพันธะรวม 4 เส้นเฉลี่ยบน 3 ตำแหน่ง) ข้อสอบชอบถามว่า "พันธะใน O_3 หรือ NO_3^- ยาวเท่ากันหรือไม่" — คำตอบคือเท่ากัน เพราะเรโซแนนซ์ ห้ามตอบว่ามีเส้นสั้นเส้นยาว

ประจุฟอร์มัล — เครื่องมือเลือกโครงสร้างที่ดีที่สุด

$$FC = V - N - \frac{B}{2}$$

โดย V = เวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมอิสระ, N = อิเล็กตรอนคู่โดด (นับเป็นตัว), B = อิเล็กตรอนในพันธะ (นับเป็นตัว)

เกณฑ์เลือกโครงสร้าง: (1) ประจุฟอร์มัลใกล้ศูนย์มากที่สุด (2) ประจุลบอยู่บนอะตอมที่ EN สูงกว่า

ตัวอย่างโจทย์ 4 ไซยาเนตไอออน $\mathrm{OCN^-}$ (โครง O–C–N, C อยู่กลาง, รวม 16 e^-) เขียนได้ 3 แบบ จงหาประจุฟอร์มัลและเลือกโครงสร้างที่ดีที่สุด

วิธีทำ คำนวณ FC ทีละอะตอมทุกโครงสร้าง

แบบที่ 1: $\mathrm{O{=}C{=}N}$ (O มี 2 คู่โดด, N มี 2 คู่โดด)

- $FC_{\mathrm{O}} = 6 - 4 - \frac{4}{2} = 0$
- $FC_{\mathrm{C}} = 4 - 0 - \frac{8}{2} = 0$
- $FC_{\mathrm{N}} = 5 - 4 - \frac{4}{2} = -1$

แบบที่ 2: $\mathrm{O{-}C{\equiv}N}$ (O มี 3 คู่โดด, N มี 1 คู่โดด)

- $FC_{\mathrm{O}} = 6 - 6 - \frac{2}{2} = -1$
- $FC_{\mathrm{C}} = 4 - 0 - \frac{8}{2} = 0$
- $FC_{\mathrm{N}} = 5 - 2 - \frac{6}{2} = 0$

แบบที่ 3: $\mathrm{O{\equiv}C{-}N}$ (O มี 1 คู่โดด, N มี 3 คู่โดด)

- $FC_{\mathrm{O}} = 6 - 2 - \frac{6}{2} = +1$
- $FC_{\mathrm{C}} = 4 - 0 - \frac{8}{2} = 0$
- $FC_{\mathrm{N}} = 5 - 6 - \frac{2}{2} = -2$

เช็กความถูกต้อง: ผลรวม FC ทุกแบบ = -1 ตรงกับประจุไอออน ✓

ตัดสิน: แบบที่ 3 แย่สุด (ประจุกระโดดถึง $+1$ กับ -2) แบบที่ 1 กับ 2 มีขนาดประจุเท่ากัน แต่ **แบบที่ 2 ดีที่สุด** เพราะประจุ -1 ไปตกที่ O ซึ่ง EN สูงกว่า N

✏️ ฝึกทันที 10 ข้อ (ง่าย→ยาก)

ข้อ 9 ★☆☆☆☆

ข้อใดคือนิยามที่ถูกต้องของ "กรดลิวอิส" และ "เบสลิวอิส"

ก. กรดลิวอิสคือตัวให้โปรตอน เบสลิวอิสคือตัวรับโปรตอน

ข. กรดลิวอิสคือตัวรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว เบสลิวอิสคือตัวให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

ค. กรดลิวอิสคือตัวให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว เบสลิวอิสคือตัวรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

ง. กรดลิวอิสและเบสลิวอิสต่างเป็นตัวรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวทั้งคู่ ต่างกันที่ความแรง

ข้อ 10 ★☆☆☆☆

การเขียนโครงสร้างลิวอิสของ $\mathrm{CO_2}$ ต้องใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมดกี่ตัว

ก. 12

ข. 14

ค. 16

ง. 18

ข้อ 11 ★★☆☆☆

จากสารต่อไปนี้ H^+, NH_3, H_2O, OH^- ข้อใดทำหน้าที่เป็น "กรดลิวอิส" เพียงชนิดเดียว

ก. H^+
ข. NH_3
ค. H_2O
ง. OH^-

ข้อ 12 ★★☆☆☆

อะตอมกลางของโมเลกุลในข้อใดเป็นไปตามกฎออกเตตพอดี (มีอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลาง 8 ตัว)

ก. CO_2
ข. $BeCl_2$
ค. SF_6
ง. NO_2

ข้อ 13 ★★★☆☆

ปฏิกิริยา $BF_3 + NH_3 \rightarrow F_3B{-}NH_3$ เกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ระหว่าง B กับ N ข้อใดถูกต้องเกี่ยวกับปฏิกิริยานี้

ก. BF_3 เป็นกรดลิวอิสเพราะ B มีวงโคจรว่างรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจาก N
ข. BF_3 เป็นเบสลิวอิสเพราะให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวแก่ N
ค. NH_3 เป็นกรดลิวอิสเพราะรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจาก B
ง. ทั้ง BF_3 และ NH_3 เป็นกรดลิวอิสทั้งคู่

ข้อ 14 ★★★☆☆

อะตอมกลางของโมเลกุลในข้อใดมีจำนวนอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลางมากกว่า 8 ตัว (เกินกฎออกเตต)

ก. PCl_5
ข. BF_3
ค. CCl_4
ง. NH_3

ข้อ 15 ★★★☆☆

โครงสร้างลิวอิสของคาร์บอนมอนอกไซด์เขียนได้เป็น : $C{\equiv}O$: (มีพันธะสาม และแต่ละอะตอมมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่) ประจุฟอร์มัลของอะตอม C และ O ตามลำดับคือข้อใด

ก. C มีประจุฟอร์มัล 0 และ O มีประจุฟอร์มัล 0
ข. C มีประจุฟอร์มัล -1 และ O มีประจุฟอร์มัล $+1$
ค. C มีประจุฟอร์มัล $+1$ และ O มีประจุฟอร์มัล -1
ง. C มีประจุฟอร์มัล -2 และ O มีประจุฟอร์มัล $+2$

ข้อ 16 ★★★★☆

จำนวนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวบนอะตอมกลางของ XeF_2, ClF_3 และ SF_4 ตามลำดับ คือข้อใด

ก. 2, 1, 0
ข. 1, 2, 3
ค. 3, 1, 2
ง. 3, 2, 1

ข้อ 17 ★★★★☆

ข้อใดกล่าวถูกต้องเกี่ยวกับไอออนคาร์บอเนต CO_3^{2-} ซึ่งมีโครงสร้างเรโซแนนซ์ 3 แบบ

- **ก.** พันธะ C–O ทั้งสามพันธะยาวเท่ากัน โดยมีความยาวอยู่ระหว่างพันธะเดี่ยว C–O กับพันธะคู่ C=O
- **ข.** มีพันธะคู่ 1 พันธะที่สั้นกว่าพันธะเดี่ยวอีก 2 พันธะอย่างถาวร
- **ค.** อันดับพันธะ (bond order) ของพันธะ C–O แต่ละพันธะเท่ากับ 2
- **ง.** ไอออนนี้มีรูปร่างพีระมิดฐานสามเหลี่ยม

ข้อ 18 ★★★★★

ไอออนไซยาเนต OCN^- (เรียงอะตอมเป็น O–C–N โดย C เป็นอะตอมกลาง) เขียนโครงสร้างเรโซแนนซ์ได้ 3 แบบ ได้แก่ แบบที่ 1: $O{=}C{=}N$ (พันธะคู่สองด้าน) แบบที่ 2: $O{-}C{\equiv}N$ (พันธะเดี่ยวด้าน O พันธะสามด้าน N) แบบที่ 3: $O{\equiv}C{-}N$ (พันธะสามด้าน O พันธะเดี่ยวด้าน N) โดยทุกแบบอะตอมปลายมีคู่โดดเดี่ยวครบออกเตต เมื่อพิจารณาประจุฟอร์มัล โครงสร้างแบบใดมีส่วนร่วมต่อโครงสร้างจริงมากที่สุด เพราะเหตุใด

- **ก.** แบบที่ 1 เพราะทุกอะตอมมีประจุฟอร์มัลเป็นศูนย์
- **ข.** แบบที่ 2 เพราะประจุฟอร์มัล -1 ตกอยู่บน O ซึ่งมีอิเล็กโทรเนกาติวิตีสูงที่สุด
- **ค.** แบบที่ 3 เพราะพันธะสามแข็งแรงกว่าจึงเสถียรกว่า
- **ง.** ทั้งสามแบบมีส่วนร่วมเท่ากัน เพราะเป็นเรโซแนนซ์ของไอออนเดียวกัน

3 พลังงานพันธะและวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์

6. ความยาวพันธะและพลังงานพันธะ

หลักผกผันที่ต้องจำ: **พันธะยิ่งสั้น ยิ่งแข็งแรง**

$$\text{single} > \text{double} > \text{triple} \quad (\text{bond length})$$

$$\text{single} < \text{double} < \text{triple} \quad (\text{bond energy})$$

พลังงานพันธะ (bond energy, BE) คือพลังงานที่ต้อง **ใส่เข้าไป** เพื่อสลายพันธะ 1 โมลในสถานะแก๊ส — การสลายพันธะดูดพลังงานเสมอ การสร้างพันธะคายพลังงานเสมอ นำมาประมาณค่าความร้อนของปฏิกิริยาได้:

$$\Delta H \approx \sum BE_{\text{bonds broken}} - \sum BE_{\text{bonds formed}}$$

ตัวอย่างโจทย์ 5 จงประมาณ ΔH ของการเผาไหม้มีเทน $\mathrm{CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O}$ กำหนดพลังงานพันธะ (kJ/mol): C–H = 413, O=O = 498, C=O (ใน $\mathrm{CO_2}$) = 799, O–H = 463 แล้วหาว่าเผามีเทน 8 g ได้พลังงานกี่ kJ (C = 12, H = 1)

วิธีทำ ขั้นที่ 1 — แจกแจงพันธะที่สลาย (ฝั่งสารตั้งต้น): C–H 4 เส้น, O=O 2 เส้น

$$\sum BE_{\text{broken}} = 4(413) + 2(498) = 1652 + 996 = 2648 \text{ kJ}$$

ขั้นที่ 2 — แจกแจงพันธะที่สร้าง (ฝั่งผลิตภัณฑ์): C=O 2 เส้น, O–H 4 เส้น (น้ำ 2 โมเลกุล × 2 พันธะ)

$$\sum BE_{\text{formed}} = 2(799) + 4(463) = 1598 + 1852 = 3450 \text{ kJ}$$

ขั้นที่ 3 — หักลบ:

$$\Delta H = 2648 - 3450 = -802 \text{ kJ/mol}$$

ติดลบ = คายความร้อน สมเหตุสมผลกับการเผาไหม้ ✓

ขั้นที่ 4 — เผา 8 g ใช้วิธีแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วย ($M_{\mathrm{CH_4}} = 12 + 4(1) = 16 \text{ g/mol}$):

$$8\,\cancel{\text{g}} \times \frac{1\,\cancel{\text{mol}}}{16\,\cancel{\text{g}}} \times \frac{802 \text{ kJ}}{1\,\cancel{\text{mol}}} = 0.5 \times 802 = 401 \text{ kJ}$$

คำตอบ: คายพลังงาน 401 kJ

จุดพลาดคลาสสิกของข้อนี้: ลืมว่า $\mathrm{H_2O}$ มีพันธะ O–H **2 เส้นต่อโมเลกุล** และ $\mathrm{CO_2}$ มีพันธะ C=O **2 เส้น** — นับพันธะจากโครงสร้างจริงเสมอ อย่านับจากจำนวนโมเลกุล

ฝึกทันที 10 ข้อ (ง่าย→ยาก)

ข้อ 19 ★☆☆☆☆

กระบวนการในข้อใด **ดูดพลังงาน**

ก. $Cl_2(g) \rightarrow 2Cl(g)$
ข. $2H(g) \rightarrow H_2(g)$
ค. $Na^+(g) + Cl^-(g) \rightarrow NaCl(s)$
ง. $H(g) + Cl(g) \rightarrow HCl(g)$

ข้อ 20 ★★☆☆☆

กำหนดพลังงานพันธะ: H–H = 436 kJ/mol, Br–Br = 193 kJ/mol และ H–Br = 366 kJ/mol จงหา ΔH ของปฏิกิริยา $H_2(g) + Br_2(g) \rightarrow 2HBr(g)$

ก. $+103$ kJ
ข. $+263$ kJ
ค. -263 kJ
ง. -103 kJ

ข้อ 21 ★★★☆☆

กำหนดพลังงานพันธะ: H–H = 436 kJ/mol, Cl–Cl = 242 kJ/mol และ H–Cl = 431 kJ/mol จงคำนวณ ΔH ของปฏิกิริยา $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2HCl(g)$

ก. -184 kJ
ข. $+184$ kJ
ค. -247 kJ
ง. $+247$ kJ

ข้อ 22 ★★★★☆

กำหนดพลังงานพันธะ: $N{\equiv}N = 945$ kJ/mol, $H{-}H = 436$ kJ/mol และ $N{-}H = 391$ kJ/mol การสลายตัวของแอมโมเนียตามสมการ $2NH_3(g) \rightarrow N_2(g) + 3H_2(g)$ ต้องดูดหรือคายพลังงานเท่าใด **ต่อแอมโมเนีย 1 โมล** ที่สลายตัว

ก. ดูดพลังงาน 46.5 kJ
ข. คายพลังงาน 46.5 kJ
ค. ดูดพลังงาน 93 kJ
ง. คายพลังงาน 93 kJ

ข้อ 23 ★★★★☆

ปฏิกิริยา $C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$ มีค่า $\Delta H = -136$ kJ กำหนดพลังงานพันธะ $C{=}C = 612$ kJ/mol, $H{-}H = 436$ kJ/mol และ $C{-}H = 413$ kJ/mol พลังงานพันธะ $C{-}C$ มีค่ากี่ kJ/mol

ก. 86
ข. 358
ค. 771
ง. 1184

ข้อ 24 ★★★★☆

กำหนดรัศมีไอออน: $Na^+ < K^+$, $Mg^{2+} < Ca^{2+}$, $O^{2-} < S^{2-}$ และ $F^- < Cl^-$ สารประกอบไอออนิกในข้อใดมีพลังงานแลตทิซ (lattice energy) สูงที่สุด

ก. NaF
ข. MgO
ค. KCl
ง. CaS

ข้อ 25 ★★★★★

โลหะ M อยู่ในหมู่ IIA ทำปฏิกิริยากับคลอรีนเกิดสารประกอบไอออนิก MCl_2 ตามสมการ $M(s) + Cl_2(g) \rightarrow MCl_2(s)$ มีพลังงานของปฏิกิริยาเท่ากับ -790 kJ/mol กำหนดข้อมูล (kJ/mol): การระเหิดของ $M(s) \rightarrow M(g)$ เท่ากับ $+180$; พลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 และลำดับที่ 2 ของ M เท่ากับ $+590$ และ $+1150$ ตามลำดับ; พลังงานสลายพันธะของ $Cl_2(g)$ เท่ากับ $+240$; สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของ Cl เท่ากับ -350 พลังงานที่คายออกเมื่อ $M^{2+}(g)$ รวมกับ $2Cl^-(g)$ เป็นผลึก $MCl_2(s)$ (พลังงานแลตทิซ) มีค่ากี่ kJ/mol

ก. -2250
ข. -1100
ค. -2130
ง. -2600

ข้อ 26 ★★★★★ แนว A-level

โรงงานผลิตวัสดุทนไฟ (refractory) ใช้ผงแมกนีเซียมออกไซด์ (MgO) เป็นวัตถุดิบหลัก วิศวกรทราบพลังงานแลตทิซของ MgO จากการทดลองแยกต่างหากว่าเท่ากับ $-3795\ kJ/mol$ และต้องการใช้วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ย้อนกลับเพื่อคำนวณพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่สองของแมกนีเซียม จากข้อมูลต่อไปนี้ (kJ/mol): $\Delta H_f(MgO, s) = -602$, ΔH การระเหิดของ $Mg(s) \rightarrow Mg(g) = +150$, $IE_1(Mg) = +738$, ΔH การแตกตัวของ $\frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow O(g) = +249$, ผลรวมสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนสุทธิของ $O(g) + 2e^- \rightarrow O^{2-}(g) = +700$ จงหา $IE_2(Mg)$ จากวัฏจักรนี้

ก. $1356\ kJ/mol$
ข. $2094\ kJ/mol$
ค. $2056\ kJ/mol$
ง. $2560\ kJ/mol$

ข้อ 27 ★★★★★ แนว IChO

แก๊สหุงต้ม LPG ส่วนใหญ่ประกอบด้วยโพรเพน (C_3H_8) เมื่อเผาไหม้สมบูรณ์ในออกซิเจนส่วนเกิน เกิดปฏิกิริยา $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$ กำหนดพลังงานพันธะเฉลี่ย (kJ/mol): C–H = 413, C–C = 347, O=O = 498, C=O (ใน CO_2) = 799, O–H = 463, N≡N (สำหรับแก๊สไนโตรเจนเฉื่อยที่ปนอยู่ในถัง LPG บางรุ่นเพื่อป้องกันการรั่วซึม) = 945 จงประมาณพลังงานที่คายออกมาเมื่อเผาโพรเพน $22.0\ g$ จนหมด (C = 12, H = 1)

ก. $1.01 \times 10^3\ kJ$
ข. $1.35 \times 10^3\ kJ$
ค. $2.01 \times 10^3\ kJ$
ง. $503\ kJ$

ข้อ 28 ★★★★★

กำหนดข้อมูลพลังงาน (หน่วย kJ/mol): การระเหิดของ $Na(s) \rightarrow Na(g)$ เท่ากับ $+108$; พลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของ Na เท่ากับ $+496$; พลังงานสลายพันธะของ $Cl_2(g)$ เท่ากับ $+244$; สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของ Cl เท่ากับ -349; พลังงานที่คายออกเมื่อไอออนในสถานะแก๊สรวมกันเป็นผลึก $NaCl(s)$ เท่ากับ -787 จงหาพลังงานของการเกิด $NaCl(s)$ จากปฏิกิริยา $Na(s) + \frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow NaCl(s)$

ก. $-288\ kJ/mol$
ข. $+410\ kJ/mol$
ค. $-410\ kJ/mol$
ง. $-61\ kJ/mol$

4 รูปร่างโมเลกุล VSEPR และไฮบริดิเซชัน

7. รูปร่างโมเลกุล (ทฤษฎี VSEPR)

หลักการเดียว: **คู่อิเล็กตรอนรอบอะตอมกลางผลักกัน จึงจัดตัวให้ห่างกันที่สุด** นับ "กลุ่มอิเล็กตรอน" (electron domains) รอบอะตอมกลาง — พันธะเดี่ยว/คู่/สาม นับเป็น 1 กลุ่มเท่ากัน คู่โดดนับเป็น 1 กลุ่ม

เขียนแบบ AX_mE_n: A = อะตอมกลาง, X = อะตอมที่เกาะ, E = คู่โดด

กลุ่ม e^-	คู่โดด	สัญลักษณ์	รูปร่าง	มุม	ตัวอย่าง
2	0	AX_2	เส้นตรง	180°	CO_2, $BeCl_2$
3	0	AX_3	สามเหลี่ยมแบนราบ	120°	BF_3, CO_3^{2-}
3	1	AX_2E	มุมงอ	<120°	SO_2, O_3
4	0	AX_4	ทรงสี่หน้า	109.5°	CH_4, SO_4^{2-}
4	1	AX_3E	พีระมิดฐานสามเหลี่ยม	107°	NH_3
4	2	AX_2E_2	มุมงอ	104.5°	H_2O
5	0	AX_5	พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม	90°, 120°	PCl_5
5	1	AX_4E	ไม้กระดานหก (seesaw)	—	SF_4
5	2	AX_3E_2	รูปตัว T	—	ClF_3
5	3	AX_2E_3	เส้นตรง	180°	XeF_2, I_3^-
6	0	AX_6	ทรงแปดหน้า	90°	SF_6
6	1	AX_5E	พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม	—	BrF_5
6	2	AX_4E_2	สี่เหลี่ยมแบนราบ	90°	XeF_4

ลำดับแรงผลัก: คู่โดด–คู่โดด > คู่โดด–คู่พันธะ > คู่พันธะ–คู่พันธะ → คู่โดดยิ่งมาก มุมยิ่งบีบแคบลง (CH_4 109.5° → NH_3 107° → H_2O 104.5°)

ตัวอย่างโจทย์ 6 จงทำนายรูปร่างของ XeF_4

วิธีทำ ขั้นที่ 1 — Xe มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 8 ตัว ขั้นที่ 2 — ใช้ทำพันธะกับ F ไป 4 ตัว เหลือเป็นคู่โดด:

$$\frac{8-4}{2} = 2 \text{ lone pairs}$$

ขั้นที่ 3 — รวมกลุ่มอิเล็กตรอน = 4 พันธะ + 2 คู่โดด = 6 กลุ่ม → โครงพื้นฐานทรงแปดหน้า ขั้นที่ 4 — คู่โดด 2 คู่ต้องอยู่ **ตรงข้ามกัน** (บน-ล่าง) เพื่อผลักกันน้อยสุด → อะตอม F 4 ตัวเหลืออยู่ระนาบเดียว

คำตอบ: สี่เหลี่ยมแบนราบ (square planar) แบบ $\mathrm{AX_4E_2}$ — ไม่ใช่ทรงสี่หน้า! นี่คือกับดักยอดนิยม เพราะเห็น F 4 ตัวแล้วรีบตอบ $\mathrm{AX_4}$ โดยลืมเช็กคู่โดด

อิทธิพลของ EN ต่อมุมพันธะ

ตารางข้างต้นให้ "มุมมาตรฐาน" ของแต่ละ $\mathrm{AX_mE_n}$ แต่มุมจริงยังขยับได้อีกตามค่า EN ของอะตอมที่เกี่ยวข้อง มี 2 กฎที่ต้องแยกให้ออก เพราะให้ผลตรงข้ามกัน:

กฎ 1 — EN ของ "อะตอมกลาง": รูปทรงเดียวกัน แต่อะตอมกลาง EN สูงกว่า → อะตอมกลางดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะเข้าใกล้ตัวมากกว่า → คู่พันธะอยู่ใกล้อะตอมกลางมากขึ้น จึงผลักกันเองมากขึ้น → **มุมพันธะกว้างกว่า**

ตัวอย่าง: $\mathrm{H_2O}$ มุม 104.5° กว้างกว่า $\mathrm{H_2S}$ มุมประมาณ 92° เพราะ $EN(\mathrm{O}) > EN(\mathrm{S})$

กฎ 2 — EN ของ "อะตอมล้อมรอบ": อะตอมกลางตัวเดียวกัน แต่อะตอมล้อมรอบ (X) EN สูงกว่า → อะตอมล้อมรอบดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะออกจากอะตอมกลางมากกว่า → คู่พันธะอยู่ห่างอะตอมกลางมากขึ้น จึงผลักกันเองที่อะตอมกลาง **น้อยลง** → **มุมพันธะแคบกว่า**

ตัวอย่าง: $\mathrm{NF_3}$ มุมพันธะ ($\approx 102^\circ$) แคบกว่า $\mathrm{NH_3}$ มุมพันธะ ($\approx 107^\circ$) ทั้งที่อะตอมกลางเป็น N เหมือนกันและมีคู่โดดเดี่ยว 1 คู่เท่ากัน เพราะ $EN(\mathrm{F}) > EN(\mathrm{H})$

จุดจำง่าย: **กฎ 1 เปลี่ยนอะตอมกลาง → EN สูงกว่า มุมกว้างกว่า** ส่วน **กฎ 2 เปลี่ยนอะตอมล้อมรอบ → EN สูงกว่า มุมแคบกว่า** ทิศทางตรงข้ามกัน อย่าจำสลับ

ไฮบริดิเซชัน (แนวคิดพื้นฐาน)

ไฮบริดิเซชัน (hybridization) คือแนวคิดที่ว่า ก่อนอะตอมกลางจะสร้างพันธะ ออร์บิทัลอะตอม (เช่น s, p) ของมันจะ "ผสม" กันใหม่เป็น **ออร์บิทัลลูกผสม (hybrid orbital)** ที่มีพลังงานและรูปร่างเท่ากันทุกออร์บิทัล ก่อนนำไปสร้างพันธะกับอะตอมอื่น

ข่าวดีคือไม่ต้องท่องใหม่ทั้งหมด — ชนิดไฮบริดผูกกับ **จำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลาง** ที่รู้จากตาราง VSEPR อยู่แล้วโดยตรง:

จำนวนกลุ่มอิเล็กตรอน	ชนิดไฮบริด	ตัวอย่าง
2	sp	$\mathrm{CO_2}$
3	sp^2	$\mathrm{BF_3}$
4	sp^3	$\mathrm{CH_4}$

หัวข้อนี้ระดับ สอวน. ค่าย 1 รู้จักไว้แค่นี้พอ — ไม่ต้องลงรายละเอียดพันธะซิกมา/ไพ หรือทฤษฎีออร์บิทัลโมเลกุล (MO theory) เพราะไม่เคยออกเป็นข้อสอบจริงในรอบ 8 ปีที่ผ่านมา

ฝึกทันที 14 ข้อ (ง่าย→ยาก)

ข้อ 29 ★☆☆☆☆

CH_4 มีกลุ่มอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลาง 4 กลุ่ม (ทรงสี่หน้า) อะตอมกลาง C ใช้ออร์บิทัลลูกผสม (hybrid orbital) ชนิดใดในการสร้างพันธะ

ก. sp
ข. sp^2
ค. sp^3
ง. sp^3d

ข้อ 30 ★☆☆☆☆

โมเลกุลน้ำ H_2O มีรูปร่างโมเลกุลตามทฤษฎี VSEPR เป็นแบบใด

ก. เส้นตรง
ข. มุมงอ
ค. สามเหลี่ยมแบนราบ
ง. ทรงสี่หน้า

ข้อ 31 ★★☆☆☆

จงจับคู่โมเลกุลกับชนิดออร์บิทัลลูกผสมของอะตอมกลางให้ถูกต้อง: CO_2, BF_3, CH_4

ก. $CO_2 = sp, BF_3 = sp^2, CH_4 = sp^3$
ข. $CO_2 = sp^3, BF_3 = sp^2, CH_4 = sp$
ค. $CO_2 = sp^2, BF_3 = sp, CH_4 = sp^3$
ง. $CO_2 = sp, BF_3 = sp^3, CH_4 = sp^2$

ข้อ 32 ★★☆☆☆

ฟอสฟอรัสเพนตะคลอไรด์ PCl_5 ในสถานะแก๊ส มีรูปร่างโมเลกุลแบบใด

ก. พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม
ข. ทรงแปดหน้า
ค. ทรงสี่หน้า
ง. พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม

ข้อ 33 ★★★☆☆

จงเรียงลำดับมุมพันธะของโมเลกุลต่อไปนี้จากมากไปน้อย: BF_3, CH_4, NH_3, H_2O

ก. $H_2O > NH_3 > CH_4 > BF_3$
ข. $CH_4 > BF_3 > NH_3 > H_2O$
ค. $BF_3 > CH_4 > NH_3 > H_2O$
ง. $BF_3 > NH_3 > CH_4 > H_2O$

ข้อ 34 ★★★☆☆

คู่โมเลกุล/ไอออนในข้อใดมีรูปร่างเหมือนกันตามทฤษฎี VSEPR

ก. NH_3 กับ H_3O^+
ข. CO_2 กับ SO_2
ค. BF_3 กับ PF_3
ง. CH_4 กับ SF_4

ข้อ 35 ★★★☆☆

พิจารณาข้อความต่อไปนี้ (ก) $BeCl_2$ กับ CO_2 มีรูปร่างโมเลกุลเหมือนกัน (ข) BF_3 กับ NH_3 มีรูปร่างโมเลกุลเหมือนกัน (ค) CH_4 กับ NH_4^+ มีรูปร่างเหมือนกัน ข้อความใดถูกต้อง

ก. ก และ ข

ข. ข และ ค

ค. ก และ ค

ง. ก ข และ ค

ข้อ 36 ★★★☆☆

โมเลกุลสมมติ AX_3E สองชนิดมีอะตอมกลาง A เหมือนกันทุกประการ (EN เท่ากัน) แต่อะตอมล้อมรอบต่างกัน โดย $EN(X_1) > EN(X_2)$ ข้อใดสรุปถูกต้องเกี่ยวกับมุมพันธะของทั้งสองโมเลกุลนี้

ก. โมเลกุลที่มี X_1 ล้อมรอบจะมีมุมพันธะกว้างกว่า

ข. โมเลกุลที่มี X_1 ล้อมรอบจะมีมุมพันธะแคบกว่า

ค. มุมพันธะของทั้งสองโมเลกุลเท่ากันเสมอ เพราะอะตอมกลางเหมือนกัน

ง. ไม่สามารถสรุปได้ เพราะ EN ของอะตอมล้อมรอบไม่มีผลต่อมุมพันธะ

ข้อ 37 ★★★☆☆

โมเลกุลในข้อใดมีรูปร่างเป็นพีระมิดฐานสามเหลี่ยม (trigonal pyramidal)

ก. BF_3

ข. CF_4

ค. XeF_2

ง. PF_3

ข้อ 38 ★★★★☆

โมเลกุลในข้อใดมีมุมพันธะ **เล็กที่สุด**

ก. CH_4

ข. NH_3

ค. H_2O

ง. H_2S

ข้อ 39 ★★★★☆

NH_3 และ NF_3 ต่างเป็นโมเลกุลแบบ AX_3E ที่มี N เป็นอะตอมกลางเหมือนกัน แต่มุมพันธะ H–N–H ในแอมโมเนีย ($\approx 107^\circ$) กว้างกว่ามุมพันธะ F–N–F ใน NF_3 ($\approx 102^\circ$) สาเหตุหลักของความแตกต่างนี้คือข้อใด

ก. F มีขนาดอะตอมใหญ่กว่า H จึงเบียดกันเองมากกว่า

ข. $EN(F) > EN(H)$ ทำให้ F ดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะออกจาก N มากกว่า คู่พันธะจึงผลักกันเองที่ N น้อยลง มุมจึงแคบกว่า

ค. NF_3 มีคู่โดดเดี่ยวมากกว่า NH_3

ง. พันธะ N–F เป็นพันธะสาม ส่วน N–H เป็นพันธะเดี่ยว

ข้อ 40 ★★★★☆

NH_3 และ PH_3 ต่างเป็นโมเลกุลแบบ AX_3E ที่มีอะตอมล้อมรอบเป็น H เหมือนกัน แต่มุมพันธะ H–N–H ($\approx 107^\circ$) กว้างกว่ามุมพันธะ H–P–H ($\approx 93.5^\circ$) สาเหตุหลักของความแตกต่างนี้คือข้อใด

ก. $EN(\mathrm{N}) > EN(\mathrm{P})$ ทำให้ N ดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะเข้าใกล้ตัวมากกว่า คู่พันธะจึงผลักกันเองมากกว่า มุมจึงกว้างกว่า

ข. $EN(\mathrm{P}) > EN(\mathrm{N})$ ทำให้ P ดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะเข้าใกล้ตัวมากกว่า

ค. PH_3 มีคู่โดดเดี่ยวมากกว่า NH_3 จึงบีบมุมให้แคบกว่า

ง. พันธะ P–H สั้นกว่าพันธะ N–H มาก

ข้อ 41 ★★★★☆ แนว สอวน.

ไอออนไนไตรต์ NO_2^- (N เป็นอะตอมกลาง) มีโครงสร้างเรโซแนนซ์ 2 แบบเทียบเท่ากัน โดยแต่ละแบบมีพันธะ N=O หนึ่งเส้น และ N–O หนึ่งเส้น จงระบุรูปร่างโมเลกุลและอันดับพันธะ (bond order) เฉลี่ยของพันธะ N–O

ก. มุมงอ (bent), อันดับพันธะ 1.5

ข. เส้นตรง (linear), อันดับพันธะ 1.5

ค. มุมงอ (bent), อันดับพันธะ 2

ง. มุมงอ (bent), อันดับพันธะ 1

ข้อ 42 ★★★★★

พิจารณาอนุภาคสามชนิดที่มีอะตอมเรียงแบบ O–N–O เหมือนกัน ได้แก่ NO_2^+, NO_2 และ NO_2^- การเรียงลำดับมุมพันธะ O–N–O จากมากไปน้อยในข้อใดถูกต้อง

ก. $NO_2^+ > NO_2 > NO_2^-$

ข. $NO_2^- > NO_2 > NO_2^+$

ค. $NO_2 > NO_2^+ > NO_2^-$

ง. มุมพันธะเท่ากันทั้งสามอนุภาค เพราะสูตรอะตอมเหมือนกัน

5 สภาพขั้วของโมเลกุลและแรงระหว่างโมเลกุล

8. สภาพขั้วของโมเลกุล

แยก 2 ระดับให้ชัด:

1. **ขั้วของพันธะ** — เกิดจาก ΔEN ของสองอะตอม อะตอม EN สูงดึงอิเล็กตรอนเข้าหาตัว เกิดขั้ว δ^- / δ^+ วัดเป็นไดโพลโมเมนต์ $\mu = q \times d$
2. **ขั้วของโมเลกุล** — เอาเวกเตอร์ไดโพลของทุกพันธะมารวมกัน **ตามรูปร่างโมเลกุล** ถ้าหักล้างกันหมด = ไม่มีขั้ว

สูตรลัดตัดสินใจ: โมเลกุลจะ **ไม่มีขั้ว** เมื่อ (ก) อะตอมรอบเหมือนกันทุกตัว และ (ข) รูปร่างสมมาตร (เส้นตรง, สามเหลี่ยมแบนราบ, ทรงสี่หน้า, พีระมิดคู่, ทรงแปดหน้า, สี่เหลี่ยมแบนราบ) — ผิดเงื่อนไขข้อใดข้อหนึ่ง = มีขั้ว

ตัวอย่างเทียบคู่ที่ออกสอบบ่อย: CO_2 เส้นตรง ไดโพลหักล้าง → ไม่มีขั้ว แต่ SO_2 มุมงอ → มีขั้ว; CCl_4 ทรงสี่หน้าสมมาตร → ไม่มีขั้ว แต่ $CHCl_3$ → มีขั้ว

ตัวอย่างโจทย์ 7 พันธะ H–Cl ยาว 1.27 Å ถ้าอิเล็กตรอนถูกโอนขาดเต็มหน่วย (ไอออนิก 100%) จะมีไดโพลโมเมนต์ 4.80×1.27 D แต่ค่าที่วัดได้จริงคือ 1.08 D จงหาร้อยละความเป็นไอออนิกของพันธะ H–Cl

วิธีทำ ขั้นที่ 1 — ไดโพลโมเมนต์ตามทฤษฎี (ประจุเต็ม e ที่ระยะ 1.27 Å):

$$\mu_{\text{ionic}} = 4.80 \times 1.27 = 6.10 \text{ D}$$

ขั้นที่ 2 — เทียบกับค่าจริง:

$$\%\text{ ionic} = \frac{1.08}{6.10} \times 100 \approx 17.7\%$$

คำตอบ: ประมาณ 17.7% — แปลว่า HCl เป็นโคเวเลนต์มีขั้ว (ขั้วปานกลาง) ไม่ใช่ไอออนิก ตัวเลขนี้ยืนยันแนวคิด "พันธะเป็นสเปกตรัม" ที่พูดไว้ตอนต้น

9. แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล (IMF)

แรง **ระหว่าง** โมเลกุล อ่อนกว่าพันธะ **ภายใน** โมเลกุลมาก (ราว 10–100 เท่า) แต่เป็นตัวกำหนดจุดเดือด จุดหลอมเหลว การละลาย — เวลาต้มน้ำ เราสลายแรงระหว่างโมเลกุล ไม่ได้สลายพันธะ O–H!

แรง	เกิดกับ	ความแรง	ปัจจัย
ลอนดอน (แผ่กระจาย)	ทุกโมเลกุล	อ่อนสุด (แต่สะสมได้)	มวลโมเลกุล↑ พื้นที่ผิว↑ → แรง↑
ไดโพล–ไดโพล	โมเลกุลมีขั้ว	ปานกลาง	μ ยิ่งมากยิ่งแรง

แรง	เกิดกับ	ความแรง	ปัจจัย
ไอออน–ไดโพล	ไอออน (บวก/ลบ) กับโมเลกุลมีขั้ว	แรงกว่าไดโพล–ไดโพล	ประจุไอออนยิ่งมาก ยิ่งแรง
พันธะไฮโดรเจน	H เกาะกับ N, O, F เท่านั้น	แรงสุดใน IMF	จำนวนตำแหน่ง H-bond

ข้อควรระวัง: พันธะไฮโดรเจนต้องเป็น H ที่ **เกาะโดยตรง** กับ N, O, F แล้วไปดึงดูดคู่โดดของ N, O, F อีกโมเลกุล — CH_4 มี H แต่เกาะกับ C จึงไม่มีพันธะไฮโดรเจน

แรงไอออน-ไดโพล เกิดระหว่างไอออน (ที่มีประจุเต็มหน่วย $+1, +2, \ldots$) กับโมเลกุลมีขั้ว เช่นเมื่อ $NaCl$ ละลายน้ำ ไอออน Na^+ และ Cl^- แต่ละตัวจะถูกโมเลกุลน้ำ (มีขั้ว) ล้อมรอบ โดยด้าน δ^- ของน้ำหันเข้าหา Na^+ และด้าน δ^+ ของน้ำหันเข้าหา Cl^- — ปรากฏการณ์นี้เรียกว่า **ไฮเดรชัน/การละลาย (hydration/solvation)** เพราะประจุเต็มหน่วยของไอออนแรงกว่าประจุย่อย (δ^+/δ^-) ของโมเลกุลมีขั้วมาก แรงไอออน-ไดโพลจึงแรงกว่าแรงไดโพล-ไดโพลธรรมดา และเป็น **แรงหลัก** ที่ทำให้สารประกอบไอออนิกละลายน้ำได้

ตัวอย่างโจทย์ 8 จงเรียงลำดับจุดเดือดจากต่ำไปสูง: CH_4, H_2S, H_2O, C_4H_{10} พร้อมเหตุผลทีละขั้น

วิธีทำ ขั้นที่ 1 — ระบุแรงเด่นของแต่ละตัว:

- CH_4 (มวล 16): ไม่มีขั้ว → ลอนดอนอย่างเดียว โมเลกุลเล็ก
- C_4H_{10} (มวล 58): ไม่มีขั้ว → ลอนดอนอย่างเดียว แต่โมเลกุลใหญ่กว่า CH_4 มาก
- H_2S (มวล 34): มุมงอ มีขั้ว → ไดโพล–ไดโพล + ลอนดอน (S ไม่ใช่ N, O, F จึงไม่มี H-bond)
- H_2O (มวล 18): มีพันธะไฮโดรเจน โมเลกุลละ 2 ตำแหน่ง

ขั้นที่ 2 — จัดกลุ่มตามชนิดแรงก่อน: H-bond > ไดโพล ≈ ลอนดอนตัวใหญ่ > ลอนดอนตัวเล็ก ขั้นที่ 3 — เทียบภายในกลุ่ม: C_4H_{10} (ลอนดอนสะสมจากมวล 58) กับ H_2S (ไดโพลแต่มวลแค่ 34) — จุดเดือดจริง $C_4H_{10} \approx -0.5^\circ C$ ส่วน $H_2S \approx -60^\circ C$ → ลอนดอนที่สะสมมากพอชนะไดโพลได้!

คำตอบ: $CH_4 < H_2S < C_4H_{10} < H_2O$

บทเรียนจากข้อนี้: อย่าท่องว่า "ไดโพลแรงกว่าลอนดอนเสมอ" — ถ้ามวลต่างกันมาก ลอนดอนพลิกชนะได้ และ H_2O ที่มวลน้อยสุดกลับเดือดสูงสุด (100°C) เพราะพันธะไฮโดรเจน

ฝึกทันที 11 ข้อ (ง่าย→ยาก)

ข้อ 43 ★☆☆☆☆

พันธะในข้อใดเป็นพันธะโคเวเลนต์ **ไม่มีขั้ว**

ก. พันธะ H–Cl ใน HCl

ข. พันธะ O–H ใน H_2O

ค. พันธะ Cl–Cl ใน Cl_2

ง. พันธะ N–H ใน NH_3

ข้อ 44 ★★☆☆☆

กำหนด $EN(\mathrm{C}) = 2.5$ และ $EN(\mathrm{O}) = 3.5$ พันธะ C–O มีค่า ΔEN เท่าใด และจัดเป็นพันธะชนิดใดตามเกณฑ์ตัวเลข ΔEN

- **ก.** $\Delta EN = 1.0$ เป็นโคเวเลนต์มีขั้ว
- **ข.** $\Delta EN = 1.0$ เป็นไอออนิก
- **ค.** $\Delta EN = 6.0$ เป็นโคเวเลนต์ไม่มีขั้ว
- **ง.** $\Delta EN = 0.1$ เป็นโคเวเลนต์ไม่มีขั้ว

ข้อ 45 ★★☆☆☆

ข้อใดกล่าวถึงข้อจำกัดของเกณฑ์ตัวเลข ΔEN (เช่น < 0.5 ไม่มีขั้ว, 0.5–1.7 มีขั้ว, > 1.7 ไอออนิก) ได้ถูกต้องที่สุด

- **ก.** เป็นกฎตายตัว 100% ใช้ตัดสินชนิดพันธะได้โดยไม่ต้องพิจารณาข้อมูลอื่นเพิ่มเติม
- **ข.** เป็นค่าประมาณสำหรับแบ่งช่วงคร่าวๆ เพราะพันธะเป็นสเปกตรัมต่อเนื่อง จึงควรพิจารณาสมบัติทางกายภาพของสารประกอบร่วมด้วยเสมอ
- **ค.** ใช้ได้เฉพาะกับพันธะระหว่างอโลหะกับอโลหะเท่านั้น ใช้กับโลหะไม่ได้เลย
- **ง.** ตัวเลขนี้ใช้แทนค่าพลังงานพันธะได้โดยตรง

ข้อ 46 ★★☆☆☆

แอมโมเนีย $\mathrm{NH_3}$ (มวลโมเลกุล 17) มีจุดเดือด -33 องศาเซลเซียส สูงกว่าฟอสฟีน $\mathrm{PH_3}$ (มวลโมเลกุล 34) ที่มีจุดเดือด -88 องศาเซลเซียส ทั้งที่มวลโมเลกุลน้อยกว่า ข้อใดอธิบายได้ถูกต้องที่สุด (กำหนดมวลอะตอม H = 1, N = 14, P = 31)

- **ก.** $\mathrm{NH_3}$ มีแรงลอนดอนแข็งแรงกว่าเพราะโมเลกุลเล็กกว่า
- **ข.** $\mathrm{NH_3}$ เกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลได้ แต่ $\mathrm{PH_3}$ เกิดไม่ได้
- **ค.** $\mathrm{PH_3}$ เป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว จึงมีเพียงแรงลอนดอน
- **ง.** พันธะ N–H แข็งแรงกว่าพันธะ P–H จึงต้องใช้พลังงานเดือดมากกว่า

ข้อ 47 ★★★☆☆

กำหนดค่า EN โดยประมาณ: $H = 2.1, C = 2.5, N = 3.0, Na = 0.9, Cl = 3.0$ จงพิจารณาพันธะ C–H, N–H และ Na–Cl แล้วเรียงลำดับชนิดพันธะให้ถูกต้องตามลำดับที่ให้มา

- **ก.** โคเวเลนต์ไม่มีขั้ว, โคเวเลนต์มีขั้ว, ไอออนิก
- **ข.** โคเวเลนต์มีขั้ว, โคเวเลนต์ไม่มีขั้ว, ไอออนิก
- **ค.** ไอออนิก, โคเวเลนต์มีขั้ว, โคเวเลนต์ไม่มีขั้ว
- **ง.** โคเวเลนต์ไม่มีขั้ว, ไอออนิก, โคเวเลนต์มีขั้ว

ข้อ 48 ★★★☆☆

เพราะเหตุใดสารประกอบไอออนิกอย่าง NaCl จึงละลายน้ำได้ดี

- **ก.** โมเลกุลน้ำที่มีขั้วล้อมรอบไอออน $\mathrm{Na^+}$ และ $\mathrm{Cl^-}$ ด้วยแรงไอออน-ไดโพล ซึ่งชดเชยพลังงานแลตทิซที่ต้องสลายได้
- **ข.** น้ำทำปฏิกิริยากับ NaCl เกิดพันธะโคเวเลนต์ตัวใหม่ที่แข็งแรงกว่าเดิม
- **ค.** อะตอม Na และ Cl มีพันธะไฮโดรเจนกับโมเลกุลน้ำโดยตรง
- **ง.** แรงลอนดอนระหว่างไอออนกับน้ำแรงกว่าพลังงานแลตทิซของผลึก

ข้อ 49 ★★★☆☆

ข้อใดเรียงลำดับแรงยึดเหนี่ยวจาก "อ่อนที่สุด" ไป "แรงที่สุด" ได้ถูกต้อง (เปรียบเทียบกรณีทั่วไป)

- **ก.** ลอนดอน < ไดโพล–ไดโพล < ไอออน–ไดโพล
- **ข.** ไอออน–ไดโพล < ไดโพล–ไดโพล < ลอนดอน
- **ค.** ไดโพล–ไดโพล < ลอนดอน < ไอออน–ไดโพล
- **ง.** ไอออน–ไดโพล < ลอนดอน < ไดโพล–ไดโพล

ข้อ 50 ★★★☆☆

เมื่อเปรียบเทียบ $NaCl$ กับ $MgCl_2$ ที่ละลายในน้ำทั้งคู่ แรงไอออน-ไดโพลระหว่างไอออนบวกกับโมเลกุลน้ำของสารใดแรงกว่ากัน และเพราะเหตุใด

- **ก.** $MgCl_2$ แรงกว่า เพราะ Mg^{2+} มีประจุมากกว่า Na^+
- **ข.** $NaCl$ แรงกว่า เพราะ Na^+ มีขนาดใหญ่กว่า Mg^{2+}
- **ค.** แรงเท่ากัน เพราะทั้งคู่เป็นไอออนบวกที่ทำปฏิกิริยากับน้ำเหมือนกัน
- **ง.** ไม่สามารถเปรียบเทียบได้ เพราะแรงไอออน-ไดโพลไม่ขึ้นกับประจุ

ข้อ 51 ★★★☆☆

สารในข้อใดสามารถเกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลของสารชนิดเดียวกันได้

- **ก.** CH_3F
- **ข.** CH_3-O-CH_3
- **ค.** CH_3NH_2
- **ง.** CH_3CHO

ข้อ 52 ★★★★☆

ชุดโมเลกุลในข้อใดเป็นโมเลกุลมีขั้ว (polar molecule) ทั้งหมด

- **ก.** CO_2, SO_2, H_2O
- **ข.** BF_3, NH_3, CH_4
- **ค.** $CCl_4, CHCl_3, HCl$
- **ง.** $SO_2, NH_3, CHCl_3$

ข้อ 53 ★★★★★

พิจารณาข้อความต่อไปนี้ (ก) HF มีจุดเดือดสูงกว่า HCl ทั้งที่มวลโมเลกุลน้อยกว่า เพราะ HF เกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลได้ (ข) เมทานอล CH_3OH ละลายในเฮกเซน C_6H_{14} ได้ดีกว่าละลายในน้ำ (ค) จุดเดือดของ HCl < HBr < HI เพราะแรงลอนดอนเพิ่มขึ้นตามจำนวนอิเล็กตรอนและขนาดโมเลกุล ข้อความใดถูกต้อง

- **ก.** ก และ ข
- **ข.** ข และ ค
- **ค.** ก และ ค
- **ง.** ก ข และ ค

6 พันธะโลหะ และเชื่อมชนิดพันธะกับสมบัติของสาร

10. พันธะโลหะ

แบบจำลอง "ทะเลอิเล็กตรอน": ไอออนบวกของโลหะเรียงเป็นโครงผลึก จมอยู่ในทะเลเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่ไหลเวียนอิสระ ไม่สังกัดอะตอมใด แรงดึงดูดระหว่างไอออนบวกกับทะเลอิเล็กตรอนคือพันธะโลหะ

อธิบายสมบัติได้ครบทุกข้อ:

- **นำไฟฟ้า/นำความร้อนได้ทุกสถานะ** — อิเล็กตรอนอิสระเคลื่อนที่พาประจุและพลังงาน
- **ตี แผ่ รีดได้ ไม่เปราะ** — ชั้นไอออนเลื่อนได้โดยทะเลอิเล็กตรอนยังโอบไว้ (ต่างจากไอออนิกที่เลื่อนแล้วประจุผลักกันแตก)
- **ผิวมันวาว** — อิเล็กตรอนอิสระดูดกลืนและปลดปล่อยแสงได้ทุกความถี่
- **จุดหลอมเหลวมักสูง** และยิ่งมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาก พันธะยิ่งแรง: จุดหลอมเหลว $\mathrm{Na} < \mathrm{Mg} < \mathrm{Al}$ ตามจำนวนอิเล็กตรอนที่เทลงทะเล (1, 2, 3 ตัวตามลำดับ)

11. เชื่อมชนิดพันธะกับสมบัติของสาร — สรุปภาพใหญ่

ข้อสอบแนว "ให้ตารางสมบัติ ถามว่าเป็นสารประเภทใด" ใช้ตารางนี้ตัดสินได้ทันที:

ประเภทผลึก	อนุภาค/แรงยึด	จุดหลอมเหลว	นำไฟฟ้า	ตัวอย่าง
ไอออนิก	ไอออน/แรงไฟฟ้าสถิต	สูง	เฉพาะหลอมเหลว/ละลายน้ำ	NaCl, MgO
โมเลกุล	โมเลกุล/IMF	ต่ำ	ไม่นำ (ทุกสถานะ)	$\mathrm{I_2}$, น้ำแข็ง, $\mathrm{CO_2}$ แห้ง
โครงผลึกร่างตาข่าย	อะตอม/พันธะโคเวเลนต์ต่อเนื่อง	สูงมาก	ไม่นำ (ยกเว้นแกรไฟต์)	เพชร, $\mathrm{SiO_2}$
โลหะ	ไอออนบวก/ทะเลอิเล็กตรอน	มักสูง	นำทุกสถานะ	Cu, Fe

กรณีพิเศษที่ถูกถามซ้ำๆ: **เพชร vs แกรไฟต์** — เพชร C ต่อกัน 4 ทิศ (ทรงสี่หน้า) แข็งสุด ไม่นำไฟฟ้า; แกรไฟต์ C ต่อกัน 3 ทิศเป็นชั้น เหลืออิเล็กตรอนอิสระ 1 ตัวต่ออะตอม → นำไฟฟ้าได้ และชั้นเลื่อนหลุดง่าย (ใช้ทำไส้ดินสอ) ทั้งคู่คือโครงผลึกร่างตาข่ายเหมือนกันแต่โครงสร้างต่างกัน

ตัวอย่างโจทย์ 9 สาร X เป็นของแข็งจุดหลอมเหลว 801°C ไม่นำไฟฟ้าเมื่อเป็นของแข็ง แต่นำไฟฟ้าเมื่อหลอมเหลว สาร Y จุดหลอมเหลว 114°C ไม่นำไฟฟ้าทุกสถานะ สาร Z จุดหลอมเหลวเกิน 3000°C แข็งมาก ไม่นำไฟฟ้า จงระบุประเภทของแต่ละสาร

วิธีทำ

- X: จุดหลอมเหลวสูง + นำไฟฟ้าเฉพาะตอนหลอมเหลว = มีไอออนที่ถูกตรึงในของแข็งแล้วหลุดเป็นอิสระเมื่อหลอม → **ไอออนิก** (จริงๆ คือ NaCl)
- Y: จุดหลอมเหลวต่ำ + ไม่นำไฟฟ้าเลย = ยึดกันด้วย IMF อ่อนๆ ไม่มีอนุภาคมีประจุอิสระ → **ผลึกโมเลกุล** (เช่น I_2 หรือ กำมะถัน S_8)
- Z: จุดหลอมเหลวสูงลิ่ว + แข็งมาก + ไม่นำไฟฟ้า = อะตอมต่อกันด้วยโคเวเลนต์ทั้งก้อน → **โครงผลึกร่างตาข่าย** (เช่น เพชร)

หัวใจของการวินิจฉัย: **การนำไฟฟ้าแยกไอออนิกออกจากโครงร่างตาข่าย** (จุดหลอมเหลวสูงเหมือนกัน) และ **จุดหลอมเหลวแยกผลึกโมเลกุลออกจากพวกที่เหลือ**

✏️ ฝึกทันที 7 ข้อ (ง่าย→ยาก)

ข้อ 54 ★☆☆☆☆

เพชรซึ่งประกอบด้วยอะตอมคาร์บอนยึดต่อกันด้วยพันธะโคเวเลนต์ต่อเนื่องกันทั้งก้อน จัดเป็นผลึกของแข็งประเภทใด

ก. ผลึกโมเลกุล
ข. ผลึกไอออนิก
ค. ผลึกโคเวเลนต์โครงร่างตาข่าย
ง. ผลึกโลหะ

ข้อ 55 ★★☆☆☆

ข้อใดอธิบายสาเหตุที่โลหะนำไฟฟ้าได้ดีในสถานะของแข็งได้ถูกต้องที่สุด

ก. ไอออนบวกของโลหะเคลื่อนที่ผ่านโครงผลึกเพื่อพาประจุ
ข. เวเลนซ์อิเล็กตรอนไม่ยึดติดกับอะตอมใดอะตอมหนึ่ง สามารถเคลื่อนที่ได้อย่างอิสระทั่วทั้งโครงผลึก
ค. โลหะมีทั้งไอออนบวกและไอออนลบที่เคลื่อนที่สวนทางกัน
ง. อะตอมโลหะส่งผ่านโปรตอนต่อกันเป็นทอด ๆ เมื่อมีสนามไฟฟ้า

ข้อ 56 ★★★☆☆

เมื่อผสมสารละลาย $BaCl_2$ กับสารละลาย Na_2SO_4 จะเกิดตะกอนสีขาว สมการไอออนิกสุทธิ (net ionic equation) ของปฏิกิริยานี้คือข้อใด

ก. $BaCl_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(aq)$
ข. $Ba^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq) + 2Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2Na^+(aq) + 2Cl^-(aq)$
ค. $Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$
ง. $Na^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow NaCl(s)$

ข้อ 57 ★★★☆☆

พิจารณาการผสมสารละลายแต่ละคู่ต่อไปนี้ (ก) $AgNO_3$ กับ KCl (ข) $NaNO_3$ กับ K_2SO_4 (ค) $Pb(NO_3)_2$ กับ KI การผสมในข้อใดเกิดตะกอน

ก. ก เท่านั้น
ข. ก และ ค
ค. ข และ ค
ง. ก ข และ ค

ข้อ 58 ★★★☆☆

ของแข็ง X มีจุดหลอมเหลวสูงประมาณ 800 องศาเซลเซียส ไม่นำไฟฟ้าในสถานะของแข็ง แต่นำไฟฟ้าได้ดีเมื่อหลอมเหลวหรือเมื่อละลายน้ำ X ควรเป็นสารประเภทใด

ก. โลหะ

ข. สารโคเวเลนต์โครงร่างตาข่าย

ค. สารโมเลกุลโคเวเลนต์มีขั้ว

ง. สารประกอบไอออนิก

ข้อ 59 ★★★★☆

เพชรและแกรไฟต์ต่างเป็นอัญรูปของคาร์บอนที่เป็นผลึกโคเวเลนต์โครงร่างตาข่ายเหมือนกัน ข้อใดกล่าว **ถูกต้อง**

ก. แกรไฟต์นำไฟฟ้าได้เพราะคาร์บอนแต่ละอะตอมสร้างพันธะเพียง 3 พันธะ เหลืออิเล็กตรอน 1 ตัวที่เคลื่อนที่ได้อิสระภายในระนาบชั้น

ข. เพชรนำไฟฟ้าได้ดีกว่าแกรไฟต์เพราะโครงสร้างสามมิติส่งผ่านอิเล็กตรอนได้ทุกทิศทาง

ค. ชั้นของแกรไฟต์ยึดต่อกันด้วยพันธะโคเวเลนต์ จึงเลื่อนไถลออกจากกันได้ง่าย

ง. แกรไฟต์แข็งกว่าเพชรเพราะพันธะ C–C ภายในชั้นสั้นและแข็งแรงกว่าพันธะในเพชร

ข้อ 60 ★★★★★

การละลายเกลือไอออนิก MX ในน้ำ แบ่งคิดได้ 2 ขั้น คือ (1) สลายโครงผลึก $\mathrm{MX(s)} \rightarrow \mathrm{M^+(g)} + \mathrm{X^-(g)}$ ดูดพลังงาน $+788$ kJ/mol และ (2) ไอออนถูกล้อมด้วยโมเลกุลน้ำ (ไฮเดรชัน) คายพลังงาน -784 kJ/mol ข้อสรุปใดถูกต้อง

ก. การละลายคายพลังงานสุทธิ 4 kJ/mol อุณหภูมิของสารละลายจึงสูงขึ้น

ข. การละลายดูดพลังงานสุทธิ 4 kJ/mol อุณหภูมิของสารละลายจึงลดลงเล็กน้อย

ค. การละลายดูดพลังงานสุทธิ 1572 kJ/mol เกลือนี้จึงไม่ละลายน้ำ

ง. พลังงานสองขั้นไม่เกี่ยวข้องกัน สรุปพลังงานรวมของการละลายไม่ได้

7 สรุปและจุดพลาดบ่อย

📌 สรุปสูตรและประเด็นต้องจำ

สูตร/หลักการ	สมการ	ใช้ทำอะไร
พลังงานแลตทิซ (คูลอมบ์)	$E \propto \frac{\lvert q_+ \times q_- \rvert}{r_+ + r_-}$	เทียบจุดหลอมเหลวสารไอออนิก
ประจุฟอร์มัล	$FC = V - N - \frac{B}{2}$	เลือกโครงสร้างลิวอิสที่ดีสุด
ความร้อนจากพลังงานพันธะ	$\Delta H = \sum BE_{\text{broken}} - \sum BE_{\text{formed}}$	ประมาณ ΔH ปฏิกิริยาแก๊ส
อันดับพันธะ (เรโซแนนซ์)	$\text{bond order} = \frac{\text{total bonds}}{\text{positions}}$	เทียบความยาว/ความแรงพันธะ
ไดโพลโมเมนต์	$\mu = q \times d$	วัดขั้วของพันธะ
คู่โดดอะตอมกลาง	$\frac{V_{\text{central}} - \text{bonds}}{2}$	หา $\mathrm{AX_mE_n}$ ก่อนตอบรูปร่าง

ค่าที่ควรติดหัว: $\Delta EN \gtrsim 1.7$ → ไอออนิก; มุม 180°/120°/109.5°/107°/104.5°/90°; ลำดับแรงผลัก lp–lp > lp–bp > bp–bp; H-bond ต้องมี H เกาะ N, O, F เท่านั้น; ความแรงพันธะ: สาม > คู่ > เดี่ยว แต่ความยาวกลับกัน

ลำดับการวิเคราะห์โมเลกุลให้ครบทุกมิติ (ทำตามนี้ทุกข้อ):

1. นับอิเล็กตรอน → วาดลิวอิส
2. เช็กเรโซแนนซ์/ประจุฟอร์มัล
3. นับกลุ่มอิเล็กตรอน → รูปร่าง VSEPR
4. รวมเวกเตอร์ไดโพล → มี/ไม่มีขั้ว
5. ระบุ IMF → ทำนายจุดเดือด/การละลาย

⚠️ จุดที่เด็กพลาดบ่อย

- **ตอบรูปร่างโดยไม่เช็กคู่โดด** — เห็น 4 อะตอมรอบก็ตอบทรงสี่หน้าทันที ทั้งที่ $\mathrm{XeF_4}$ เป็นสี่เหลี่ยมแบนราบ วิธีเลี่ยง: คำนวณคู่โดดของอะตอมกลางทุกครั้งก่อนเปิดตาราง VSEPR
- **สับสน "รูปร่างกลุ่มอิเล็กตรอน" กับ "รูปร่างโมเลกุล"** — $\mathrm{NH_3}$ กลุ่มอิเล็กตรอนจัดแบบทรงสี่หน้า แต่รูปร่างโมเลกุล (นับเฉพาะอะตอม) คือพีระมิดฐานสามเหลี่ยม ข้อสอบถามอย่างหลังเสมอถ้าไม่ระบุ
- **คิดว่าพันธะมีขั้ว = โมเลกุลมีขั้ว** — $\mathrm{CO_2}$ มีพันธะ C=O ขั้วแรงสองเส้น แต่หักล้างกันเพราะเส้นตรง วิธีเลี่ยง: วาดเวกเตอร์บนรูปร่างจริงก่อนสรุปทุกครั้ง
- **สลับเครื่องหมายในสูตรพลังงานพันธะ** — จำผิดเป็น "formed ลบ broken" แล้วได้เครื่องหมายกลับด้าน วิธีเลี่ยง: ท่องว่า "สลายดูด สร้างคาย" แล้วเช็กความสมเหตุสมผล (การเผาไหม้ต้องได้ค่าลบ)
- **ให้ $\mathrm{CH_4}$ หรือ HF ผิดบทบาทเรื่องพันธะไฮโดรเจน** — $\mathrm{CH_4}$ มี H แต่ไม่มี H-bond (H เกาะ C) ส่วน HCl ก็ไม่มี (Cl ไม่ใช่ N, O, F แม้ EN จะสูง) วิธีเลี่ยง: เช็กว่า H เกาะโดยตรงกับ N, O, F หรือไม่ เท่านั้นจบ

- **บอกว่าตอนน้ำเดือด พันธะ O–H แตก** — ผิด! ที่แตกคือพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุล พันธะ O–H ในโมเลกุลอยู่ครบ วิธีเลี่ยง: ถามตัวเองว่ากระบวนการเปลี่ยนสถานะหรือเปลี่ยนสาร ถ้าแค่เปลี่ยนสถานะ = สลายเฉพาะ IMF
- **เรียงจุดเดือดโดยดูมวลอย่างเดียวหรือดูขั้วอย่างเดียว** — ต้องดูชนิดแรงก่อน (H-bond > อื่นๆ) แล้วค่อยเทียบมวลภายในกลุ่ม และระวังลอนดอนของโมเลกุลใหญ่ชนะไดโพลของโมเลกุลเล็กได้ (เช่น C_4H_{10} ชนะ H_2S)
- **ลืมบวก/ลบอิเล็กตรอนของประจุไอออนตอนนับ** — CO_3^{2-} ต้องบวก 2, NH_4^+ ต้องลบ 1 วิธีเลี่ยง: เขียนบรรทัดนับอิเล็กตรอนแยกเป็นขั้นแรกเสมอ ห้ามนับในใจ
- **ใช้กฎออกเตตกับคาบ 3 แบบตายตัว** — ไปบังคับให้ S ใน SF_6 มี 8 อิเล็กตรอนแล้ววาดไม่ออก วิธีเลี่ยง: จำข้อยกเว้นเป็นชุด (Be 4, B 6, คาบ 3 ขยายได้ถึง 12, NO/NO_2 อิเล็กตรอนคี่)
- **เปราะ vs ตีแผ่ได้** — ไอออนิกเปราะเพราะเลื่อนชั้นแล้วประจุเหมือนกันเจอกัน โลหะตีแผ่ได้เพราะทะเลอิเล็กตรอนโอบตาม ใช้เหตุผลนี้ตอบข้อสอบอัตนัย อย่าตอบแค่ "เพราะเป็นโลหะ/ไอออนิก"

เฉลยย่อ บทที่ 4

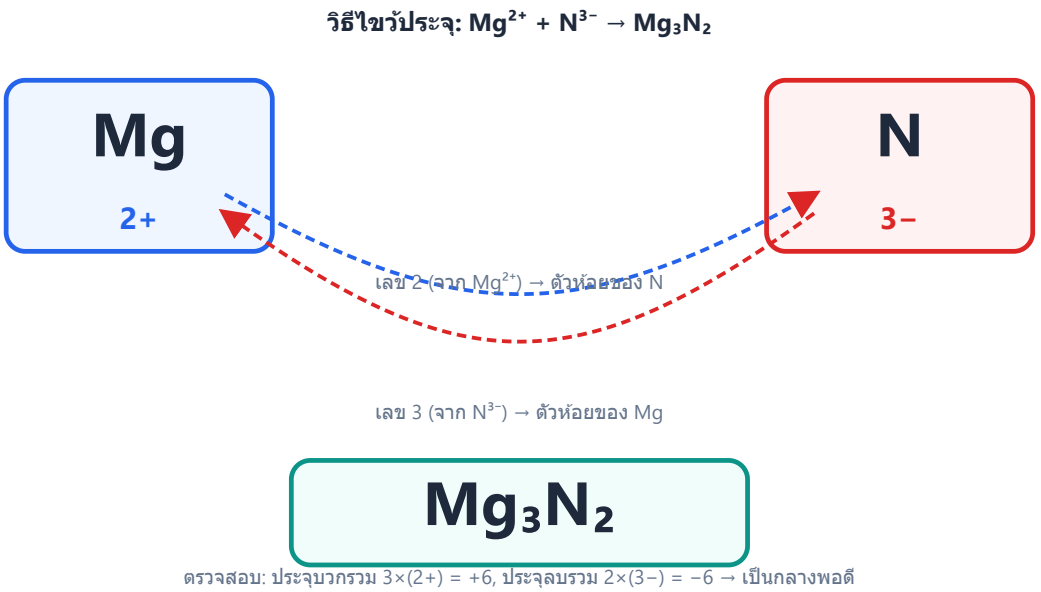
1. ค	2. ก	3. ง	4. ข	5. ก	6. ข	7. ง	8. ง	9. ข	10. ค	11. ก	12. ก	13. ก
14. ก	15. ข	16. ง	17. ก	18. ข	19. ก	20. ง	21. ก	22. ก	23. ข	24. ข	25. ก	26. ก
27. ก	28. ค	29. ค	30. ข	31. ก	32. ง	33. ค	34. ก	35. ค	36. ข	37. ง	38. ง	39. ข
40. ก	41. ก	42. ก	43. ค	44. ก	45. ข	46. ข	47. ก	48. ก	49. ก	50. ก	51. ค	52. ง
53. ค	54. ค	55. ข	56. ค	57. ข	58. ง	59. ก	60. ข					

เฉลยละเอียด บทที่ 4

ข้อ 1 — ตอบ ค.

Mg_3N_2

❶ ขั้นที่ 1: หาประจุของไอออนแต่ละชนิด



- Mg อยู่หมู่ IIA มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 2 ตัว จึงเสียอิเล็กตรอน 2 ตัว กลายเป็น Mg^{2+}
- N อยู่หมู่ VA มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 5 ตัว จึงรับอิเล็กตรอน 3 ตัวให้ครบออกเตต กลายเป็น N^{3-}

❷ ขั้นที่ 2: ทำให้ประจุรวมเป็นศูนย์ (วิธีไขว้ประจุ)

ต้องใช้ Mg^{2+} จำนวน 3 ไอออน (ประจุรวม $+6$) กับ N^{3-} จำนวน 2 ไอออน (ประจุรวม -6)

$$3(+2) + 2(-3) = 0$$

จึงได้สูตร Mg_3N_2 เรียกชื่อว่า แมกนีเซียมไนไตรด์ (magnesium nitride)

เหตุใดตัวเลือกอื่นจึงผิด

- MgN มาจากการจับคู่ 1:1 โดยไม่คิดประจุ
- Mg_2N_3 มาจากการไขว้ประจุกลับด้าน (เอาประจุของ Mg ไปเป็นตัวห้อยของ Mg เอง)
- Mg_2N ประจุรวมไม่เป็นศูนย์ $(+4 - 3 = +1)$

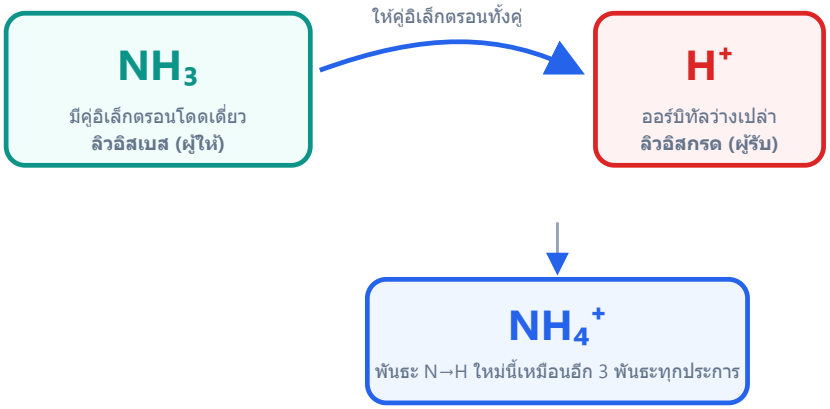
ตอบ: ข้อ ค. Mg_3N_2

ข้อ 2 — ตอบ ก.

H_3O^+

> **นิยาม:** พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ คือพันธะโคเวเลนต์ที่อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ **มาจากอะตอมเดียว** (อะตอมหนึ่งให้ทั้งคู่ อีกอะตอมไม่ได้ให้เลย)

พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$



ต่างจากพันธะโคเวเลนต์ธรรมดาแค่ "ที่มา" ของอิเล็กตรอนคู่ (มาจากอะตอมเดียว ไม่ใช่คนละอะตอม)

วิเคราะห์ทีละตัวเลือก

1. H_3O^+ : เกิดจาก $H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$ โดย H^+ ไม่มีอิเล็กตรอนเลย O จึงใช้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวของตัวเองสร้างพันธะให้ทั้งคู่ → พันธะที่สามนี้คือ **พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์** (แต่เมื่อเกิดแล้ว พันธะ O–H ทั้งสามจะเหมือนกันทุกประการ แยกไม่ออกว่าพันธะใดเป็นโคออร์ดิเนต)
2. CH_4 : พันธะ C–H ทั้ง 4 เกิดจาก C และ H ให้อิเล็กตรอนฝ่ายละ 1 ตัวตามปกติ
3. $MgCl_2$: เป็นพันธะไอออนิก (โลหะหมู่ IIA กับอโลหะหมู่ VIIA มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอน ไม่ใช่ใช้ร่วมกัน) — ตัวลวงสำหรับคนที่สับสนระหว่าง "การถ่ายโอนอิเล็กตรอนไปเลย" กับ "การให้อิเล็กตรอนทั้งคู่แต่ยังใช้ร่วมกัน"
4. N_2 : พันธะสามเกิดจาก N แต่ละอะตอมให้อิเล็กตรอนฝ่ายละ 3 ตัวเท่ากัน

คำตอบคือ H_3O^+

> **ตอบ:** ข้อ ก. H_3O^+

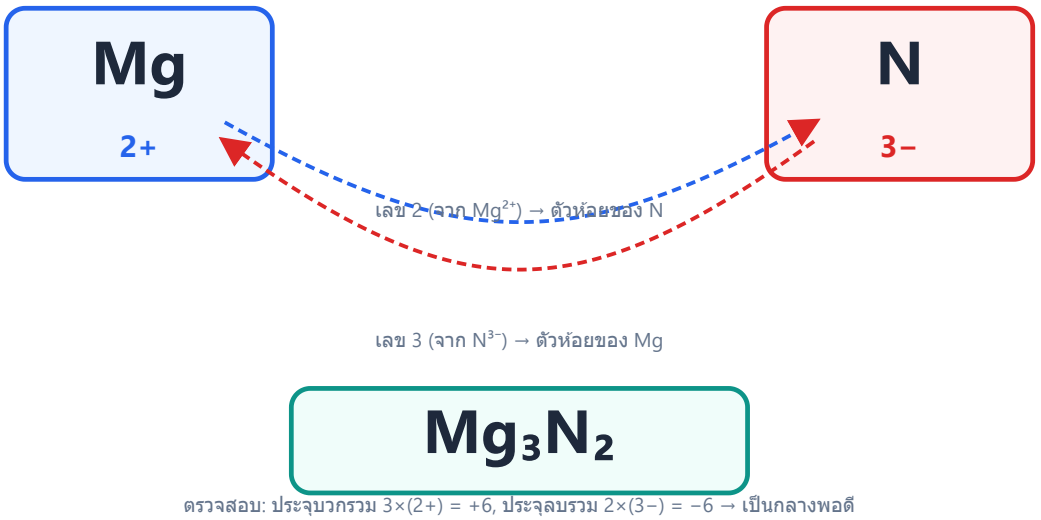
ข้อ 3 — ตอบ ง.

Cu_2O เรียกว่า คอปเปอร์(II)ออกไซด์

หลักการเรียกชื่อ

- **สารโคเวเลนต์** (อโลหะ + อโลหะ): ใช้คำนำหน้าบอกจำนวนอะตอม (มอนอ- ได- ไตร- เตตระ- เพนตะ-)
- **สารไอออนิกของโลหะประจุเดียว** (หมู่ IA, IIA, Al): เรียกชื่อโลหะตามด้วยชื่อไอออนลบ ไม่ต้องบอกเลขประจุ ไม่ใช้คำนำหน้า
- **สารไอออนิกของโลหะแทรนซิชัน** (มีได้หลายประจุ): ต้องระบุเลขออกซิเดชันของโลหะเป็นเลขโรมันในวงเล็บ

วิธีไขว้ประจุ: $Mg^{2+} + N^{3-} \rightarrow Mg_3N_2$



ตรวจทีละข้อ

1. N_2O_5 : โคเวเลนต์ → N 2 อะตอม (ได-), O 5 อะตอม (เพนตะ-) → "ไดไนโตรเจนเพนตะออกไซด์" **ถูกต้อง**
2. $CaCl_2$: Ca เป็นโลหะหมู่ IIA มีประจุ $+2$ ค่าเดียว → "แคลเซียมคลอไรด์" **ถูกต้อง** (ไม่ต้องเรียกแคลเซียมไดคลอไรด์)
3. PCl_3 : โคเวเลนต์ → "ฟอสฟอรัสไตรคลอไรด์" **ถูกต้อง**
4. Cu_2O : หาเลขออกซิเดชันของ Cu จากสมดุลประจุ ให้ Cu เป็น x จะได้ $2x + (-2) = 0$ ดังนั้น $x = +1$ → ต้องเรียกว่า **คอปเปอร์(I)ออกไซด์** ไม่ใช่คอปเปอร์(II)ออกไซด์ (คอปเปอร์(II)ออกไซด์คือ CuO)

ที่มาของตัวลวง: ผู้เรียนมักสับสนว่าตัวห้อย 2 ที่ Cu หมายถึงประจุ $+2$ แท้จริงตัวห้อยยิ่งมากแปลว่าประจุต่อไอออนยิ่งน้อย (ต้องใช้หลายไอออนมาถ่วงประจุกับ O^{2-} หนึ่งไอออน)

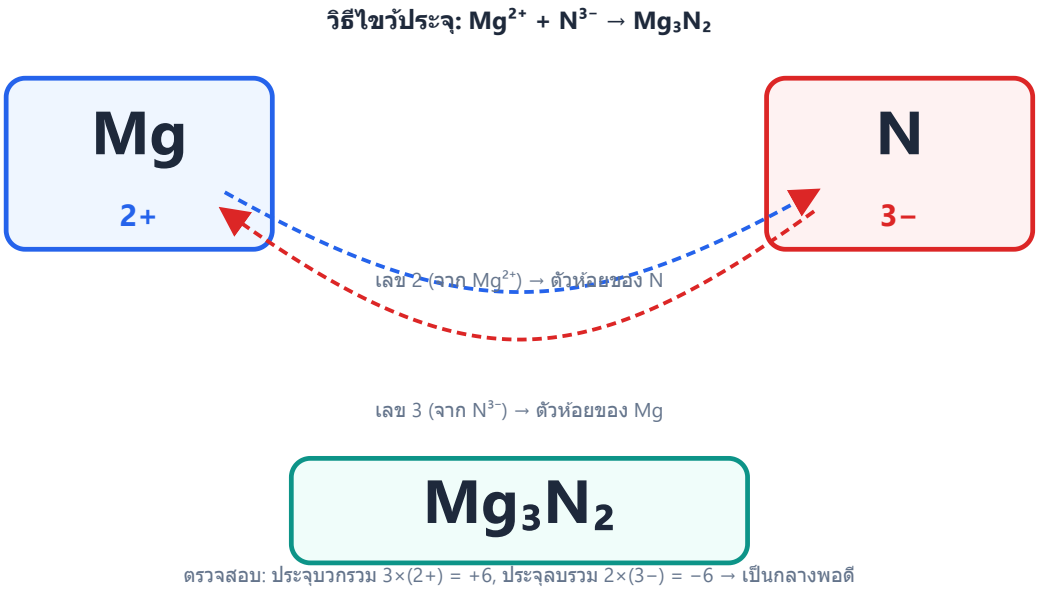
คำตอบคือ Cu_2O เรียกว่า คอปเปอร์(II)ออกไซด์

ตอบ: ข้อ ง. Cu_2O เรียกว่า คอปเปอร์(II)ออกไซด์

ข้อ 4 — ตอบ ข.

$Fe_2(SO_4)_3$

1 ขั้นที่ 1: อ่านชื่อหาประจุของแต่ละไอออน



- "ไอรอน(III)" หมายถึงไอออนบวกของเหล็กที่มีเลขออกซิเดชัน $+3$ คือ Fe^{3+} (เลขโรมันในวงเล็บบอกประจุของโลหะแทรนซิชันเสมอ เพราะ Fe มีได้หลายประจุ ต่างจากโลหะหมู่ IA/IIA ที่ไม่ต้องระบุ)
- "ซัลเฟต" คือไอออนหลายอะตอมที่ต้องจำสูตรและประจุไว้ คือ SO_4^{2-}

2 ขั้นที่ 2: ไขว้ประจุเพื่อให้ผลรวมประจุเป็นศูนย์

ประจุของ Fe^{3+} คือ 3 และของ SO_4^{2-} คือ 2 นำเลขประจุไปไขว้เป็นตัวห้อยของอีกฝ่าย (ต้องใส่วงเล็บรอบ SO_4 เพราะมีมากกว่า 1 หน่วย):

$$Fe^{3+} + SO_4^{2-} \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3$$

3 ขั้นที่ 3: ตรวจสอบสมดุลประจุ

$$2(+3) + 3(-2) = 6 - 6 = 0 \checkmark$$

ประจุรวมเป็นศูนย์พอดี สูตรจึงถูกต้อง

เหตุใดตัวเลือกอื่นจึงผิด

- $FeSO_4$: ใช้อัตราส่วน 1:1 โดยไม่ไขว้ประจุ ซึ่งจะสมดุลได้ก็ต่อเมื่อ Fe มีประจุ $+2$ (นี่คือสูตรของไอรอน(II) ซัลเฟต ไม่ใช่ไอรอน(III))
- $Fe_3(SO_4)_2$: ไขว้ประจุกลับด้าน (เอาเลข 3 จาก Fe^{3+} ไปเป็นตัวห้อยของ Fe เองแทนที่จะไปเป็นตัวห้อยของ SO_4) ตรวจสอบประจุ: $3(+3) + 2(-2) = 9 - 4 = +5 \neq 0$ ไม่สมดุล
- $Fe(SO_4)_3$: ใส่ตัวห้อย 3 ให้ SO_4 แต่ลืมไขว้ประจุ 2 กลับไปที่ Fe ตรวจสอบประจุ: $1(+3) + 3(-2) = 3 - 6 = -3 \neq 0$ ไม่สมดุล

คำตอบคือ $Fe_2(SO_4)_3$

ตอบ: ข้อ ข. $Fe_2(SO_4)_3$

ข้อ 5 — ตอบ ก.

K และ F

หลักคิดแบบเร็ว: พันธะไอออนิกชัดเจนที่สุดเกิดระหว่างโลหะที่ว่องไวเสียอิเล็กตรอนที่สุด (มุมล่างซ้ายของตาราง) กับอโลหะที่ว่องไวรับอิเล็กตรอนที่สุด (มุมบนขวา)

K อยู่หมู่ IA คาบ 4 (โลหะแอลคาไล เสียอิเล็กตรอนง่ายมาก) และ F อยู่หมู่ VIIA คาบ 2 (อโลหะที่ EN สูงสุดในตาราง) คู่นี้จึงอยู่ห่างกันสุดขั้วทั้งแนวโลหะ-อโลหะและ EN

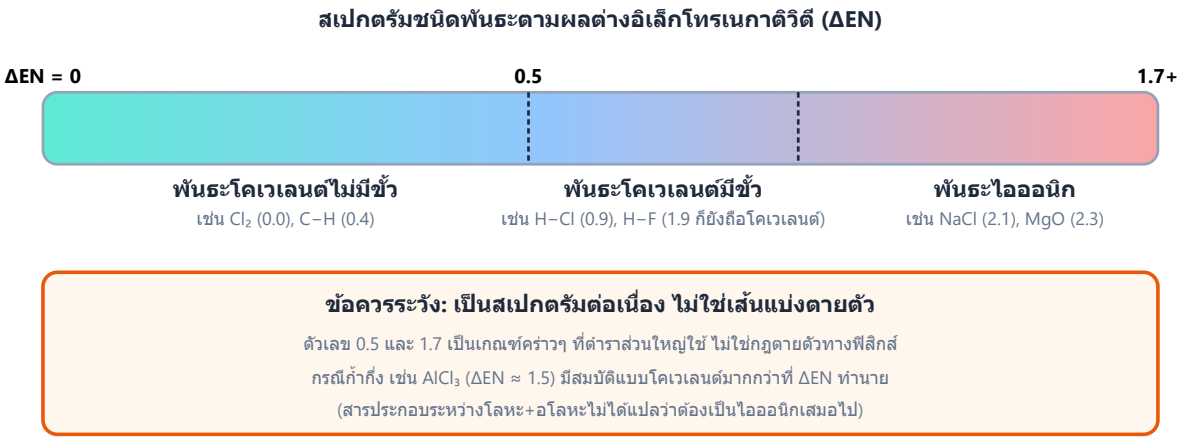
ระวัง: C กับ O และ N กับ H เป็นอโลหะ-อโลหะทั้งคู่ จึงเป็นพันธะโคเวเลนต์ ไม่ใช่ไอออนิก ส่วน Cl กับ Br เป็นอโลหะหมู่เดียวกัน EN ใกล้เคียงกันมาก จึงเป็นโคเวเลนต์ไม่มีขั้วเกือบสมบูรณ์ ไม่ใช่ไอออนิกเช่นกัน

ตอบ: ข้อ ก. K และ F

ข้อ 6 — ตอบ ข.

K_2CO_3

> **หลักการ:** สารประกอบไอออนิกที่มี **ไอออนหลายอะตอม (polyatomic ion)** จะมีพันธะ 2 ชนิดในตัวเดียว คือ (1) พันธะไอออนิกระหว่างไอออนบวกกับไอออนลบ และ (2) พันธะโคเวเลนต์ภายในไอออนหลายอะตอมนั้น



หลักการ: ΔEN ยิ่งมาก อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะยิ่งถูกดึงไปทางอะตอมที่มี EN สูงกว่ามากเท่านั้น

วิเคราะห์ทีละตัวเลือก

1. $NaCl$: ประกอบด้วย Na^+ กับ Cl^- ซึ่งเป็นไอออนอะตอมเดี่ยวทั้งคู่ → มีเฉพาะพันธะไอออนิก
2. K_2CO_3 (โพแทสเซียมคาร์บอเนต):
   - พันธะไอออนิก: ระหว่าง K^+ กับ CO_3^{2-}
   - พันธะโคเวเลนต์: ระหว่าง C กับ O ภายในไอออน CO_3^{2-} → **มีครบทั้งสองชนิด**
3. CCl_4 : โมเลกุลโคเวเลนต์ล้วน (C กับ Cl เป็นอโลหะทั้งคู่)
4. HCl : โมเลกุลโคเวเลนต์มีขั้ว — ตัวลวงสำคัญ: หลายคนคิดว่า HCl เป็นไอออนิกเพราะละลายน้ำแล้วแตกตัวเป็นไอออนได้ แต่ในโมเลกุล HCl บริสุทธิ์ H กับ Cl ยึดกันด้วยพันธะโคเวเลนต์ (การแตกตัวเป็นไอออนเกิดจากปฏิกิริยากับน้ำ ไม่ใช่สมบัติพันธะในตัวสาร)

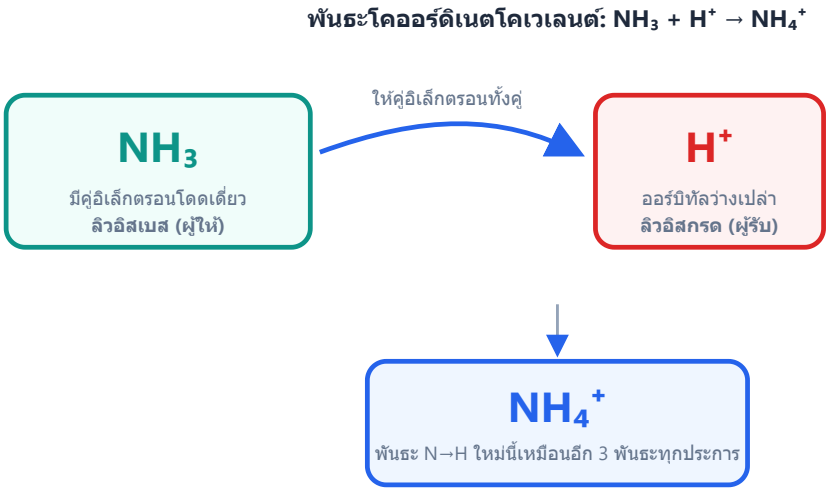
คำตอบคือ K_2CO_3

> **ตอบ:** ข้อ ข. K_2CO_3

ข้อ 7 — ตอบ ง.

ก ข และ ค

วิเคราะห์ทีละข้อความ



ต่างจากพันธะโคเวเลนต์ธรรมดาแค่ "ที่มา" ของอิเล็กตรอนคู่ (มาจากอะตอมเดียว ไม่ใช่คนละอะตอม)

(ก) ถูกต้อง: NH_4NO_3 เป็นสารประกอบไอออนิกที่ประกอบด้วยไอออนบวก NH_4^+ และไอออนลบ NO_3^- ยึดกันด้วยแรงดึงดูดไฟฟ้าสถิต (พันธะไอออนิก) — สังเกตว่าเป็นสารไอออนิกได้แม้ไม่มีอะตอมโลหะเลย

(ข) ถูกต้อง: ภายใน NH_4^+ มีพันธะโคเวเลนต์ N–H 4 พันธะ และภายใน NO_3^- มีพันธะโคเวเลนต์ N–O (ซึ่งมีเรโซแนนซ์ อันดับพันธะเฉลี่ย $\frac{4}{3}$)

(ค) ถูกต้อง: NH_4^+ เกิดจาก $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$ โดย N ใช้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวของตัวเองสร้างพันธะให้ H^+ ทั้งคู่ พันธะที่ 4 นี้จึงเป็นพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ (เมื่อเกิดแล้วพันธะ N–H ทั้ง 4 เหมือนกันทุกประการ)

สรุป: สารนี้ตัวเดียวมีพันธะครบ 3 ลักษณะ คือ ไอออนิก โคเวเลนต์ และโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ → ถูกทั้ง ก ข และ ค

ตัวลวง: ผู้ที่ตอบ "ก เท่านั้น" มักเข้าใจว่าสารไอออนิกต้องมีแต่พันธะไอออนิกล้วน ส่วนผู้ที่ตัดข้อ (ค) ทิ้งมักลืมที่มาของพันธะที่ 4 ใน NH_4^+

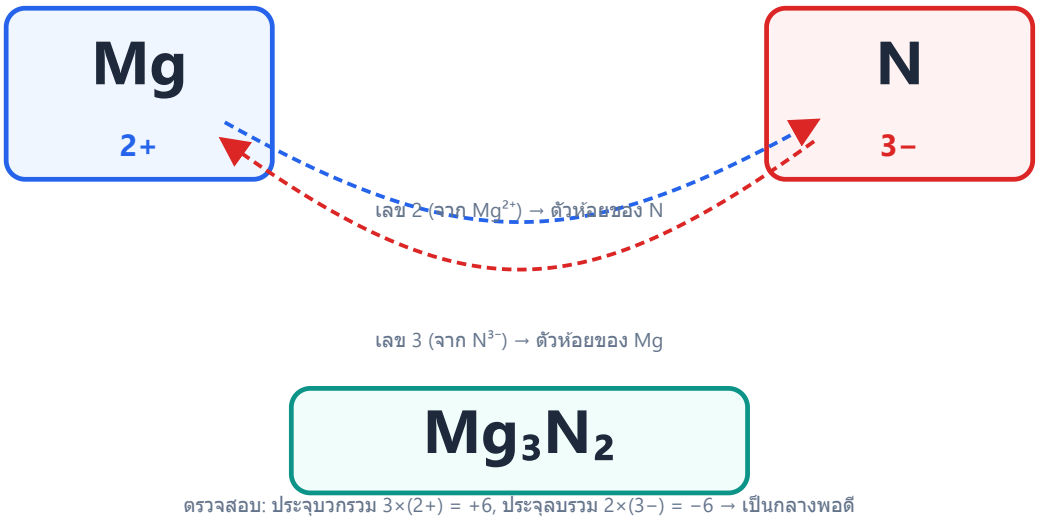
ตอบ: ข้อ ง. ก ข และ ค

ข้อ 8 — ตอบ ง.

ก ข และ ค

หลักคิด: ระบุตำแหน่งธาตุจากการจัดเรียงอิเล็กตรอนก่อน แล้วจึงทำนายชนิดพันธะ (โลหะ+อโลหะ → ไอออนิก, อโลหะ+อโลหะ → โคเวเลนต์) และสูตรจากการถ่วงประจุหรือเวเลนซ์

วิธีไขว้ประจุ: $Mg^{2+} + N^{3-} \rightarrow Mg_3N_2$



ตรวจสอบ: ประจุบวกรวม 3×(2+) = +6, ประจุลบรวม 2×(3−) = −6 → เป็นกลางพอดี

1 ขั้นที่ 1: ระบุธาตุ

- X = 2, 8, 1 → เวเลนซ์ 1 ตัว เป็นโลหะหมู่ IA คาบ 3 (ทำนองเดียวกับ Na)
- Y = 2, 8, 7 → เวเลนซ์ 7 ตัว เป็นอโลหะหมู่ VIIA คาบ 3 (ทำนองเดียวกับ Cl)
- Z = 2, 6 → เวเลนซ์ 6 ตัว เป็นอโลหะหมู่ VIA คาบ 2 (ทำนองเดียวกับ O)

2 ขั้นที่ 2: ตรวจ (ก) โลหะ X เสียอิเล็กตรอน 1 ตัวเป็น X^+ อโลหะ Y รับ 1 ตัวเป็น Y^- → ประจุถ่วงกันแบบ 1:1 ได้สูตร XY เป็นพันธะไอออนิก → **ถูกต้อง**

3 ขั้นที่ 3: ตรวจ (ข) Z กับ Y เป็นอโลหะทั้งคู่ → โคเวเลนต์ Z ต้องการอิเล็กตรอนอีก 2 ตัว จึงสร้างพันธะเดี่ยว 2 พันธะกับ Y สองอะตอม ได้ ZY_2 อะตอมกลาง Z เหลือคู่โดดเดี่ยว $\frac{6-2}{2} = 2$ คู่ เป็นแบบ AX_2E_2 → รูปร่างมุมงอ ไดโพลหักล้างไม่หมด จึงมีขั้ว → **ถูกต้อง**

4 ขั้นที่ 4: ตรวจ (ค) X^+ กับ Z^{2-} ถ่วงประจุต้องใช้ X สองไอออน ได้ X_2Z เป็นสารไอออนิก จุดหลอมเหลวสูง ของแข็งไม่นำไฟฟ้าแต่เมื่อหลอมเหลวไอออนเคลื่อนที่ได้จึงนำไฟฟ้า → **ถูกต้อง**

ระวัง: ผู้ที่ตัด (ข) ทิ้งมักเผลอคิดว่าสารที่มี Y (คล้ายคลอรีน) ต้องเป็นไอออนิกเสมอ — ต้องดูคู่ปฏิกิริยาว่าเป็นโลหะหรืออโลหะ ส่วนผู้ที่ตัด (ค) มักไขว้ประจุพลาดเป็น XZ_2

คำตอบคือ ก ข และ ค

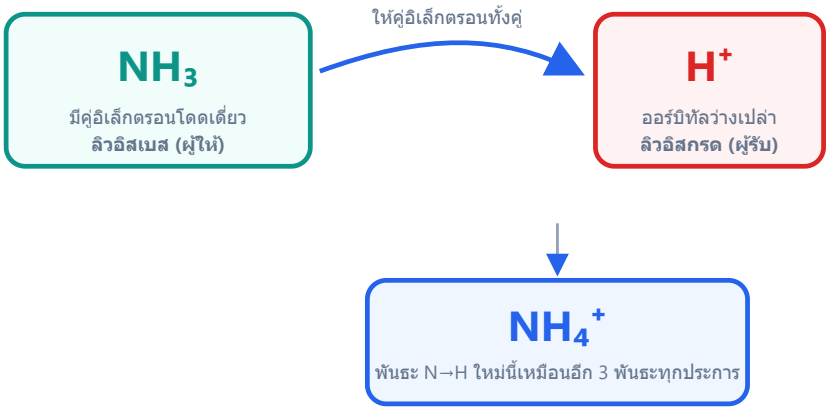
ตอบ: ข้อ ง. ก ข และ ค

ข้อ 9 — ตอบ ข.

กรดลิวอิสคือตัวรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว เบสลิวอิสคือตัวให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

หลักการ: นิยามกรด-เบสของลิวอิสมองที่การให้/รับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ไม่ใช่การให้/รับโปรตอนแบบเบรินสเตด-โลว์รี

พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$



ต่างจากพันธะโคเวเลนต์ธรรมดาแค่ "ที่มา" ของอิเล็กตรอนคู่ (มาจากอะตอมเดียว ไม่ใช่คนละอะตอม)

- **กรดลิวอิส (Lewis acid)** = ตัวรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (electron-pair acceptor)
- **เบสลิวอิส (Lewis base)** = ตัวให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (electron-pair donor)

ที่มาของตัวลวง

- ตัวเลือกที่ 1 คือนิยามกรด-เบสแบบเบรินสเตด-โลว์รี ไม่ใช่ลิวอิส
- ตัวเลือกที่ 3 สลับบทบาทกรด-เบสกลับด้าน
- ตัวเลือกที่ 4 ผิดเพราะกรดกับเบสลิวอิสทำหน้าที่ตรงข้ามกัน ไม่ใช่ทำหน้าที่เดียวกัน

คำตอบคือ กรดลิวอิสคือตัวรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว เบสลิวอิสคือตัวให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

ตอบ: ข้อ ข. กรดลิวอิสคือตัวรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว เบสลิวอิสคือตัวให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

ข้อ 10 — ตอบ ค.

16

หลักคิด: จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด = ผลรวมเวเลนซ์อิเล็กตรอนของทุกอะตอมในโมเลกุล

5 ขั้นตอนเขียนโครงสร้างลิวอิส — ตัวอย่าง CO_3^{2-}

1. **นับอิเล็กตรอนวาเลนซ์รวม**
   C(4) + 3×O(6) + ประจุ 2− = 4+18+2 = 24 อิเล็กตรอน
2. **วางอะตอมกลาง + โครงร่าง**
   C เป็นอะตอมกลาง (EN ต่ำสุด) ล้อมด้วย O ทั้ง 3 ตัว
3. **พันธะเดี่ยวเชื่อมทุกอะตอม**
   C−O ทั้ง 3 พันธะ ใช้ไป 3×2 = 6 อิเล็กตรอน (เหลือ 18)
4. **เติมอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวให้ครบออกเตต**
   แจก 18 อิเล็กตรอนให้ O แต่ละตัวครบ 8 ก่อน (O แต่ละตัวได้ 3 คู่โดดเดี่ยว)
5. **ตรวจอะตอมกลางให้ครบออกเตต**
   C มีแค่ 6 อิเล็กตรอน (3 พันธะเดี่ยว) → ยังไม่ครบ 8
   ต้องเปลี่ยน 1 พันธะ C−O เป็นพันธะคู่ C=O เพื่อให้ C ครบออกเตต

ผลลัพธ์: C=O 1 พันธะ
C−O 2 พันธะ (เกิด resonance ให้ผลเทียบเท่ากันทั้ง 3 แบบ)

1 **ขั้นที่ 1:** C อยู่หมู่ IVA มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 4 ตัว

2 **ขั้นที่ 2:** O อยู่หมู่ VIA มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 6 ตัว มี 2 อะตอม → $2 \times 6 = 12$ ตัว

3 **ขั้นที่ 3:** รวมทั้งหมด

$$4 + 12 = 16$$

อิเล็กตรอน 16 ตัวนี้จัดเป็นพันธะคู่ C=O สองชุด (8 ตัว) และคู่โดดเดี่ยวบน O อะตอมละ 2 คู่ (8 ตัว) พอดี

ระวัง (ที่มาของตัวลวง)

- 12 มาจากการนับ O แค่อะตอมเดียว ($4 + 6 + 2$) หรือหลงนับเฉพาะอิเล็กตรอนของ O สองอะตอม
- 14 มาจากการเผลอคิดว่า O มีเวเลนซ์ 5 ตัว ($4 + 10$)
- 18 มาจากการเผลอคิดว่า C มีเวเลนซ์ 6 ตัวเท่า O

คำตอบคือ 16

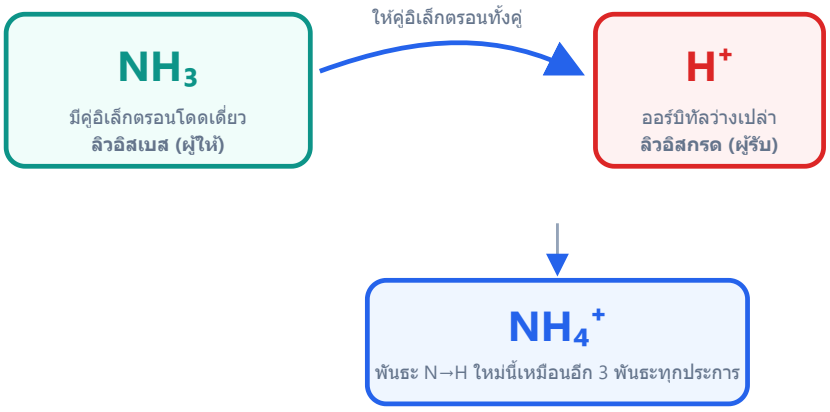
ตอบ: ข้อ ค. 16

ข้อ 11 — ตอบ ก.

H^+

หลักการ: กรดลิวอิสต้องเป็นตัว **รับ** อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ส่วนเบสลิวอิสต้องมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวให้

พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$



ต่างจากพันธะโคเวเลนต์ธรรมดาแค่ "ที่มา" ของอิเล็กตรอนคู่ (มาจากอะตอมเดียว ไม่ใช่คนละอะตอม)

วิเคราะห์ทีละตัวเลือก

- H^+ : ไม่มีอิเล็กตรอนเหลืออยู่เลย (เสียอิเล็กตรอนตัวเดียวไปหมดแล้ว) จึงพร้อม **รับ** อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจากตัวอื่นเท่านั้น → **กรดลิวอิส**
- NH_3 : N มีคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ พร้อมให้ → เบสลิวอิส
- H_2O : O มีคู่โดดเดี่ยว 2 คู่ พร้อมให้ → เบสลิวอิส
- OH^- : O มีคู่โดดเดี่ยวหลายคู่และมีประจุลบ ยิ่งพร้อมให้อิเล็กตรอน → เบสลิวอิส

ที่มาของตัวลวง: ผู้ที่สับสนอาจคิดว่า H_2O หรือ OH^- เป็นกรดเพราะมี H อยู่ในสูตร แต่ต้องพิจารณาว่าอะตอมกลาง (O) มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวเหลือให้หรือไม่ ไม่ใช่ดูจากชื่อสารที่คุ้นเคยว่าเป็น "กรด/เบส" แบบเบรินสเตด-โลว์รี

คำตอบคือ H^+

ตอบ: ข้อ ก. H^+

ข้อ 12 — ตอบ ก.

CO_2

หลักคิด: นับอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลาง (พันธะละ 2 ตัว + คู่โดดเดี่ยวคู่ละ 2 ตัว) แล้วเทียบกับ 8

3 กรณียกเว้นกฎออกเตต

อิเล็กตรอนไม่ครบ 8	อิเล็กตรอนเกิน 8 (expanded)	อิเล็กตรอนจำนวนคี่ (radical)
$BeCl_2$	**PCl_5**	**NO**
Be มีแค่ 4 อิเล็กตรอนรอบตัว	P มี 10 อิเล็กตรอนรอบตัว	รวมมี 11 อิเล็กตรอนวาเลนซ์
BF_3	**SF_6**	**NO_2**
B มีแค่ 6 อิเล็กตรอนรอบตัว	S มี 12 อิเล็กตรอนรอบตัว	รวมมี 17 อิเล็กตรอนวาเลนซ์
ธาตุคาบ 2 หมู่ IIA/IIIA (Be, B) วาเลนซ์อิเล็กตรอนน้อยกว่า 4 ตั้งแต่ต้น ทำให้ครบ 8 ไม่ได้	ธาตุคาบ 3 ลงไป (P, S, Xe ฯลฯ) มีออร์บิทัล d ว่าง รับอิเล็กตรอนเพิ่มได้ (ธาตุคาบ 2 ทำแบบนี้ไม่ได้)	จำนวนคี่แบ่งเป็นคู่ไม่ลงตัว ต้องเหลืออิเล็กตรอนเดี่ยว (unpaired) 1 ตัวเสมอ ทำให้สารว่องไวต่อปฏิกิริยา

ทั้ง 3 กรณีนี้ไม่ได้ทำผิดกฎ — กฎออกเตตเป็นแนวโน้มทั่วไป ไม่ใช่กฎสัมบูรณ์ที่ใช้ได้ทุกกรณี

1 **ขั้นที่ 1:** CO_2 : C สร้างพันธะคู่กับ O สองชุด อิเล็กตรอนรอบ C $= 2 \times 4 = 8$ ตัว → **ครบออกเตตพอดี**

ขั้นที่ 2: ตรวจตัวเลือกที่เหลือ (ล้วนเป็นข้อยกเว้น)

- $BeCl_2$: Be มีเวเลนซ์ 2 ตัว สร้างพันธะเดี่ยว 2 พันธะ อิเล็กตรอนรอบ Be มีเพียง 4 ตัว → **ไม่ครบออกเตต**
- SF_6 : S สร้างพันธะเดี่ยว 6 พันธะ อิเล็กตรอนรอบ S $= 12$ ตัว → **เกินออกเตต** (ทำได้เพราะ S อยู่คาบ 3 ขยายออกเตตได้)
- NO_2 : เวเลนซ์อิเล็กตรอนรวม $5 + 12 = 17$ ตัว เป็นเลขคี่ จึงมีอิเล็กตรอนเดี่ยวบน N → อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนรอบตัวเพียง 7 ตัว **ไม่มีทางครบออกเตต** (โมเลกุลอิเล็กตรอนคี่)

ระวัง: อย่าตัดสินจากหน้าตาสูตร — $BeCl_2$ ดูคล้ายสารไอออนิกของโลหะหมู่ IIA แต่ในสถานะแก๊สเป็นโมเลกุลโคเวเลนต์ที่ไม่ครบออกเตต และพันธะคู่ของ CO_2 ต้องนับอิเล็กตรอนพันธะละ 4 ตัว ไม่ใช่ 2 ตัว

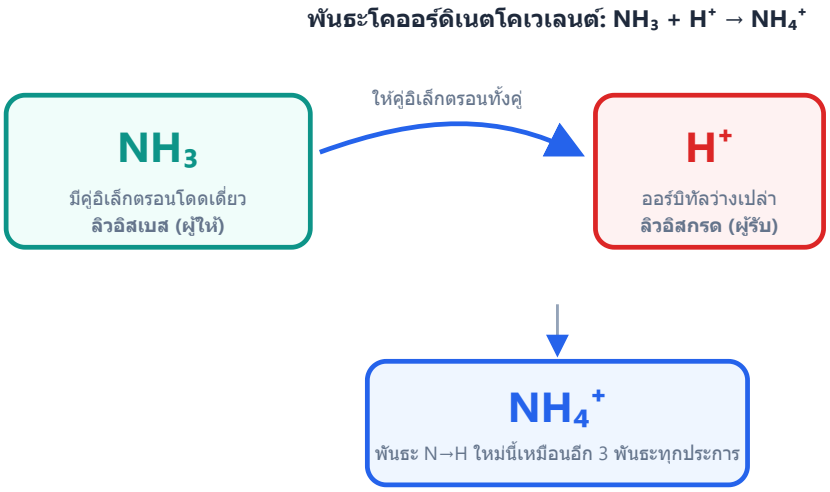
คำตอบคือ CO_2

ตอบ: ข้อ ก. CO_2

ข้อ 13 — ตอบ ก.

BF_3 เป็นกรดลิวอิสเพราะ B มีวงโคจรว่างรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจาก N

ขั้นที่ 1: วิเคราะห์ BF_3



ต่างจากพันธะโคเวเลนต์ธรรมดาแค่ "ที่มา" ของอิเล็กตรอนคู่ (มาจากอะตอมเดียว ไม่ใช่คนละอะตอม)

B มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 3 ตัว สร้างพันธะกับ F ครบ 3 พันธะ อะตอมกลาง B จึงมีอิเล็กตรอนล้อมรอบเพียง 6 ตัว (ไม่ครบออกเตต) เหลือวงโคจรว่างอยู่ 1 ตำแหน่ง → BF_3 พร้อม **รับ** อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจากอะตอมอื่นเข้ามาเติมวงโคจรว่างนี้ จึงเป็น **กรดลิวอิส**

ขั้นที่ 2: วิเคราะห์ NH_3

N มีคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ที่ยังไม่ได้ใช้สร้างพันธะ จึง **ให้** คู่โดดเดี่ยวนี้แก่ B เพื่อสร้างพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ N–B จึงเป็น **เบสลิวอิส**

③ ขั้นที่ 3: สรุปพันธะที่เกิด

พันธะ N–B ที่เกิดขึ้นคือพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ เพราะอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะมาจาก N ฝ่ายเดียว

ที่มาของตัวลวง

- ตัวเลือกที่ 2 และ 4 สลับบทบาทกรด-เบสของ BF_3 ผิด
- ตัวเลือกที่ 3 สลับบทบาทของ NH_3 ผิด ทั้งที่ N เป็นฝ่ายให้อิเล็กตรอน ไม่ใช่รับ

คำตอบคือ BF_3 เป็นกรดลิวอิสเพราะ B มีวงโคจรว่างรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจาก N

ตอบ: ข้อ ก. BF_3 เป็นกรดลิวอิสเพราะ B มีวงโคจรว่างรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจาก N

ข้อ 14 — ตอบ ก.

PCl_5

พิจารณาอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลางทีละโมเลกุล

3 กรณียกเว้นกฎออกเตต

อิเล็กตรอนไม่ครบ 8

$BeCl_2$
Be มีแค่ 4 อิเล็กตรอนรอบตัว

BF_3
B มีแค่ 6 อิเล็กตรอนรอบตัว

ธาตุคาบ 2 หมู่ IIA/IIIA (Be, B) วาเลนซ์อิเล็กตรอนน้อยกว่า 4 ตั้งแต่ต้น ทำให้ครบ 8 ไม่ได้

อิเล็กตรอนเกิน 8 (expanded)

PCl_5
P มี 10 อิเล็กตรอนรอบตัว

SF_6
S มี 12 อิเล็กตรอนรอบตัว

ธาตุคาบ 3 ลงไป (P, S, Xe ฯลฯ) มีออร์บิทัล d ว่าง รับอิเล็กตรอนเพิ่มได้ (ธาตุคาบ 2 ทำแบบนี้ไม่ได้)

อิเล็กตรอนจำนวนคี่ (radical)

NO
รวมมี 11 อิเล็กตรอนวาเลนซ์

NO_2
รวมมี 17 อิเล็กตรอนวาเลนซ์

จำนวนคี่แบ่งเป็นคู่ไม่ลงตัว ต้องเหลืออิเล็กตรอนเดี่ยว (unpaired) 1 ตัวเสมอ ทำให้สารว่องไวต่อปฏิกิริยา

ทั้ง 3 กรณีนี้ไม่ได้ทำผิดกฎ — กฎออกเตตเป็นแนวโน้มทั่วไป ไม่ใช่กฎสัมบูรณ์ที่ใช้ได้ทุกกรณี

1. PCl_5 : P มีพันธะเดี่ยวกับ Cl ทั้ง 5 พันธะ ใช้อิเล็กตรอนรอบอะตอมกลาง $5 \times 2 = 10$ ตัว จึง **เกินออกเตต** ทำได้เพราะ P อยู่คาบ 3 มีออร์บิทัล 3d ว่างช่วยรองรับอิเล็กตรอนส่วนเกิน
2. BF_3 : B สร้างพันธะเดี่ยว 3 พันธะ มีอิเล็กตรอนรอบตัวเพียง 6 ตัว เป็นข้อยกเว้นแบบ **ไม่ครบออกเตต** (ไม่ใช่เกิน) — นี่คือตัวลวงสำคัญ ต้องแยกให้ออกว่า "ไม่ครบ" กับ "เกิน" ต่างกัน
3. CCl_4 : C มีพันธะเดี่ยว 4 พันธะ อิเล็กตรอนรอบตัว 8 ตัว ครบออกเตตพอดี
4. NH_3 : N มีพันธะเดี่ยว 3 พันธะ + อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ รวม $6 + 2 = 8$ ตัว ครบออกเตตพอดี

ข้อสังเกต: ธาตุคาบ 2 (เช่น C, N, O, F) ไม่มีทางมีอิเล็กตรอนเกิน 8 เพราะไม่มีออร์บิทัล d ในระดับพลังงานเวเลนซ์ ส่วนธาตุคาบ 3 ขึ้นไป (P, S, Cl, Xe) ขยายออกเตตได้

คำตอบคือ PCl_5

ตอบ: ข้อ ก. PCl_5

ข้อ 15 — ตอบ ข.

C มีประจุฟอร์มัล -1 และ O มีประจุฟอร์มัล $+1$

สูตรประจุฟอร์มัล

ประจุฟอร์มัล = วาเลนซ์อิเล็กตรอนอิสระ − (คู่โดดเดี่ยว + ครึ่งหนึ่งของอิเล็กตรอนพันธะ)

โครงสร้าง A: O=C=N⁻
O: 0 C: 0 N: −1
ประจุลบอยู่ที่ N (EN ต่ำกว่า O)
มีส่วนร่วมได้บ้าง แต่รองจาก B

โครงสร้าง B: ⁻O−C≡N
O: −1 C: 0 N: 0
ประจุลบอยู่ที่ O ซึ่ง EN สูงสุด
เสถียรที่สุด — โครงสร้างหลัก

โครงสร้าง C: O≡C−N²⁻
O: +1 C: 0 N: −2
มีประจุมากผิดปกติ + ประจุบวกอยู่ที่ O (EN สูง) — ตัดทิ้ง

เกณฑ์เลือกโครงสร้างเรโซแนนซ์ที่เสถียรที่สุด

1) ผลรวมประจุฟอร์มัลสัมบูรณ์น้อยที่สุด (A และ B มีค่าน้อยกว่า C)
2) ถ้าต้องมีประจุลบ ให้ตกอยู่บนอะตอมที่มี EN สูงกว่า — A กับ B มีขนาดประจุเท่ากัน (−1) แต่ B วางประจุไว้บน O (EN สูงกว่า N) จึงเสถียรกว่า A และมีส่วนร่วมมากที่สุด
3) หลีกเลี่ยงประจุบวกบนอะตอมที่มี EN สูง (C มี O เป็น +1 จึงตัดทิ้งก่อน)
โครงสร้างจริงเป็นภาพผสม (resonance hybrid) ที่ B มีสัดส่วนมากที่สุดตามเกณฑ์ประจุฟอร์มัล

$$FC = V - N - B$$

โดย V = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมอิสระ, N = จำนวนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (นับเป็นตัว), B = จำนวนพันธะ

1 ขั้นที่ 1: อะตอม C

- C มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน $V = 4$
- มีคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ → $N = 2$
- มีพันธะสาม → $B = 3$

$$FC_C = 4 - 2 - 3 = -1$$

2 ขั้นที่ 2: อะตอม O

- O มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน $V = 6$
- มีคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ → $N = 2$
- มีพันธะสาม → $B = 3$

$$FC_O = 6 - 2 - 3 = +1$$

ตรวจสอบ: ผลรวมประจุฟอร์มัล $= -1 + 1 = 0$ ตรงกับประจุของโมเลกุล CO ที่เป็นกลาง

ข้อควรระวัง: หลายคนเดาว่า O ต้องเป็นลบเพราะมีค่าอิเล็กโทรเนกาติวิตีสูงกว่า (ตัวเลือกที่ให้ C เป็น $+1$, O เป็น -1) แต่ประจุฟอร์มัลคิดจากการแบ่งอิเล็กตรอนพันธะคนละครึ่งเท่า ๆ กัน ไม่เกี่ยวกับอิเล็กโทรเนกาติวิตี

คำตอบคือ C มีประจุฟอร์มัล -1 และ O มีประจุฟอร์มัล $+1$

ตอบ: ข้อ ข. C มีประจุฟอร์มัล -1 และ O มีประจุฟอร์มัล $+1$

ข้อ 16 — ตอบ ง.

3, 2, 1

วิธีคิด: เมื่อทุกพันธะเป็นพันธะเดี่ยว จำนวนคู่โดดเดี่ยวบนอะตอมกลาง $= \dfrac{V-B}{2}$ เมื่อ V = เวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมกลาง และ B = จำนวนพันธะเดี่ยวที่สร้าง (อะตอมกลางใช้อิเล็กตรอน 1 ตัวต่อ 1 พันธะกับ F)

แผนภูมิอ้างอิงรูปร่างโมเลกุลตาม VSEPR

	2 sp	3 sp^2	4 sp^3	5 sp^3d	6 sp^3d^2
0 LP	**เชิงเส้น (linear)** CO_2, $BeCl_2$	**สามเหลี่ยมแบนราบ** BF_3, SO_3	**4 หน้า (tetrahedral)** CH_4	**คู่พีระมิดสามเหลี่ยม** PCl_5	**8 หน้า (octahedral)** SF_6
1 LP		**งอ (bent, ~119°)** SO_2	**พีระมิดสามเหลี่ยม** NH_3	**ล้อเลื่อน (seesaw)** SF_4	**พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม** BrF_5
2 LP			**งอ (bent, ~104.5°)** H_2O	**รูปตัว T** ClF_3	**สี่เหลี่ยมแบนราบ** XeF_4
3 LP				**เชิงเส้น (linear)** XeF_2	

อ่านตาราง: นับจำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนทั้งหมด (พันธะ+คู่โดดเดี่ยว) รอบอะตอมกลางก่อน → นับคู่โดดเดี่ยว → หารูปร่างที่ตำแหน่งตัดกัน
พันธะคู่/พันธะสามนับเป็น 1 กลุ่มอิเล็กตรอนเท่ากับพันธะเดี่ยว (ดูแค่ทิศทาง ไม่ดูจำนวนอิเล็กตรอน)

คำนวณทีละตัว

1. XeF_2 : Xe (หมู่ VIIIA) มี $V = 8$ สร้างพันธะ 2 → เหลือ $\dfrac{8-2}{2} = 3$ คู่ (แบบ AX_2E_3 รูปร่างเส้นตรง)
2. ClF_3 : Cl (หมู่ VIIA) มี $V = 7$ สร้างพันธะ 3 → เหลือ $\dfrac{7-3}{2} = 2$ คู่ (แบบ AX_3E_2 รูปร่างตัวที)
3. SF_4 : S (หมู่ VIA) มี $V = 6$ สร้างพันธะ 4 → เหลือ $\dfrac{6-4}{2} = 1$ คู่ (แบบ AX_4E รูปร่างไม้กระดานหก)

ตามลำดับคือ **3, 2, 1**

ข้อสังเกต: ทั้งสามโมเลกุลนี้อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนรอบตัวเกิน 8 (ขยายออกเตต) ทำได้เพราะเป็นธาตุคาบ 3 ขึ้นไป

ที่มาของตัวลวง

- "2, 1, 0" มาจากการพยายามยัดอิเล็กตรอนให้ครบ 8 พอดี เพราะลืมว่าธาตุคาบ 3 ขึ้นไปขยายออกเตตได้
- "1, 2, 3" มาจากการเข้าใจกลับด้านว่ายิ่งสร้างพันธะมาก คู่โดดเดี่ยวยิ่งมาก
- "3, 1, 2" มาจากการสลับค่าระหว่าง ClF_3 กับ SF_4

ตอบ: ข้อ ง. 3, 2, 1

ข้อ 17 — ตอบ ก.

พันธะ C–O ทั้งสามพันธะยาวเท่ากัน โดยมีความยาวอยู่ระหว่างพันธะเดี่ยว C–O กับพันธะคู่ C=O

❶ ขั้นที่ 1: เข้าใจเรโซแนนซ์

ประจุฟอร์มัล = วาเลนซ์อิเล็กตรอนอิสระ − (คู่โดดเดี่ยว + ครึ่งหนึ่งของอิเล็กตรอนพันธะ)

โครงสร้าง A: O=C=N⁻
O: 0 C: 0 N: −1
ประจุลบอยู่ที่ N (EN ต่ำกว่า O)
มีส่วนร่วมได้บ้าง แต่รองจาก B

โครงสร้าง B: ⁻O−C≡N
O: −1 C: 0 N: 0
ประจุลบอยู่ที่ O ซึ่ง EN สูงสุด
เสถียรที่สุด — โครงสร้างหลัก

โครงสร้าง C: O≡C−N²⁻
O: +1 C: 0 N: −2
มีประจุมากผิดปกติ + ประจุบวกอยู่ที่ O (EN สูง) — ตัดทิ้ง

เกณฑ์เลือกโครงสร้างเรโซแนนซ์ที่เสถียรที่สุด

1) ผลรวมประจุฟอร์มัลสัมบูรณ์น้อยที่สุด (A และ B มีค่าน้อยกว่า C)
2) ถ้าต้องมีประจุลบ ให้ตกอยู่บนอะตอมที่มี EN สูงกว่า — A กับ B มีขนาดประจุเท่ากัน (−1) แต่ B วางประจุไว้บน O (EN สูงกว่า N) จึงเสถียรกว่า A และมีส่วนร่วมมากที่สุด
3) หลีกเลี่ยงประจุบวกบนอะตอมที่มี EN สูง (C มี O เป็น +1 จึงตัดทิ้งก่อน)
โครงสร้างจริงเป็นภาพผสม (resonance hybrid) ที่ B มีสัดส่วนมากที่สุดตามเกณฑ์ประจุฟอร์มัล

โครงสร้างลิวอิสของ CO_3^{2-} เขียนได้ 3 แบบ โดยพันธะคู่ C=O สลับตำแหน่งไปอยู่กับ O แต่ละอะตอม โครงสร้างจริงไม่ใช่แบบใดแบบหนึ่ง แต่เป็น **เรโซแนนซ์ไฮบริด** คืออิเล็กตรอนพันธะคู่ถูกเกลี่ย (delocalized) เท่า ๆ กันทั้งสามพันธะ

❷ ขั้นที่ 2: คำนวณอันดับพันธะเฉลี่ย

มีพันธะรวม 4 พันธะ (เดี่ยว 2 + คู่ 1 นับเป็น 2) เกลี่ยให้ตำแหน่ง C–O จำนวน 3 ตำแหน่ง:

$$\text{bond order} = \frac{4}{3} \approx 1.33$$

จึงไม่ใช่ 2 (ตัวเลือกที่บอกอันดับพันธะเท่ากับ 2 จึงผิด)

❸ ขั้นที่ 3: สรุปความยาวพันธะ

อันดับพันธะ $\frac{4}{3}$ อยู่ระหว่างพันธะเดี่ยว (อันดับ 1) กับพันธะคู่ (อันดับ 2) และเนื่องจากอันดับพันธะยิ่งมากพันธะยิ่งสั้น ความยาวพันธะทั้งสามจึง **เท่ากันทุกพันธะ** และอยู่ระหว่างความยาวพันธะเดี่ยวกับพันธะคู่ — ข้อมูลการทดลองยืนยันว่าพันธะ C–O ทั้งสามใน CO_3^{2-} ยาวเท่ากันจริง

❹ ขั้นที่ 4: รูปร่าง

C เป็นอะตอมกลางแบบ AX_3 ไม่มีคู่โดดเดี่ยว → รูปร่าง **สามเหลี่ยมแบนราบ** มุม 120° ไม่ใช่พีระมิด (พีระมิดต้องมีคู่โดดเดี่ยวแบบ AX_3E)

คำตอบคือ พันธะ C–O ทั้งสามยาวเท่ากัน อยู่ระหว่างพันธะเดี่ยวกับพันธะคู่

ตอบ: ข้อ ก. พันธะ C–O ทั้งสามพันธะยาวเท่ากัน โดยมีความยาวอยู่ระหว่างพันธะเดี่ยว C–O กับพันธะคู่ C=O

ข้อ 18 — ตอบ ข.

แบบที่ 2 เพราะประจุฟอร์มัล -1 ตกอยู่บน O ซึ่งมีอิเล็กโทรเนกาติวิตีสูงที่สุด

หลักคิด: โครงสร้างเรโซแนนซ์ที่มีส่วนร่วมมาก ต้อง (1) ประจุฟอร์มัลใกล้ศูนย์ที่สุด และ (2) ถ้าต้องมีประจุลบ ให้ตกบนอะตอมที่มีอิเล็กโทรเนกาติวิตีสูงที่สุด — ใช้สูตร $FC = V - N - B$ (V = เวเลนซ์อิเล็กตรอน, N = อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวนับเป็นตัว, B = จำนวนพันธะ)

ประจุฟอร์มัล = วาเลนซ์อิเล็กตรอนอิสระ − (คู่โดดเดี่ยว + ครึ่งหนึ่งของอิเล็กตรอนพันธะ)

โครงสร้าง A: O=C=N⁻
O: 0 C: 0 N: −1
ประจุลบอยู่ที่ N (EN ต่ำกว่า O)
มีส่วนร่วมได้บ้าง แต่รองจาก B

โครงสร้าง B: ⁻O−C≡N
O: −1 C: 0 N: 0
ประจุลบอยู่ที่ O ซึ่ง EN สูงสุด
เสถียรที่สุด — โครงสร้างหลัก

โครงสร้าง C: O≡C−N²⁻
O: +1 C: 0 N: −2
มีประจุมากผิดปกติ + ประจุบวกอยู่ที่ O (EN สูง) — ตัดทิ้ง

เกณฑ์เลือกโครงสร้างเรโซแนนซ์ที่เสถียรที่สุด

1) ผลรวมประจุฟอร์มัลสัมบูรณ์น้อยที่สุด (A และ B มีค่าน้อยกว่า C)
2) ถ้าต้องมีประจุลบ ให้ตกอยู่บนอะตอมที่มี EN สูงกว่า — A กับ B มีขนาดประจุเท่ากัน (−1) แต่ B วางประจุไว้บน O (EN สูงกว่า N) จึงเสถียรกว่า A และมีส่วนร่วมมากที่สุด
3) หลีกเลี่ยงประจุบวกบนอะตอมที่มี EN สูง (C มี O เป็น +1 จึงตัดทิ้งก่อน)
โครงสร้างจริงเป็นภาพผสม (resonance hybrid) ที่ B มีสัดส่วนมากที่สุดตามเกณฑ์ประจุฟอร์มัล

1 ขั้นที่ 1: แบบที่ 1 $\mathrm{O{=}C{=}N}$ — O มีคู่โดดเดี่ยว 2 คู่, N มีคู่โดดเดี่ยว 2 คู่

- $FC_O = 6 - 4 - 2 = 0$
- $FC_C = 4 - 0 - 4 = 0$
- $FC_N = 5 - 4 - 2 = -1$

2 ขั้นที่ 2: แบบที่ 2 $\mathrm{O{-}C{\equiv}N}$ — O มีคู่โดดเดี่ยว 3 คู่, N มีคู่โดดเดี่ยว 1 คู่

- $FC_O = 6 - 6 - 1 = -1$
- $FC_C = 4 - 0 - 4 = 0$
- $FC_N = 5 - 2 - 3 = 0$

3 ขั้นที่ 3: แบบที่ 3 $\mathrm{O{\equiv}C{-}N}$ — O มีคู่โดดเดี่ยว 1 คู่, N มีคู่โดดเดี่ยว 3 คู่

- $FC_O = 6 - 2 - 3 = +1$
- $FC_C = 4 - 0 - 4 = 0$
- $FC_N = 5 - 6 - 1 = -2$

4 ขั้นที่ 4: เปรียบเทียบ แบบที่ 3 มีประจุแยกขั้วมาก ($+1$ กับ -2) และประจุบวกตกบน O ที่ดึงอิเล็กตรอนเก่ง → ส่วนร่วมน้อยที่สุด ส่วนแบบที่ 1 กับแบบที่ 2 มีประจุรวม -1 เท่ากัน (ตรงกับประจุไอออน) ต่างกันที่ตำแหน่ง: แบบที่ 2 วางประจุ -1 บน **O ซึ่งอิเล็กโทรเนกาติวิตีสูงกว่า N** จึงเสถียรกว่าและมีส่วนร่วมมากที่สุด

ระวัง (ที่มาของตัวลวง)

- ตัวเลือกแรกผิดเพราะไอออนมีประจุ -1 ผลรวมประจุฟอร์มัลจึงเป็นศูนย์ทุกอะตอมไม่ได้ (แบบที่ 1 ก็ยังมี -1 บน N)
- ตัวเลือกที่อ้างความแข็งแรงพันธะสาม สลับเกณฑ์ผิด — เกณฑ์ตัดสินเรโซแนนซ์คือประจุฟอร์มัล ไม่ใช่ชนิดพันธะ
- ตัวเลือกสุดท้ายผิดเพราะเรโซแนนซ์แต่ละแบบมีส่วนร่วมเท่ากันเฉพาะเมื่อสมมาตรกันทุกประการ (เช่นใน CO_3^{2-}) แต่ที่นี่อะตอมปลายเป็นคนละธาตุ

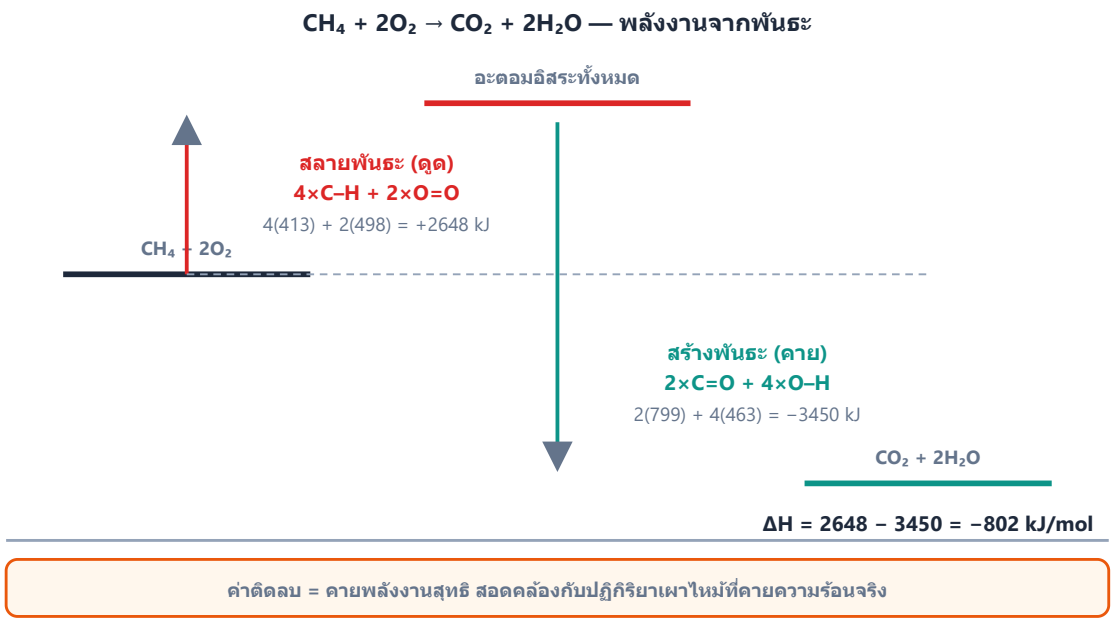
คำตอบคือ แบบที่ 2

ตอบ: ข้อ ข. แบบที่ 2 เพราะประจุฟอร์มัล -1 ตกอยู่บน O ซึ่งมีอิเล็กโทรเนกาติวิตีสูงที่สุด

ข้อ 19 — ตอบ ก.

$Cl_2(g) \rightarrow 2Cl(g)$

หลักคิด: จำสั้น ๆ ว่า **สลายพันธะ = ดูดพลังงาน, สร้างพันธะ = คายพลังงาน** เสมอ (การสลายต้องใส่พลังงานเข้าไปเอาชนะแรงยึดเหนี่ยว)



1 ขั้นที่ 1: $Cl_2(g) \rightarrow 2Cl(g)$ คือการ **สลาย** พันธะ Cl–Cl ให้เป็นอะตอมอิสระ ต้องดูดพลังงานเท่ากับพลังงานพันธะ Cl–Cl → **ดูดพลังงาน**

ขั้นที่ 2: ตรวจตัวเลือกอื่น — ล้วนเป็นการสร้างแรงยึดเหนี่ยว จึงคายพลังงานทั้งหมด

- $2H(g) \rightarrow H_2(g)$: สร้างพันธะ H–H → คาย
- $Na^+(g) + Cl^-(g) \rightarrow NaCl(s)$: ไอออนแก๊สรวมเป็นผลึก (ขั้นพลังงานแลตทิซในวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์) → คายพลังงานมาก
- $H(g) + Cl(g) \rightarrow HCl(g)$: สร้างพันธะ H–Cl → คาย

ระวัง: อย่าสับสนทิศทางลูกศร — โจทย์ประเภทนี้ชอบเขียนสมการสร้างพันธะให้ดูคล้ายการสลาย ให้ดูว่าฝั่งผลิตภัณฑ์ "อนุภาคแยกจากกันมากขึ้น" (ดูด) หรือ "รวมตัวกัน" (คาย)

คำตอบคือ $Cl_2(g) \rightarrow 2Cl(g)$

ตอบ: ข้อ ก. $Cl_2(g) \rightarrow 2Cl(g)$

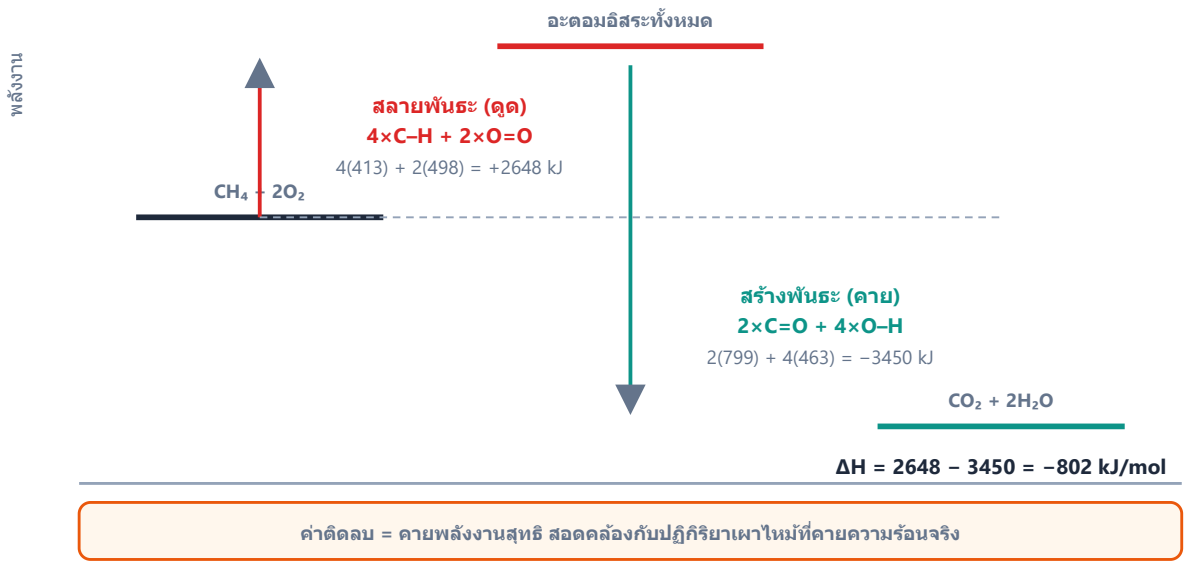
ข้อ 20 — ตอบ ง.

$-103\ \mathrm{kJ}$

หลักคิด:

$$\Delta H = \Sigma E_{\text{bonds broken}} - \Sigma E_{\text{bonds formed}}$$

$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ — พลังงานจากพันธะ



1 ขั้นที่ 1: พลังงานสลายพันธะสารตั้งต้น (ดูดพลังงาน)

- สลาย H–H 1 พันธะ: $436\ \mathrm{kJ}$
- สลาย Br–Br 1 พันธะ: $193\ \mathrm{kJ}$
- รวม: $436 + 193 = 629\ \mathrm{kJ}$

2 ขั้นที่ 2: พลังงานสร้างพันธะผลิตภัณฑ์ (คายพลังงาน)

- สร้าง H–Br จำนวน **2 พันธะ** ตามสัมประสิทธิ์ 2 หน้า HBr: $2 \times 366 = 732\ \mathrm{kJ}$

3 ขั้นที่ 3: คำนวณ

$$\Delta H = 629 - 732 = -103\ \mathrm{kJ}$$

ค่าติดลบ → ปฏิกิริยา **คายความร้อน** (พันธะที่สร้างรวมแล้วแข็งแรงกว่าพันธะที่สลาย)

ระวัง (ที่มาของตัวลวง)

- $+103$: สลับสูตรเป็น (สร้าง) − (สลาย) เครื่องหมายจึงกลับ
- $+263$: ลืมคูณ 2 ที่ HBr แล้วคิด $629 - 366 = 263$
- -263 : ลืมคูณ 2 เหมือนกันแต่ใส่เครื่องหมายลบตามความรู้สึกว่าต้องคาย

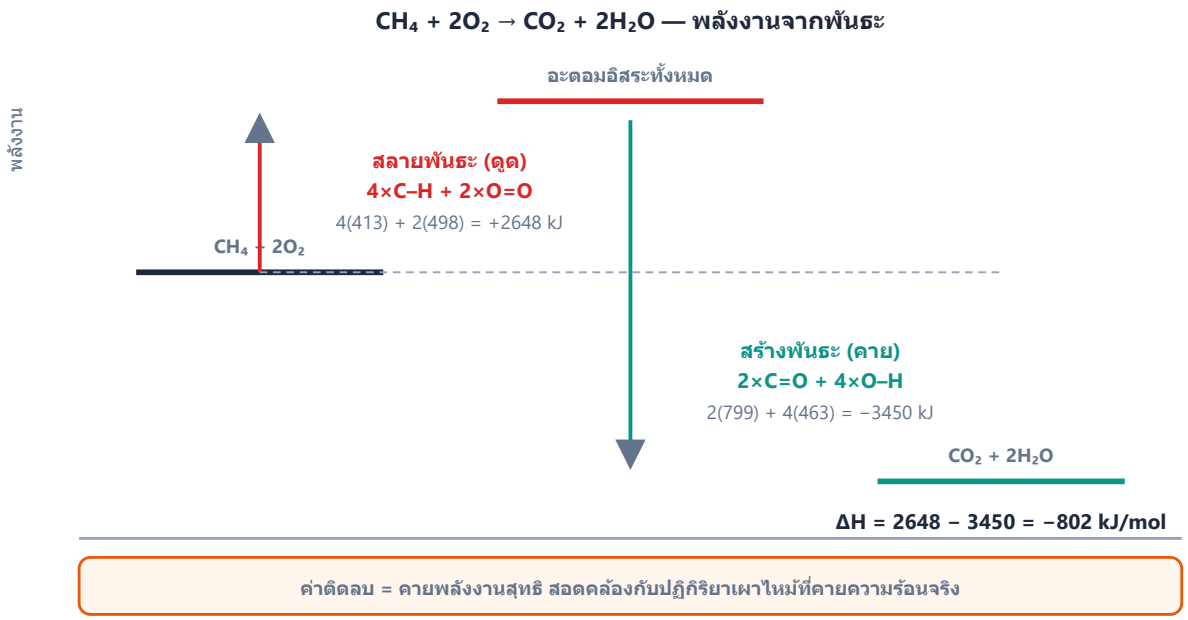
คำตอบคือ -103 kJ

ตอบ: ข้อ ง. -103 kJ

ข้อ 21 — ตอบ ก.

$-184\ \mathrm{kJ}$

หลักการ: $\Delta H =$ (พลังงานที่ใช้สลายพันธะของสารตั้งต้น) $-$ (พลังงานที่คายออกจากการสร้างพันธะของผลิตภัณฑ์)



$$\Delta H = \Sigma E_{\text{bonds broken}} - \Sigma E_{\text{bonds formed}}$$

1 ขั้นที่ 1: พลังงานสลายพันธะ (ดูดพลังงาน)

- สลาย H–H จำนวน 1 พันธะ: $436\ \mathrm{kJ}$
- สลาย Cl–Cl จำนวน 1 พันธะ: $242\ \mathrm{kJ}$
- รวม: $436 + 242 = 678\ \mathrm{kJ}$

2 ขั้นที่ 2: พลังงานสร้างพันธะ (คายพลังงาน)

- สร้าง H–Cl จำนวน **2 พันธะ** (สังเกตสัมประสิทธิ์ 2 หน้า HCl): $2 \times 431 = 862\ \mathrm{kJ}$

3 ขั้นที่ 3: คำนวณ

$$\Delta H = 678 - 862 = -184\ \mathrm{kJ}$$

ค่าติดลบแสดงว่าเป็นปฏิกิริยา **คายความร้อน** (พันธะที่สร้างแข็งแรงกว่าพันธะที่สลาย)

ตัวลวงที่พบบ่อย

- -247 มาจากการลืมคูณ 2 ที่ HCl: $678 - 431 = 247$ แล้วใส่เครื่องหมายลบ
- $+184$ มาจากการสลับเอา (สร้าง) $-$ (สลาย)

คำตอบคือ $-184\ \mathrm{kJ}$

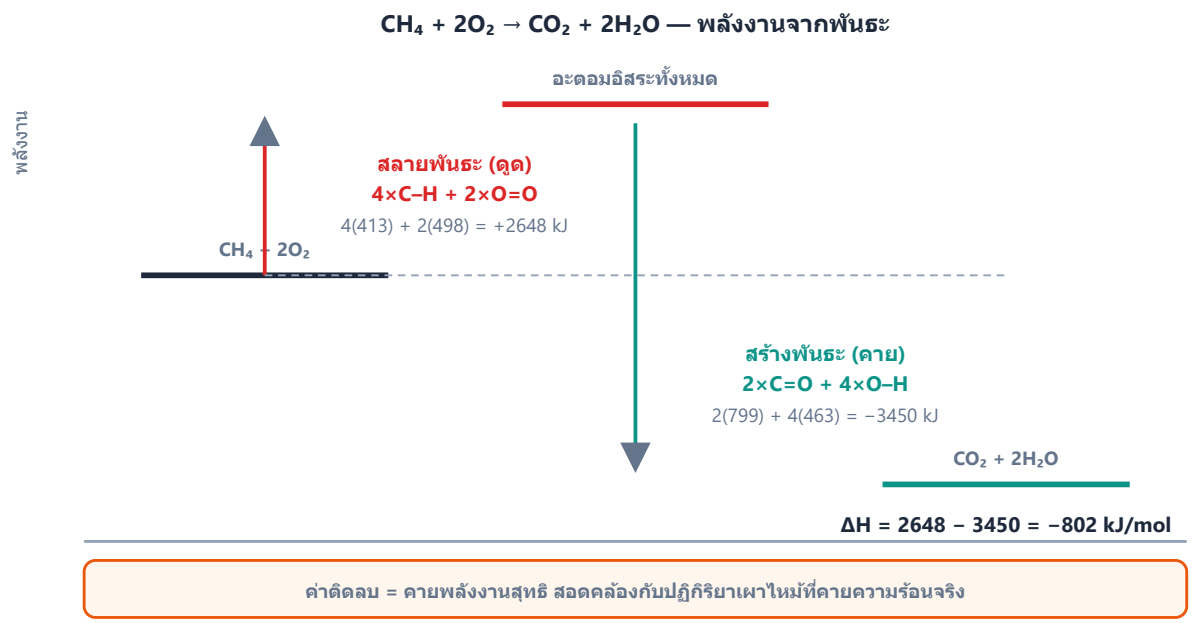
ตอบ: ข้อ ก. -184 kJ

ข้อ 22 — ตอบ ก.

ดูดพลังงาน $46.5\ \mathrm{kJ}$

หลักการ:

$$\Delta H = \Sigma E_{\text{bonds broken}} - \Sigma E_{\text{bonds formed}}$$



ระวังว่านี่คือปฏิกิริยา **สลาย** แอมโมเนีย: ฝั่งที่ถูกสลายพันธะคือ $\mathrm{NH_3}$ และฝั่งที่สร้างพันธะคือ $\mathrm{N_2}$ กับ $\mathrm{H_2}$

1 ขั้นที่ 1: พลังงานสลายพันธะสารตั้งต้น (ดูดพลังงาน)

- $\mathrm{NH_3}$ 1 โมเลกุลมีพันธะ $\mathrm{N{-}H}$ 3 พันธะ มี 2 โมเลกุล → รวม **6 พันธะ**
- $6 \times 391 = 2346\ \mathrm{kJ}$

2 ขั้นที่ 2: พลังงานสร้างพันธะผลิตภัณฑ์ (คายพลังงาน)

- สร้าง $\mathrm{N{\equiv}N}$ 1 พันธะ: $945\ \mathrm{kJ}$
- สร้าง $\mathrm{H{-}H}$ **3 พันธะ** (ตามสัมประสิทธิ์ 3): $3 \times 436 = 1308\ \mathrm{kJ}$
- รวม: $945 + 1308 = 2253\ \mathrm{kJ}$

ขั้นที่ 3: คำนวณ ΔH ของสมการ

$$\Delta H = 2346 - 2253 = +93\ \mathrm{kJ}$$

ค่าเป็นบวก → ปฏิกิริยา **ดูดความร้อน** (สมเหตุสมผล เพราะปฏิกิริยาย้อนกลับคือการสังเคราะห์แอมโมเนียซึ่งคายความร้อน)

ขั้นที่ 4: แปลงเป็นต่อโมลของ $\mathrm{NH_3}$

สมการนี้ใช้ $\mathrm{NH_3}$ 2 โมล ดังนั้นต่อ 1 โมล:

$$\frac{+93}{2} = +46.5\ \mathrm{kJ/mol}$$

ที่มาของตัวลวง

- คาย 46.5 : คิดเลขถูกแต่ตีความเครื่องหมายผิด (จำสูตรสลับเป็น สร้าง — สลาย)
- ดูด 93 : ลืมหาร 2 — ค่า 93 kJ เป็นของสมการที่ใช้ NH_3 2 โมล ไม่ใช่ 1 โมล
- คาย 93 : ผิดซ้ำสองชั้น ทั้งเครื่องหมายและลืมหาร 2

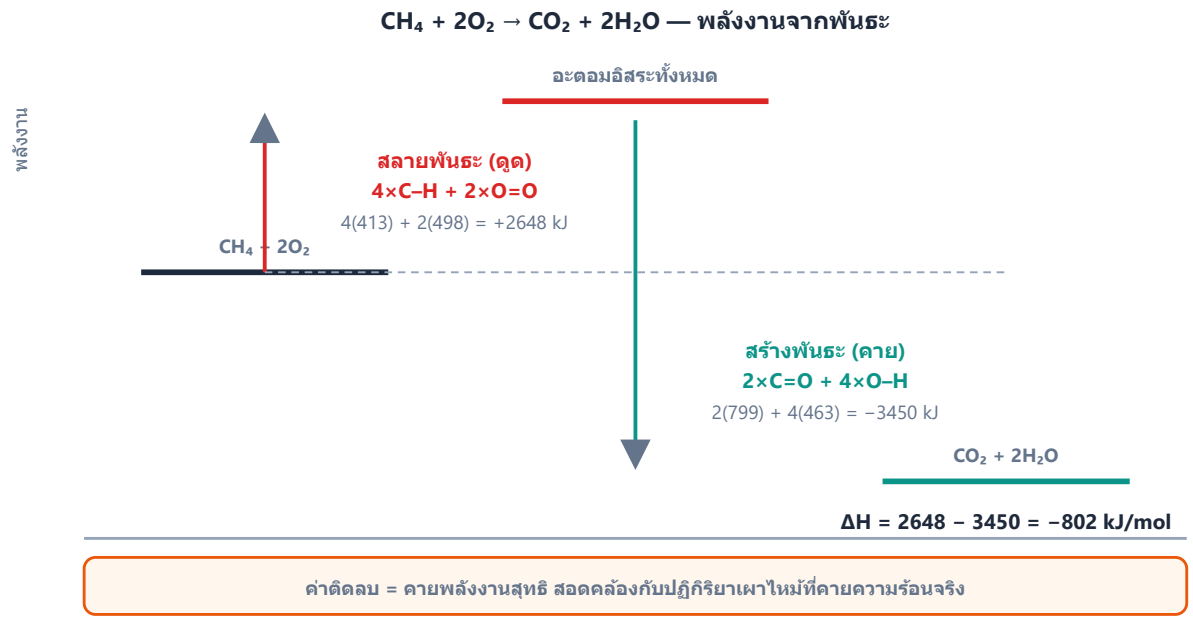
คำตอบคือ ดูดพลังงาน 46.5 kJ

ตอบ: ข้อ ก. ดูดพลังงาน 46.5 kJ

ข้อ 23 — ตอบ ข.

358

หลักการ: ตั้งสมการ $\Delta H = \Sigma E_{\text{bonds broken}} - \Sigma E_{\text{bonds formed}}$ แล้วแก้หาค่าที่ไม่รู้



1 ขั้นที่ 1: นับพันธะที่เปลี่ยนแปลง

- C_2H_4 ($H_2C{=}CH_2$): มี $C{=}C$ 1 พันธะ + $C{-}H$ 4 พันธะ
- C_2H_6 ($H_3C{-}CH_3$): มี $C{-}C$ 1 พันธะ + $C{-}H$ 6 พันธะ
- พันธะที่สลาย: $C{=}C$ 1 พันธะ และ $H{-}H$ 1 พันธะ (พันธะ $C{-}H$ เดิม 4 พันธะไม่เปลี่ยนแปลง จึงตัดออกจากทั้งสองข้างได้)
- พันธะที่สร้าง: $C{-}C$ 1 พันธะ และ $C{-}H$ ใหม่ 2 พันธะ

2 ขั้นที่ 2: ตั้งสมการ ให้พลังงานพันธะ $C{-}C = x$

$$\Delta H = (612 + 436) - (x + 2 \times 413) = -136$$

3 ขั้นที่ 3: แก้สมการ

$$1048 - x - 826 = -136$$

$$222 - x = -136$$

$$x = 222 + 136 = 358 \text{ kJ/mol}$$

ตรวจสอบ: $1048 - (358 + 826) = 1048 - 1184 = -136$ ตรงตามโจทย์ (และค่านี้สมเหตุสมผล เพราะพันธะเดี่ยว $C{-}C$ ต้องอ่อนกว่าพันธะคู่ $C{=}C$ ที่มีค่า 612)

ที่มาของตัวลวง

- 86 : ย้ายข้างพลาด คือคิด $x = 222 - 136$
- 771 : นับพันธะ $\mathrm{C{-}H}$ ที่สร้างใหม่แค่ 1 พันธะ คือคิด $1048 - x - 413 = -136$
- 1184 : ลืมพันธะ $\mathrm{C{-}H}$ ที่สร้างใหม่ทั้งหมด คือคิด $1048 - x = -136$

คำตอบคือ 358 kJ/mol

ตอบ: ข้อ ข. 358

ข้อ 24 — ตอบ ข.

MgO

หลักการ: พลังงานแลตทิซแปรผันตามแรงดึงดูดไฟฟ้าสถิตระหว่างไอออน

พลังงานแลตทิซตามกฎของคูลอมบ์: $E \propto |q_+ \times q_-| / (r_+ + r_-)$

NaCl

Na^+ = 102 pm, Cl^- = 181 pm

ระยะห่าง r = 102+181 = 283 pm

ประจุ: $q_+=1$, $q_-=1$

$E \propto (1\times1)/283$

จุดหลอมเหลวจริง ≈ 801°C

MgO

Mg^{2+} = 72 pm, O^{2-} = 140 pm

ระยะห่าง r = 72+140 = 212 pm

ประจุ: $q_+=2$, $q_-=2$

$E \propto (2\times2)/212$

จุดหลอมเหลวจริง ≈ 2852°C

E(MgO) / E(NaCl) = [(2×2)/212] ÷ [(1×1)/283] = (4×283)/212 ≈ 5.3 เท่า

ทั้งที่ระยะห่างไอออนใกล้เคียงกัน (212 vs 283 pm) แต่ MgO ยึดเหนี่ยวแน่นกว่าเกือบ 5.3 เท่า เพราะประจุคูณกันโดยตรงในตัวเศษ — ประจุมีผลแรงกว่ารัศมีมาก สอดคล้องจุดหลอมเหลวจริงต่างกันมาก

$$E \propto \frac{q_+ \times q_-}{r_+ + r_-}$$

คือ ประจุยิ่งมากและไอออนยิ่งเล็ก พลังงานแลตทิซยิ่งสูง

1 ขั้นที่ 1: เปรียบเทียบขนาดประจุ (ปัจจัยหลัก)

- NaF และ KCl : ประจุ $(+1)(-1)$ → ผลคูณประจุ $= 1$
- MgO และ CaS : ประจุ $(+2)(-2)$ → ผลคูณประจุ $= 4$

ดังนั้น MgO กับ CaS ชนะกลุ่มประจุ 1 อย่างชัดเจน (แรงดึงดูดมากกว่าประมาณ 4 เท่าที่ระยะเท่ากัน)

ขั้นที่ 2: เปรียบเทียบขนาดไอออนภายในกลุ่มประจุเดียวกัน

- Mg^{2+} เล็กกว่า Ca^{2+} และ O^{2-} เล็กกว่า S^{2-}
- ระยะ $r_+ + r_-$ ของ MgO จึงสั้นกว่าของ CaS → แรงดึงดูดแรงกว่า

สรุป: MgO มีทั้งประจุสูงและไอออนเล็ก จึงมีพลังงานแลตทิซสูงที่สุด (ประมาณ 3791 kJ/mol) สอดคล้องกับจุดหลอมเหลวที่สูงมาก ประมาณ 2852 องศาเซลเซียส จนใช้ทำวัสดุทนไฟ

ตัวลวง: NaF ไอออนเล็กที่สุดในบรรดาคู่ประจุ 1 ทำให้หลายคนเลือก แต่ปัจจัยประจุสำคัญกว่าปัจจัยขนาด

คำตอบคือ MgO

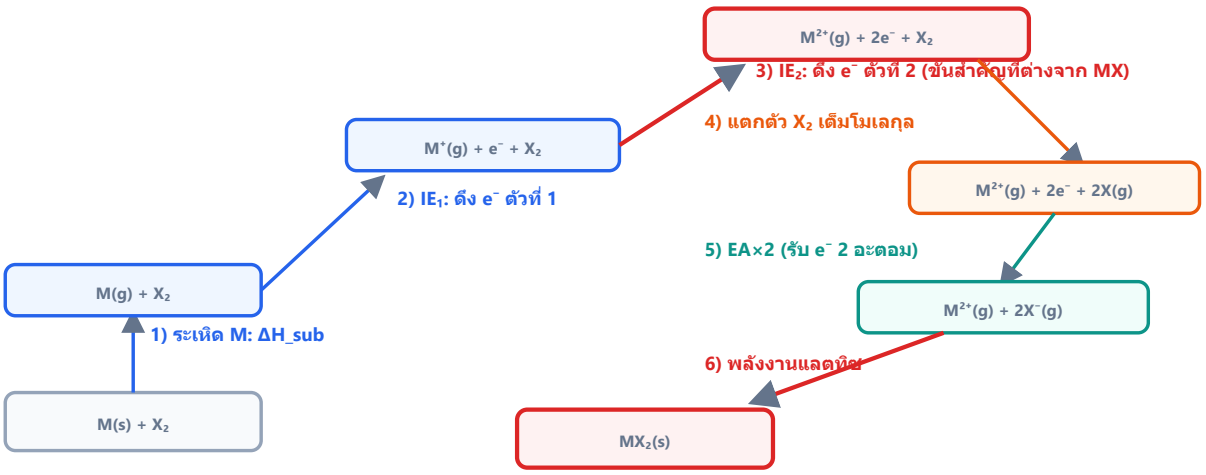
ตอบ: ข้อ ข. MgO

ข้อ 25 — ตอบ ก.

-2250

หลักการ (วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์): พลังงานของปฏิกิริยารวมเท่ากับผลรวมพลังงานของทุกขั้นย่อยตามกฎของเฮสส์ — จุดต่างสำคัญของสารแบบ MCl_2 คือ ต้องไอออไนซ์ **2 ลำดับ**, สลาย Cl_2 **เต็มโมเลกุล** (ต้องการ Cl 2 อะตอม) และรับอิเล็กตรอน **2 ครั้ง**

วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ของสาร MX_2 (M เสีย 2 อิเล็กตรอน): $M(s) + X_2 \rightarrow MX_2(s)$



$$\Delta H_f = \Delta H_{\text{sub}} + IE_1 + IE_2 + E_{\text{Cl-Cl}} + 2EA + E_{\text{lattice}}$$

1 ขั้นที่ 1: แจกแจงขั้นย่อย

- ระเหิด: $M(s) \rightarrow M(g)$ ..... $+180$ kJ
- ไอออไนซ์ครั้งที่ 1: $M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-$ ..... $+590$ kJ
- ไอออไนซ์ครั้งที่ 2: $M^+(g) \rightarrow M^{2+}(g) + e^-$ ..... $+1150$ kJ
- สลายพันธะ **เต็มโมเลกุล** (สมการต้องการ Cl ครบ 2 อะตอม): $Cl_2(g) \rightarrow 2Cl(g)$ ..... $+240$ kJ (ไม่ต้องหารครึ่ง)
- รับอิเล็กตรอน **2 อะตอม**: $2Cl(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-(g)$ ..... $2 \times (-350) = -700$ kJ
- รวมเป็นผลึก: $M^{2+}(g) + 2Cl^-(g) \rightarrow MCl_2(s)$ ..... E_{lattice} (ตัวที่ต้องหา)

2 ขั้นที่ 2: ตั้งสมการและแก้

$$-790 = 180 + 590 + 1150 + 240 + (-700) + E_{\text{lattice}}$$

$$-790 = 1460 + E_{\text{lattice}}$$

$$E_{\text{lattice}} = -790 - 1460 = -2250 \text{ kJ/mol}$$

ตรวจสอบ: $180 + 590 + 1150 + 240 - 700 - 2250 = -790$ ตรงตามโจทย์ (ค่าติดลบมากสมเหตุสมผล เพราะไอออน $2+$ กับ $1-$ สองไอออนดึงดูดกันแรงกว่าเกลือแบบ 1:1 มาก และชดเชยพลังงานไอออไนเซชันสองลำดับที่สูงได้)

ที่มาของตัวลวง

- -1100 : ลืมบวก IE_2 — เคยชินกับโลหะหมู่ IA ที่ไอออไนซ์ครั้งเดียว

- -2130 : เผลอหารพลังงานสลายพันธะครึ่งหนึ่งเป็น $+120$ ตามความเคยชินจากโจทย์แบบ MCl — ข้อนี้ต้องใช้เต็ม 240 เพราะต้องการ Cl 2 อะตอม
- -2600 : คิดสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนครั้งเดียว (-350) ลืมว่า Cl 2 อะตอมต่างรับอิเล็กตรอนคนละ 1 ตัว

คำตอบคือ -2250 kJ/mol

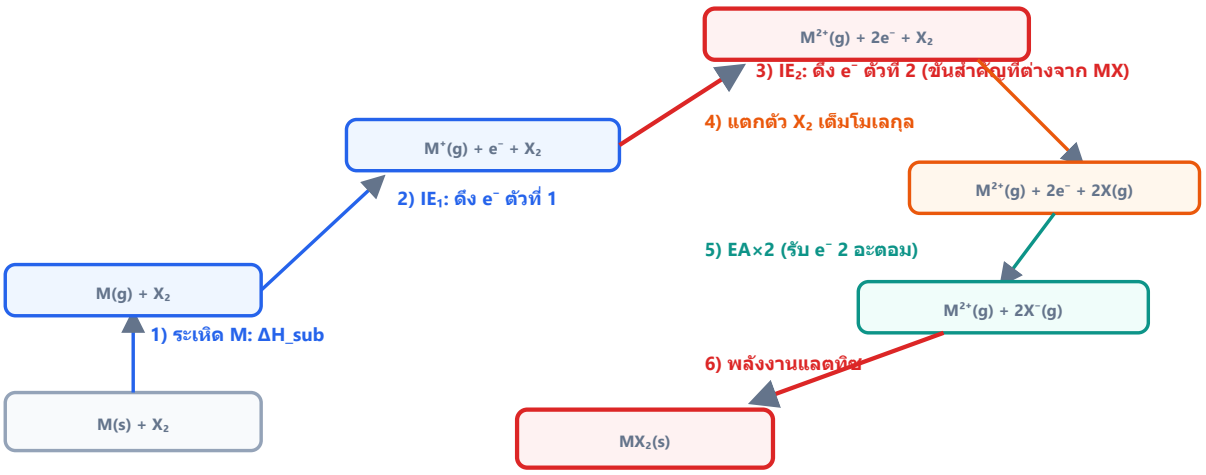
ตอบ: ข้อ ก. -2250

ข้อ 26 — ตอบ ก.

$1356\ \mathrm{kJ/mol}$

หลักคิด: ใช้กฎของเฮสส์ตามวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ ผลรวมของทุกขั้นตอนย่อย (รวมพลังงานแลตทิซ) ต้องเท่ากับ ΔH_f ของสารประกอบ

วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ของสาร MX_2 (M เสีย 2 อิเล็กตรอน): $M(s) + X_2 \rightarrow MX_2(s)$



$$\Delta H_f = \Delta H_{\text{sub}} + IE_1 + IE_2 + \Delta H_{\text{atom O}} + EA_{\text{total}} + \Delta H_{\text{lattice}}$$

1 ขั้นที่ 1 รวมค่าที่ทราบทั้งหมด (ไม่รวม IE_2):

$$150 + 738 + 249 + 700 + (-3795) = -1958\ \mathrm{kJ/mol}$$

2 ขั้นที่ 2 แทนค่าและแก้หา IE_2:

$$-602 = -1958 + IE_2 \quad \Rightarrow \quad IE_2 = -602 - (-1958) = 1356\ \mathrm{kJ/mol}$$

ค่าที่ได้เป็นบวกมาก สมเหตุสมผลเพราะ IE_2 คือพลังงานดึงอิเล็กตรอนตัวที่สองออกจากไอออน Mg^+ ที่มีประจุบวกอยู่แล้ว ย่อมต้องใช้พลังงานสูงกว่า IE_1 เสมอ

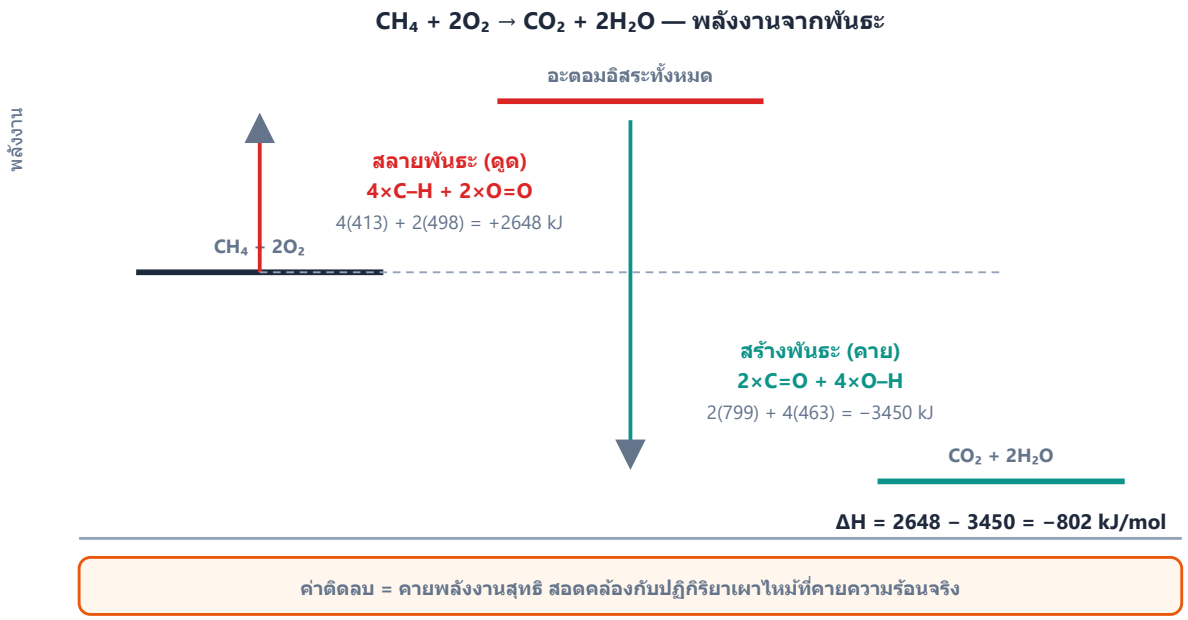
ระวัง: ตัวลวง 2094 มาจากลืมรวมพจน์ IE_1 (+738) เข้าไปในผลรวมที่ทราบแล้ว ทำให้ดึง IE_2 ออกมาผิดพลาด ตัวลวง 2056 มาจากลืมรวมพจน์ EA_{total} (+700) ส่วนตัวลวง 2560 มาจากใส่เครื่องหมายผิดให้ ΔH_f (ใช้ $+602$ แทน -602) — ทุกกรณีคือลืม/พลาดพจน์ใดพจน์หนึ่งในสมการเฮสส์แล้วดึง IE_2 ออกมาไม่ตรง

ตอบ: ข้อ ก. $1356\ \mathrm{kJ/mol}$

ข้อ 27 — ตอบ ก.

1.01×10^3 kJ

หลักคิด: โมเลกุล C_3H_8 (โพรเพน โครงสร้าง $CH_3 - CH_2 - CH_3$) มีพันธะ C–H ทั้งหมด 8 เส้น และพันธะ C–C 2 เส้น



1 **ขั้นที่ 1** พันธะที่สลาย (สารตั้งต้น): 8 เส้น C–H, 2 เส้น C–C, 5 เส้น O=O

$$\sum BE_{\text{broken}} = 8(413) + 2(347) + 5(498) = 3304 + 694 + 2490 = 6488 \text{ kJ}$$

2 **ขั้นที่ 2** พันธะที่สร้าง (ผลิตภัณฑ์): CO_2 3 โมเลกุล มี C=O โมเลกุลละ 2 เส้น รวม 6 เส้น, H_2O 4 โมเลกุล มี O–H โมเลกุลละ 2 เส้น รวม 8 เส้น

$$\sum BE_{\text{formed}} = 6(799) + 8(463) = 4794 + 3704 = 8498 \text{ kJ}$$

3 **ขั้นที่ 3** หา ΔH ต่อโมล: $\Delta H = 6488 - 8498 = -2010 \text{ kJ/mol}$ (คายพลังงาน สอดคล้องกับการเผาไหม้)

4 **ขั้นที่ 4** หาโมลโพรเพนที่เผา: มวลโมลาร์ $C_3H_8 = 3(12) + 8(1) = 44 \text{ g/mol}$

$$22.0 \cancel{g} \times \frac{1 \text{ mol}}{44 \cancel{g}} = 0.500 \text{ mol}$$

5 **ขั้นที่ 5** พลังงานที่คายออกมา: $0.500 \times 2010 = 1005 \text{ kJ} \approx 1.01 \times 10^3 \text{ kJ}$ (3 s.f.)

ระวัง: ตัวลวง 1.35×10^3 kJ มาจากลืมนับพันธะ C–C ที่ต้องสลาย (นับแค่ C–H กับ O=O) ตัวลวง 2.01×10^3 kJ มาจากลืมแปลงมวล 22.0 g เป็นโมล (ใช้ ΔH ต่อโมลตรงๆ เสมือนเผา 1 โมลเต็ม) ส่วนตัวลวง 503 kJ มาจากคำนวณโมลผิด (หารด้วย 88 แทนที่จะเป็น 44 มวลโมลาร์จริง)

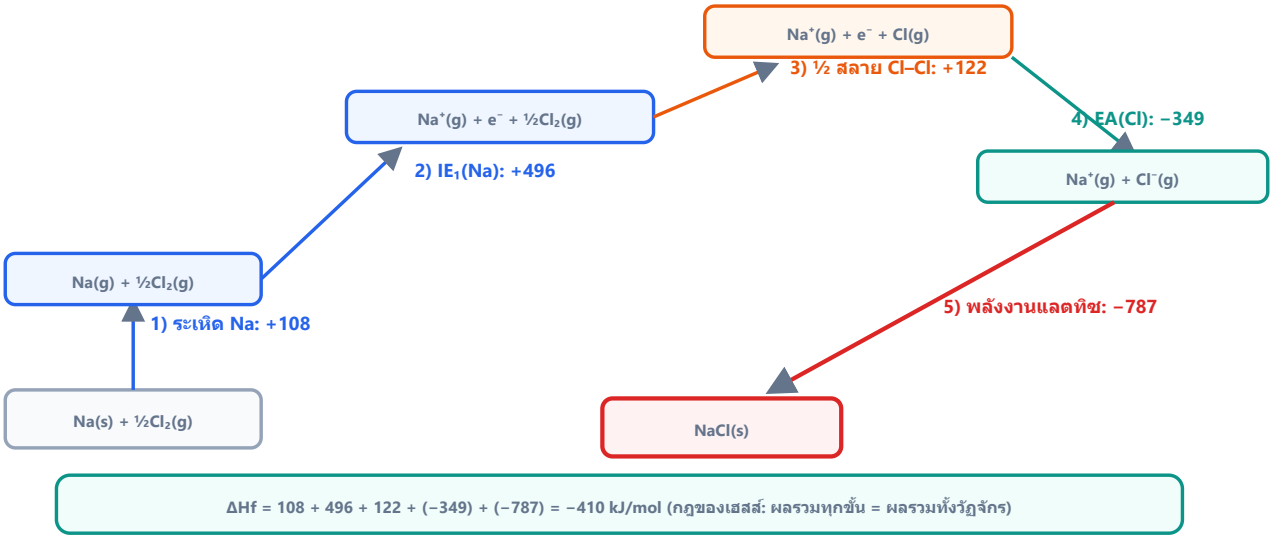
ตอบ: ข้อ ก. 1.01×10^3 kJ

ข้อ 28 — ตอบ ค.

$-410\ \mathrm{kJ/mol}$

หลักการ (วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์): แตกปฏิกิริยารวมออกเป็นขั้นย่อย แล้วรวมพลังงานทุกขั้นตามกฎของเฮสส์

วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์: Na(s) + ½Cl₂(g) → NaCl(s)



1 ขั้นที่ 1: ระเหิดโลหะ

$$\mathrm{Na(s)} \rightarrow \mathrm{Na(g)} \qquad \Delta H_1 = +108\ \mathrm{kJ}$$

2 ขั้นที่ 2: ไอออไนซ์โซเดียม

$$\mathrm{Na(g)} \rightarrow \mathrm{Na^+(g)} + e^- \qquad \Delta H_2 = +496\ \mathrm{kJ}$$

3 ขั้นที่ 3: สลายพันธะคลอรีน — ใช้เพียงครึ่งโมเลกุล

สมการต้องการ Cl เพียง 1 อะตอม จึงใช้ $\frac{1}{2}\mathrm{Cl_2}$:

$$\frac{1}{2}\mathrm{Cl_2(g)} \rightarrow \mathrm{Cl(g)} \qquad \Delta H_3 = \frac{244}{2} = +122\ \mathrm{kJ}$$

4 ขั้นที่ 4: คลอรีนรับอิเล็กตรอน

$$\mathrm{Cl(g)} + e^- \rightarrow \mathrm{Cl^-(g)} \qquad \Delta H_4 = -349\ \mathrm{kJ}$$

5 ขั้นที่ 5: ไอออนแก๊สรวมเป็นผลึก (พลังงานแลตทิซ)

$$\mathrm{Na^+(g)} + \mathrm{Cl^-(g)} \rightarrow \mathrm{NaCl(s)} \qquad \Delta H_5 = -787\ \mathrm{kJ}$$

6 ขั้นที่ 6: รวมทุกขั้น

$$\Delta H_f = 108 + 496 + 122 + (-349) + (-787) = -410\ \mathrm{kJ/mol}$$

ค่าติดลบมาก แสดงว่าการเกิดผลึก NaCl คายพลังงานสูง ผลึกจึงเสถียร

ตัวลวงที่พบบ่อย

- -288 มาจากการใช้พลังงานสลายพันธะเต็ม $+244$ โดยลืมหารครึ่ง
- -61 มาจากการลืมบวกสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน -349
- $+410$ มาจากการกลับเครื่องหมายทั้งหมด

คำตอบคือ $-410\ \mathrm{kJ/mol}$

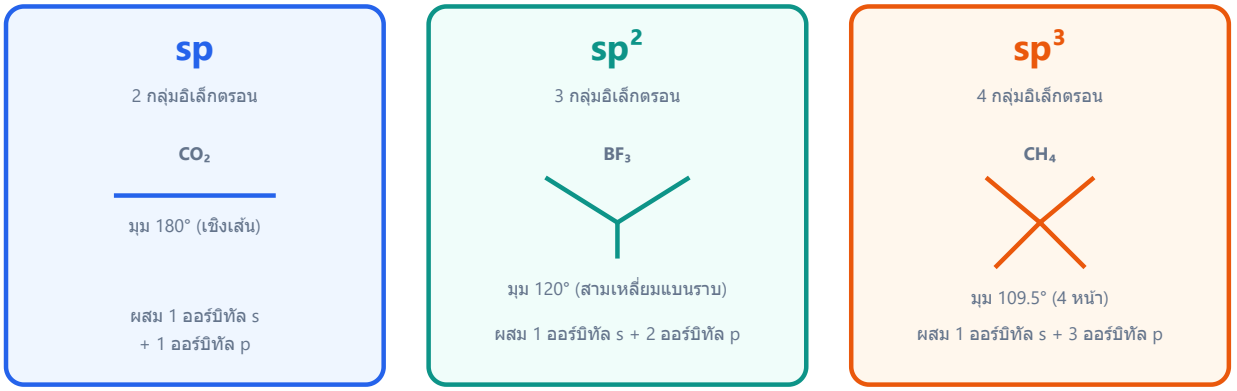
ตอบ: ข้อ ค. $-410\ \mathrm{kJ/mol}$

ข้อ 29 — ตอบ ค.

sp^3

หลักการ: จำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลาง (ตามตาราง VSEPR ที่คุ้นเคยอยู่แล้ว) เชื่อมโยงตรงกับชนิดออร์บิทัลลูกผสม: 2 กลุ่ม → sp, 3 กลุ่ม → sp^2, 4 กลุ่ม → sp^3

จำนวนกลุ่มอิเล็กตรอน → ไฮบริไดเซชันของอะตอมกลาง



ทั้งไฮบริไดเซชันและรูปร่างขึ้นกับจำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนอย่างเดียว — ไม่สนใจว่าเป็นพันธะหรือคู่โดดเดี่ยว

นำมาใช้กับโจทย์: $\mathrm{CH_4}$ เป็นแบบ $\mathrm{AX_4}$ มีกลุ่มอิเล็กตรอนรอบ C ทั้งหมด 4 กลุ่ม (พันธะเดี่ยว 4 พันธะ ไม่มีคู่โดดเดี่ยว) จึงใช้ออร์บิทัลลูกผสมชนิด sp^3

คำตอบคือ sp^3

ตอบ: ข้อ ค. sp^3

ข้อ 30 — ตอบ ข.

มุมงอ

หลักคิด: รูปร่างโมเลกุลดูจากจำนวนอะตอมที่ล้อมรอบ (X) และคู่โดดเดี่ยว (E) บนอะตอมกลาง

แผนภูมิอ้างอิงรูปร่างโมเลกุลตาม VSEPR

	2 sp	3 sp^2	4 sp^3	5 sp^3d	6 sp^3d^2
0 LP	**เชิงเส้น (linear)** CO_2, $BeCl_2$	**สามเหลี่ยมแบนราบ** BF_3, SO_3	**4 หน้า (tetrahedral)** CH_4	**คู่พีระมิดสามเหลี่ยม** PCl_5	**8 หน้า (octahedral)** SF_6
1 LP		**งอ (bent, ~119°)** SO_2	**พีระมิดสามเหลี่ยม** NH_3	**ล้อเลื่อน (seesaw)** SF_4	**พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม** BrF_5
2 LP			**งอ (bent, ~104.5°)** H_2O	**รูปตัว T** ClF_3	**สี่เหลี่ยมแบนราบ** XeF_4
3 LP				**เชิงเส้น (linear)** XeF_2	

อ่านตาราง: นับจำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนทั้งหมด (พันธะ+คู่โดดเดี่ยว) รอบอะตอมกลางก่อน → นับคู่โดดเดี่ยว → หารูปร่างที่ตำแหน่งตัดกัน
พันธะคู่/พันธะสามนับเป็น 1 กลุ่มอิเล็กตรอนเท่ากับพันธะเดี่ยว (ดูแค่ทิศทาง ไม่ดูจำนวนอิเล็กตรอน)

1 **ขั้นที่ 1:** O มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 6 ตัว สร้างพันธะเดี่ยวกับ H 2 พันธะ (ใช้ไป 2 ตัว) เหลือ $\frac{6-2}{2} = 2$ คู่โดดเดี่ยว → เป็นแบบ AX_2E_2

2 **ขั้นที่ 2:** กลุ่มอิเล็กตรอน 4 กลุ่มจัดตัวแบบทรงสี่หน้า แต่รูปร่างโมเลกุลนับเฉพาะตำแหน่งอะตอม จึงเห็นเป็น **มุมงอ (bent)** มุมพันธะประมาณ 104.5° (แคบกว่า 109.5° เพราะคู่โดดเดี่ยว 2 คู่บีบมุม)

ระวัง (ที่มาของตัวลวง)

- เส้นตรง: มาจากการดูสูตร H_2O มี 3 อะตอมแล้วเดาว่าเรียงเป็นแถวแบบ CO_2 — ลืมคิดคู่โดดเดี่ยวบน O
- ทรงสี่หน้า: สับสนระหว่าง "การจัดตัวของกลุ่มอิเล็กตรอน" (ทรงสี่หน้า) กับ "รูปร่างโมเลกุล" ที่นับเฉพาะอะตอม
- สามเหลี่ยมแบนราบ: ใช้กับ AX_3 ที่ไม่มีคู่โดดเดี่ยว เช่น BF_3 ไม่ใช่กรณีนี้

คำตอบคือ มุมงอ

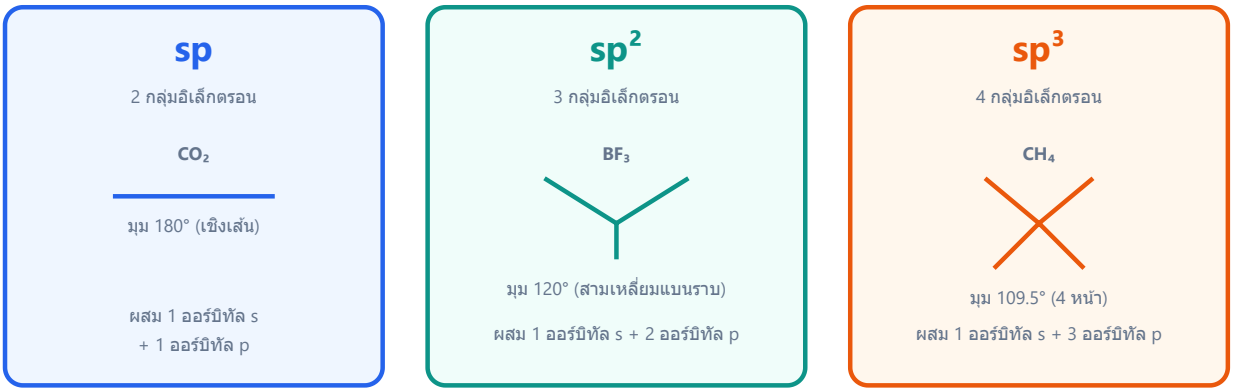
ตอบ: ข้อ ข. มุมงอ

ข้อ 31 — ตอบ ก.

$\mathrm{CO_2} = sp, \mathrm{BF_3} = sp^2, \mathrm{CH_4} = sp^3$

หลักการ: นับจำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลางจากโครงสร้าง VSEPR ที่คุ้นเคย แล้วจับคู่กับชนิดไฮบริด: 2 กลุ่ม → sp, 3 กลุ่ม → sp^2, 4 กลุ่ม → sp^3

จำนวนกลุ่มอิเล็กตรอน → ไฮบริไดเซชันของอะตอมกลาง



ทั้งไฮบริไดเซชันและรูปร่างขึ้นกับจำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนอย่างเดียว — ไม่สนใจว่าเป็นพันธะหรือคู่โดดเดี่ยว

วิเคราะห์ทีละโมเลกุล

1. $\mathrm{CO_2}$: C สร้างพันธะคู่ 2 ชุด ไม่มีคู่โดดเดี่ยว ($\mathrm{AX_2}$) → 2 กลุ่มอิเล็กตรอน → sp
2. $\mathrm{BF_3}$: B สร้างพันธะเดี่ยว 3 พันธะ ไม่มีคู่โดดเดี่ยว ($\mathrm{AX_3}$) → 3 กลุ่มอิเล็กตรอน → sp^2
3. $\mathrm{CH_4}$: C สร้างพันธะเดี่ยว 4 พันธะ ไม่มีคู่โดดเดี่ยว ($\mathrm{AX_4}$) → 4 กลุ่มอิเล็กตรอน → sp^3

คำตอบคือ $\mathrm{CO_2} = sp, \mathrm{BF_3} = sp^2, \mathrm{CH_4} = sp^3$

ตอบ: ข้อ ก. $\mathrm{CO_2} = sp, \mathrm{BF_3} = sp^2, \mathrm{CH_4} = sp^3$

ข้อ 32 — ตอบ ง.

พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม

หลักคิด: นับกลุ่มอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลางเป็น AX_mE_n ก่อน แล้วจึงระบุรูปร่าง

แผนภูมิอ้างอิงรูปร่างโมเลกุลตาม VSEPR

	2 sp	3 sp^2	4 sp^3	5 sp^3d	6 sp^3d^2
0 LP	เชิงเส้น (linear) CO_2, $BeCl_2$	สามเหลี่ยมแบนราบ BF_3, SO_3	4 หน้า (tetrahedral) CH_4	คู่พีระมิดสามเหลี่ยม PCl_5	8 หน้า (octahedral) SF_6
1 LP		งอ (bent, ~119°) SO_2	พีระมิดสามเหลี่ยม NH_3	ล้อเลื่อน (seesaw) SF_4	พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม BrF_5
2 LP			งอ (bent, ~104.5°) H_2O	รูปตัว T ClF_3	สี่เหลี่ยมแบนราบ XeF_4
3 LP				เชิงเส้น (linear) XeF_2	

อ่านตาราง: นับจำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนทั้งหมด (พันธะ+คู่โดดเดี่ยว) รอบอะตอมกลางก่อน → นับคู่โดดเดี่ยว → หารูปร่างที่ตำแหน่งตัดกัน
พันธะคู่/พันธะสามนับเป็น 1 กลุ่มอิเล็กตรอนเท่ากับพันธะเดี่ยว (ดูแค่ทิศทาง ไม่ดูจำนวนอิเล็กตรอน)

1 **ขั้นที่ 1:** P อยู่หมู่ VA มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 5 ตัว สร้างพันธะเดี่ยวกับ Cl ครบ 5 พันธะ ใช้อิเล็กตรอนหมดพอดี เหลือคู่โดดเดี่ยว $\frac{5-5}{2} = 0$ คู่ → เป็นแบบ AX_5 (อะตอมกลางมีอิเล็กตรอน 10 ตัว ขยายออกเตตได้เพราะ P อยู่คาบ 3)

2 **ขั้นที่ 2:** กลุ่มอิเล็กตรอน 5 กลุ่มที่ผลักกันให้ห่างที่สุดจะจัดเป็น **พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)** — Cl 3 อะตอมอยู่ในระนาบฐานทำมุม 120° ต่อกัน และอีก 2 อะตอมอยู่บน-ล่างแกนตั้ง ทำมุม 90° กับระนาบฐาน

ระวัง (ที่มาของตัวลวง)

- พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม: เป็นรูปร่างของ AX_5E (เช่น BrF_5) ที่มีคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ — ต้องเช็กก่อนว่ามีคู่โดดเดี่ยวหรือไม่
- ทรงแปดหน้า: ใช้กับ AX_6 (เช่น SF_6) ที่มี 6 พันธะ
- ทรงสี่หน้า: มาจากความเคยชินว่าอะตอมกลางต้องครบออกเตตจึงตัดเหลือ 4 พันธะ — ลืมว่าธาตุคาบ 3 ขยายออกเตตได้

คำตอบคือ พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม

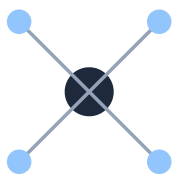
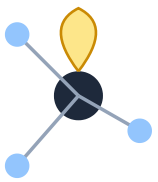
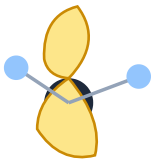
ตอบ: ข้อ ง. พีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม

ข้อ 33 — ตอบ ค.

$BF_3 > CH_4 > NH_3 > H_2O$

หลักการ VSEPR: จำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลางกำหนดมุมพื้นฐาน และคู่โดดเดี่ยวจะบีบมุมให้แคบลง (เพราะคู่โดดเดี่ยวผลักแรงกว่าคู่พันธะ)

คู่โดดเดี่ยวผลักแน่นกว่าคู่พันธะ → มุมพันธะแคบลงเมื่อคู่โดดเดี่ยวเพิ่ม

CH_4 (0 คู่โดดเดี่ยว)	NH_3 (1 คู่โดดเดี่ยว)	H_2O (2 คู่โดดเดี่ยว)
		
109.5°	**107°**	**104.5°**
4 พันธะ, 4 หน้า (tetrahedral)	3 พันธะ + 1 คู่โดดเดี่ยว (สีเหลือง)	2 พันธะ + 2 คู่โดดเดี่ยว (สีเหลือง)

ทั้ง 3 โมเลกุลมี 4 กลุ่มอิเล็กตรอนเท่ากัน (tetrahedral electron geometry)
แต่คู่โดดเดี่ยวกินพื้นที่มากกว่าคู่พันธะ จึงบีบมุมระหว่างพันธะ H ให้แคบลงทีละนิด

วิเคราะห์ทีละโมเลกุล

1. BF_3 : B สร้างพันธะ 3 พันธะ ไม่มีคู่โดดเดี่ยว (AX_3) → สามเหลี่ยมแบนราบ มุม 120°
2. CH_4 : C สร้างพันธะ 4 พันธะ ไม่มีคู่โดดเดี่ยว (AX_4) → ทรงสี่หน้า มุม 109.5°
3. NH_3 : N มีคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ (AX_3E) → พีระมิดฐานสามเหลี่ยม คู่โดดเดี่ยวบีบมุมเหลือประมาณ 107°
4. H_2O : O มีคู่โดดเดี่ยว 2 คู่ (AX_2E_2) → มุมงอ ถูกบีบสองด้านเหลือประมาณ 104.5°

สรุปลำดับ: $120^\circ > 109.5^\circ > 107^\circ > 104.5^\circ$ คือ $BF_3 > CH_4 > NH_3 > H_2O$

ที่มาของตัวลวง

- ลำดับกลับด้าน: มาจากการเข้าใจผิดว่าคู่โดดเดี่ยวยิ่งมากมุมยิ่งกว้าง
- CH_4 นำหน้า: มาจากการเข้าใจผิดว่าจำนวนพันธะยิ่งมากมุมยิ่งกว้าง (ที่จริง BF_3 มี 3 แขนแต่กางในระนาบเดียว มุมจึงกว้างกว่า)
- สลับ NH_3 ขึ้นก่อน CH_4 : มาจากการลืมว่าคู่โดดเดี่ยวของ NH_3 บีบมุมให้แคบกว่าทรงสี่หน้าปกติ

ตอบ: ข้อ ค. $BF_3 > CH_4 > NH_3 > H_2O$

ข้อ 34 — ตอบ ก.

NH_3 กับ H_3O^+

หลักการ: รูปร่างโมเลกุลขึ้นกับสูตรทั่วไป AX_mE_n (จำนวนอะตอมล้อมรอบ X และคู่โดดเดี่ยว E) ไม่ใช่ดูแค่จำนวนอะตอมที่เท่ากัน

แผนภูมิอ้างอิงรูปร่างโมเลกุลตาม VSEPR

	2 sp	3 sp^2	4 sp^3	5 sp^3d	6 sp^3d^2
0 LP	เชิงเส้น (linear) CO_2, $BeCl_2$	สามเหลี่ยมแบนราบ BF_3, SO_3	4 หน้า (tetrahedral) CH_4	คู่พีระมิดสามเหลี่ยม PCl_5	8 หน้า (octahedral) SF_6
1 LP		งอ (bent, ~119°) SO_2	พีระมิดสามเหลี่ยม NH_3	ล้อเลื่อน (seesaw) SF_4	พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม BrF_5
2 LP			งอ (bent, ~104.5°) H_2O	รูปตัว T ClF_3	สี่เหลี่ยมแบนราบ XeF_4
3 LP				เชิงเส้น (linear) XeF_2	

อ่านตาราง: นับจำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนทั้งหมด (พันธะ+คู่โดดเดี่ยว) รอบอะตอมกลางก่อน → นับคู่โดดเดี่ยว → หารูปร่างที่ตำแหน่งตัดกัน
พันธะคู่/พันธะสามนับเป็น 1 กลุ่มอิเล็กตรอนเท่ากับพันธะเดี่ยว (ดูแค่ทิศทาง ไม่ดูจำนวนอิเล็กตรอน)

วิเคราะห์ทีละคู่

1. NH_3 : N มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 5 ตัว สร้างพันธะ 3 เหลือคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ → AX_3E H_3O^+ : O มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 6 ตัว หักออก 1 ตัวจากประจุ $+1$ เหลือนับได้ $6-1=5$ ตัว สร้างพันธะ 3 เหลือคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ → AX_3E เช่นกัน ทั้งคู่จึงเป็น **พีระมิดฐานสามเหลี่ยมเหมือนกัน** (มีอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลางเท่ากัน)
2. CO_2 เป็นเส้นตรง (AX_2) แต่ SO_2 มีคู่โดดเดี่ยวบน S (AX_2E) จึงเป็นมุมงอ — ตัวลวงจากการเห็นสูตรคล้ายกันแบบ XO_2 แล้วคิดว่ารูปร่างเหมือนกัน
3. BF_3 เป็นสามเหลี่ยมแบนราบ (AX_3) แต่ PF_3 มีคู่โดดเดี่ยวบน P (AX_3E) จึงเป็นพีระมิดฐานสามเหลี่ยม — ตัวลวงคลาสสิกของสูตร XF_3
4. CH_4 เป็นทรงสี่หน้า (AX_4) แต่ SF_4 มีคู่โดดเดี่ยวบน S (AX_4E) จึงเป็นรูปไม้กระดานหก (seesaw)

คำตอบคือ NH_3 กับ H_3O^+

ตอบ: ข้อ ก. NH_3 กับ H_3O^+

ข้อ 35 — ตอบ ค.

ก และ ค

วิเคราะห์ทีละข้อความด้วย VSEPR

แผนภูมิอ้างอิงรูปร่างโมเลกุลตาม VSEPR

	2 sp	3 sp^2	4 sp^3	5 sp^3d	6 sp^3d^2
0 LP	**เชิงเส้น (linear)** CO_2, $BeCl_2$	**สามเหลี่ยมแบนราบ** BF_3, SO_3	**4 หน้า (tetrahedral)** CH_4	**คู่พีระมิดสามเหลี่ยม** PCl_5	**8 หน้า (octahedral)** SF_6
1 LP		**งอ (bent, ~119°)** SO_2	**พีระมิดสามเหลี่ยม** NH_3	**ล้อเลื่อน (seesaw)** SF_4	**พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม** BrF_5
2 LP			**งอ (bent, ~104.5°)** H_2O	**รูปตัว T** ClF_3	**สี่เหลี่ยมแบนราบ** XeF_4
3 LP				**เชิงเส้น (linear)** XeF_2	

อ่านตาราง: นับจำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนทั้งหมด (พันธะ+คู่โดดเดี่ยว) รอบอะตอมกลางก่อน → นับคู่โดดเดี่ยว → หารูปร่างที่ตำแหน่งตัดกัน
พันธะคู่/พันธะสามนับเป็น 1 กลุ่มอิเล็กตรอนเท่ากับพันธะเดี่ยว (ดูแค่ทิศทาง ไม่ดูจำนวนอิเล็กตรอน)

(ก) ถูกต้อง:

- $BeCl_2$: Be มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 2 ตัว สร้างพันธะ 2 ไม่มีคู่โดดเดี่ยว (AX_2) → เส้นตรง 180° (Be เป็นข้อยกเว้นแบบไม่ครบออกเตต)
- CO_2 : C สร้างพันธะคู่ 2 ชุด ไม่มีคู่โดดเดี่ยว (AX_2) → เส้นตรง 180° เหมือนกัน (พันธะคู่นับเป็น 1 กลุ่มอิเล็กตรอนใน VSEPR)

(ข) ผิด:

- BF_3 : B ไม่มีคู่โดดเดี่ยว (AX_3) → สามเหลี่ยมแบนราบ 120°
- NH_3 : N มีคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ (AX_3E) → พีระมิดฐานสามเหลี่ยม
- นี่คือตัวลวงหลัก: สูตรเป็นแบบ 1 อะตอมกลางล้อมด้วย 3 อะตอมเหมือนกัน แต่จำนวนคู่โดดเดี่ยวต่างกัน รูปร่างจึงต่างกัน

(ค) ถูกต้อง:

- CH_4 : AX_4 → ทรงสี่หน้า 109.5°
- NH_4^+ : N มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 5 ตัว หักออก 1 ตัวจากประจุ $+1$ เหลือ 4 ตัว สร้างพันธะ 4 พอดี ไม่มีคู่โดดเดี่ยว (AX_4) → ทรงสี่หน้าเหมือนกัน มุม 109.5° เท่ากัน

สรุป: ข้อความที่ถูกต้องคือ (ก) และ (ค)

ตอบ: ข้อ ค. ก และ ค

ข้อ 36 — ตอบ ข.

โมเลกุลที่มี X_1 ล้อมรอบจะมีมุมพันธะแคบกว่า

หลักการ (กฎ EN ของอะตอมล้อมรอบ): อะตอมล้อมรอบที่ EN สูงกว่าจะดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะออกจากอะตอมกลางไปมากกว่า ทำให้คู่พันธะนั้นอยู่ห่างอะตอมกลางมากขึ้น จึงผลักคู่พันธะ/คู่โดดเดี่ยวอื่นที่อะตอมกลาง **น้อยลง** → มุมพันธะแคบลง

ผลของ EN ต่อมุมพันธะ — สองกฎที่ทิศทางตรงข้ามกัน อย่าสับสน

กฎ 1: EN ของอะตอมกลาง

อะตอมกลาง EN สูง → มุมพันธะ "กว้าง" ขึ้น

H_2O (O เป็นอะตอมกลาง)	H_2S (S เป็นอะตอมกลาง)
104.5°	**92.1°**
O: EN = 3.5 (สูง)	S: EN = 2.5 (ต่ำกว่า)

O ดึงอิเล็กตรอนคู่ผูกเข้าหาตัวเองแรงกว่า
ทำให้กลุ่มอิเล็กตรอนพันธะ "ผอมลง" อยู่ใกล้ O
คู่โดดเดี่ยวจึงผลักพันธะให้แคบได้น้อยกว่า
→ มุม H–O–H จึงกว้างกว่า H–S–H

กฎ 2: EN ของอะตอมล้อมรอบ

อะตอมล้อมรอบ EN สูง → มุมพันธะ "แคบ" ลง

NH_3 (ล้อมรอบด้วย H)	NF_3 (ล้อมรอบด้วย F)
107°	**102°**
H: EN = 2.1 (ต่ำ)	F: EN = 4.0 (สูงกว่า)

F ดึงอิเล็กตรอนคู่ผูกออกจาก N แรงกว่า H
ทำให้กลุ่มอิเล็กตรอนพันธะเลื่อนห่างจาก N มากขึ้น
คู่โดดเดี่ยวบน N จึงผลักพันธะให้แคบได้มากกว่า
→ มุม F–N–F จึงแคบกว่า H–N–H

จุดสำคัญ: กฎข้อ 1 ดูที่อะตอมกลางเปลี่ยน (เปรียบเทียบคนละธาตุกลาง), กฎข้อ 2 ดูที่อะตอมล้อมรอบเปลี่ยน (อะตอมกลางเดิม)

นำมาใช้กับโจทย์: เนื่องจาก $EN(X_1) > EN(X_2)$ โมเลกุลที่มี X_1 ล้อมรอบ จะมีคู่พันธะ A–X_1 ที่ถูกดึงออกจาก A มากกว่า ผลักกันเองที่ A น้อยกว่า มุมพันธะจึง **แคบกว่า** โมเลกุลที่มี X_2 ล้อมรอบ (ตัวอย่างจริงคือ NF_3 เทียบกับ NH_3)

ที่มาของตัวลวง

- ตัวเลือกที่ 1 กลับทิศทางของกฎ
- ตัวเลือกที่ 3 ผิด เพราะแม้อะตอมกลางเหมือนกัน แต่ EN ของอะตอมล้อมรอบก็มีผลต่อมุมพันธะด้วย
- ตัวเลือกที่ 4 ผิดโดยตรง เพราะ EN ของอะตอมล้อมรอบเป็นปัจจัยสำคัญที่ทำให้มุมพันธะเปลี่ยนแปลงได้แม้อะตอมกลางเหมือนกัน

คำตอบคือ โมเลกุลที่มี X_1 ล้อมรอบจะมีมุมพันธะแคบกว่า

ตอบ: ข้อ ข. โมเลกุลที่มี X_1 ล้อมรอบจะมีมุมพันธะแคบกว่า

ข้อ 37 — ตอบ ง.

PF_3

หลักการ VSEPR: นับคู่อิเล็กตรอนสร้างพันธะ (X) และคู่โดดเดี่ยว (E) รอบอะตอมกลาง

แผนภูมิอ้างอิงรูปร่างโมเลกุลตาม VSEPR

	2 sp	3 sp^2	4 sp^3	5 sp^3d	6 sp^3d^2
0 LP	**เชิงเส้น (linear)** CO_2, $BeCl_2$	**สามเหลี่ยมแบนราบ** BF_3, SO_3	**4 หน้า (tetrahedral)** CH_4	**คู่พีระมิดสามเหลี่ยม** PCl_5	**8 หน้า (octahedral)** SF_6
1 LP		**งอ (bent, ~119°)** SO_2	**พีระมิดสามเหลี่ยม** NH_3	**ล้อเลื่อน (seesaw)** SF_4	**พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม** BrF_5
2 LP			**งอ (bent, ~104.5°)** H_2O	**รูปตัว T** ClF_3	**สี่เหลี่ยมแบนราบ** XeF_4
3 LP				**เชิงเส้น (linear)** XeF_2	

อ่านตาราง: นับจำนวนกลุ่มอิเล็กตรอนทั้งหมด (พันธะ+คู่โดดเดี่ยว) รอบอะตอมกลางก่อน → นับคู่โดดเดี่ยว → หารูปร่างที่ตำแหน่งตัดกัน
พันธะคู่/พันธะสามนับเป็น 1 กลุ่มอิเล็กตรอนเท่ากับพันธะเดี่ยว (ดูแค่ทิศทาง ไม่ดูจำนวนอิเล็กตรอน)

1. PF_3 : P มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 5 ตัว สร้างพันธะกับ F 3 พันธะ (ใช้ไป 3 ตัว) เหลือ 2 ตัวเป็นคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ จึงเป็นแบบ AX_3E → รูปร่าง **พีระมิดฐานสามเหลี่ยม** (เหมือน NH_3) มุมพันธะเล็กกว่า 109.5° เพราะคู่โดดเดี่ยวผลักแรงกว่าคู่พันธะ
2. BF_3 : B มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 3 ตัว สร้างพันธะ 3 พันธะ ไม่มีคู่โดดเดี่ยว เป็น AX_3 → สามเหลี่ยมแบนราบ มุม 120° (ตัวลวงคลาสสิก: สูตรคล้าย PF_3 แต่รูปร่างต่างกันเพราะจำนวนคู่โดดเดี่ยวต่างกัน)
3. CF_4 : เป็น AX_4 → ทรงสี่หน้า มุม 109.5°
4. XeF_2 : Xe มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 8 ตัว สร้างพันธะ 2 พันธะ เหลือคู่โดดเดี่ยว 3 คู่ เป็น AX_2E_3 → เส้นตรง

คำตอบคือ PF_3

ตอบ: ข้อ ง. PF_3

ข้อ 38 — ตอบ ง.

H_2S

ขั้นที่ 1: พิจารณาผลของคู่โดดเดี่ยว (เปรียบเทียบอะตอมกลางคาบ 2 ด้วยกัน)

- CH_4 (AX_4 ไม่มีคู่โดดเดี่ยว): 109.5°
- NH_3 (AX_3E คู่โดดเดี่ยว 1 คู่): ประมาณ 107°
- H_2O (AX_2E_2 คู่โดดเดี่ยว 2 คู่): ประมาณ 104.5°

ผลของ EN ต่อมุมพันธะ — สองกฎที่ทิศทางตรงข้ามกัน อย่าสับสน

กฎ 1: EN ของอะตอมกลาง

อะตอมกลาง EN สูง → มุมพันธะ "กว้าง" ขึ้น

H_2O (O เป็นอะตอมกลาง)	H_2S (S เป็นอะตอมกลาง)
104.5°	**92.1°**
O: EN = 3.5 (สูง)	S: EN = 2.5 (ต่ำกว่า)

O ดึงอิเล็กตรอนคู่ผูกเข้าหาตัวเองแรงกว่า
ทำให้กลุ่มอิเล็กตรอนพันธะ "ผอมลง" อยู่ใกล้ O
คู่โดดเดี่ยวจึงผลักพันธะให้แคบได้น้อยกว่า
→ มุม H–O–H จึงกว้างกว่า H–S–H

กฎ 2: EN ของอะตอมล้อมรอบ

อะตอมล้อมรอบ EN สูง → มุมพันธะ "แคบ" ลง

NH_3 (ล้อมรอบด้วย H)	NF_3 (ล้อมรอบด้วย F)
107°	**102°**
H: EN = 2.1 (ต่ำ)	F: EN = 4.0 (สูงกว่า)

F ดึงอิเล็กตรอนคู่ผูกออกจาก N แรงกว่า H
ทำให้กลุ่มอิเล็กตรอนพันธะเลื่อนห่างจาก N มากขึ้น
คู่โดดเดี่ยวบน N จึงผลักพันธะให้แคบได้มากกว่า
→ มุม F–N–F จึงแคบกว่า H–N–H

จุดสำคัญ: กฎข้อ 1 ดูที่อะตอมกลางเปลี่ยน (เปรียบเทียบคนละธาตุกลาง), กฎข้อ 2 ดูที่อะตอมล้อมรอบเปลี่ยน (อะตอมกลางเดิม)

คู่โดดเดี่ยวยิ่งมาก มุมยิ่งถูกบีบให้แคบลง

ขั้นที่ 2: เปรียบเทียบลงหมู่เดียวกัน (H_2O กับ H_2S)

H_2S เป็น AX_2E_2 เหมือน H_2O แต่มุมพันธะเล็กกว่ามาก (ประมาณ 92°) เพราะ

- อะตอม S ใหญ่กว่า O มาก พันธะ S–H ยาวกว่า คู่พันธะจึงอยู่ห่างกัน แรงผลักระหว่างคู่พันธะน้อยลง มุมจึงหุบแคบลงได้
- S มีอิเล็กโทรเนกาติวิตีต่ำกว่า O อิเล็กตรอนคู่พันธะถูกดึงเข้าใกล้อะตอมกลางน้อยกว่า ยิ่งลดแรงผลักระหว่างคู่พันธะ

สรุปลำดับมุม: $CH_4\ (109.5^\circ) > NH_3\ (107^\circ) > H_2O\ (104.5^\circ) > H_2S\ (\approx 92^\circ)$

ตัวลวง: H_2O เป็นตัวลวงหลัก เพราะผู้เรียนจำสูตร "คู่โดดเดี่ยวมากที่สุด มุมแคบที่สุด" จากชุดโมเลกุลคาบ 2 (CH_4, NH_3, H_2O) โดยไม่ได้คิดถึงผลของขนาดอะตอมกลางเมื่อเลื่อนลงหมู่

คำตอบคือ H_2S

ตอบ: ข้อ ง. H_2S

ข้อ 39 — ตอบ ข.

$EN(\mathrm{F}) > EN(\mathrm{H})$ ทำให้ F ดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะออกจาก N มากกว่า คู่พันธะจึงผลักกันเองที่ N น้อยลง มุมจึงแคบกว่า

หลักการ (กฎ EN ของอะตอมล้อมรอบ): เมื่ออะตอมกลางเป็นชนิดเดียวกันและจำนวนคู่โดดเดี่ยวเท่ากัน แต่อะตอมล้อมรอบ (X) มี EN ต่างกัน — X ที่ EN สูงกว่าจะดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะออกจากอะตอมกลางมากกว่า ทำให้คู่พันธะนั้นอยู่ห่างอะตอมกลางมากขึ้น จึงผลักคู่พันธะอื่นที่อะตอมกลาง **น้อยลง** → มุมพันธะแคบลง

ผลของ EN ต่อมุมพันธะ — สองกฎที่ทิศทางตรงข้ามกัน อย่าสับสน

กฎ 1: EN ของอะตอมกลาง

อะตอมกลาง EN สูง → มุมพันธะ "กว้าง" ขึ้น

H_2O (O เป็นอะตอมกลาง)	H_2S (S เป็นอะตอมกลาง)
104.5°	**92.1°**
O: EN = 3.5 (สูง)	S: EN = 2.5 (ต่ำกว่า)

O ดึงอิเล็กตรอนคู่ผูกเข้าหาตัวเองแรงกว่า
ทำให้กลุ่มอิเล็กตรอนพันธะ "ผอมลง" อยู่ใกล้ O
คู่โดดเดี่ยวจึงผลักพันธะให้แคบได้น้อยกว่า
→ มุม H–O–H จึงกว้างกว่า H–S–H

กฎ 2: EN ของอะตอมล้อมรอบ

อะตอมล้อมรอบ EN สูง → มุมพันธะ "แคบ" ลง

NH_3 (ล้อมรอบด้วย H)	NF_3 (ล้อมรอบด้วย F)
107°	**102°**
H: EN = 2.1 (ต่ำ)	F: EN = 4.0 (สูงกว่า)

F ดึงอิเล็กตรอนคู่ผูกออกจาก N แรงกว่า H
ทำให้กลุ่มอิเล็กตรอนพันธะเลื่อนห่างจาก N มากขึ้น
คู่โดดเดี่ยวบน N จึงผลักพันธะให้แคบได้มากกว่า
→ มุม F–N–F จึงแคบกว่า H–N–H

จุดสำคัญ: กฎข้อ 1 ดูที่อะตอมกลางเปลี่ยน (เปรียบเทียบคนละธาตุกลาง), กฎข้อ 2 ดูที่อะตอมล้อมรอบเปลี่ยน (อะตอมกลางเดิม)

นำมาใช้กับโจทย์

$EN(\mathrm{F}) = 4.0$ สูงกว่า $EN(\mathrm{H}) = 2.1$ มาก ดังนั้นใน $\mathrm{NF_3}$ อะตอม F ดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะ N–F ออกจาก N ไปมาก คู่พันธะจึงเบียดกันเองที่ N น้อยกว่ากรณี N–H ใน $\mathrm{NH_3}$ ทำให้มุม F–N–F แคบกว่ามุม H–N–H

ที่มาของตัวลวง

- ตัวเลือกที่ 1 กล่าวถึงขนาดอะตอม แต่ปัจจัยหลักในกรณีนี้คือ EN ไม่ใช่ขนาด
- ตัวเลือกที่ 3 ผิด เพราะทั้งคู่มีคู่โดดเดี่ยวบน N เพียง 1 คู่เท่ากัน (โครงสร้าง $\mathrm{AX_3E}$ เหมือนกัน)
- ตัวเลือกที่ 4 ผิด เพราะพันธะ N–F และ N–H ในโมเลกุลนี้เป็นพันธะเดี่ยวทั้งคู่

คำตอบคือ $EN(\mathrm{F}) > EN(\mathrm{H})$ ทำให้ F ดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะออกจาก N มากกว่า คู่พันธะจึงผลักกันเองที่ N น้อยลง มุมจึงแคบกว่า

ตอบ: ข้อ ข. $EN(\mathrm{F}) > EN(\mathrm{H})$ ทำให้ F ดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะออกจาก N มากกว่า คู่พันธะจึงผลักกันเองที่ N น้อยลง มุมจึงแคบกว่า

ข้อ 40 — ตอบ ก.

$EN(\mathrm{N}) > EN(\mathrm{P})$ ทำให้ N ดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะเข้าใกล้ตัวมากกว่า คู่พันธะจึงผลักกันเองมากกว่า มุมจึงกว้างกว่า

หลักการ (กฎ EN ของอะตอมกลาง): เมื่ออะตอมล้อมรอบเป็นชนิดเดียวกันและจำนวนคู่โดดเดี่ยวเท่ากัน แต่อะตอมกลางมี EN ต่างกัน — อะตอมกลางที่ EN สูงกว่าจะดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะเข้าใกล้ตัวมากกว่า ทำให้คู่พันธะอยู่ใกล้กันมากขึ้นบริเวณอะตอมกลาง จึง **ผลักกันเองมากขึ้น** → มุมพันธะกว้างกว่า

ผลของ EN ต่อมุมพันธะ — สองกฎที่ทิศทางตรงข้ามกัน อย่าสับสน

กฎ 1: EN ของอะตอมกลาง

อะตอมกลาง EN สูง → มุมพันธะ "กว้าง" ขึ้น

H_2O (O เป็นอะตอมกลาง)	H_2S (S เป็นอะตอมกลาง)
104.5°	**92.1°**
O: EN = 3.5 (สูง)	S: EN = 2.5 (ต่ำกว่า)

O ดึงอิเล็กตรอนคู่ผูกเข้าหาตัวเองแรงกว่า
ทำให้กลุ่มอิเล็กตรอนพันธะ "ผอมลง" อยู่ใกล้ O
คู่โดดเดี่ยวจึงผลักพันธะให้แคบได้น้อยกว่า
→ มุม H–O–H จึงกว้างกว่า H–S–H

กฎ 2: EN ของอะตอมล้อมรอบ

อะตอมล้อมรอบ EN สูง → มุมพันธะ "แคบ" ลง

NH_3 (ล้อมรอบด้วย H)	NF_3 (ล้อมรอบด้วย F)
107°	**102°**
H: EN = 2.1 (ต่ำ)	F: EN = 4.0 (สูงกว่า)

F ดึงอิเล็กตรอนคู่ผูกออกจาก N แรงกว่า H
ทำให้กลุ่มอิเล็กตรอนพันธะเลื่อนห่างจาก N มากขึ้น
คู่โดดเดี่ยวบน N จึงผลักพันธะให้แคบได้มากกว่า
→ มุม F–N–F จึงแคบกว่า H–N–H

จุดสำคัญ: กฎข้อ 1 ดูที่อะตอมกลางเปลี่ยน (เปรียบเทียบคนละธาตุกลาง), กฎข้อ 2 ดูที่อะตอมล้อมรอบเปลี่ยน (อะตอมกลางเดิม)

นำมาใช้กับโจทย์

$EN(\mathrm{N}) \approx 3.0$ สูงกว่า $EN(\mathrm{P}) \approx 2.1$ ดังนั้น N ดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะ N–H เข้าใกล้ตัวเองมากกว่าที่ P ดึงคู่พันธะ P–H ทำให้คู่พันธะใน $\mathrm{NH_3}$ อยู่ใกล้กันและผลักกันแรงกว่า มุมจึงกว้างกว่า $\mathrm{PH_3}$ (นอกจากนี้ P ยังมีขนาดใหญ่กว่า N ทำให้พันธะ P–H ยาวกว่า คู่พันธะยิ่งห่างกันมากขึ้นไปอีก แต่ปัจจัยหลักที่โจทย์เน้นคือ EN ของอะตอมกลาง)

ที่มาของตัวลวง

- ตัวเลือกที่ 2 กลับทิศทางของกฎ EN อะตอมกลาง
- ตัวเลือกที่ 3 ผิด เพราะทั้งคู่เป็น $\mathrm{AX_3E}$ มีคู่โดดเดี่ยว 1 คู่เท่ากัน
- ตัวเลือกที่ 4 กล่าวเกินจริงและไม่ใช่สาเหตุหลักที่โจทย์ต้องการให้วิเคราะห์

คำตอบคือ $EN(\mathrm{N}) > EN(\mathrm{P})$ ทำให้ N ดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะเข้าใกล้ตัวมากกว่า คู่พันธะจึงผลักกันเองมากกว่า มุมจึงกว้างกว่า

ตอบ: ข้อ ก. $EN(\mathrm{N}) > EN(\mathrm{P})$ ทำให้ N ดึงอิเล็กตรอนคู่พันธะเข้าใกล้ตัวมากกว่า คู่พันธะจึงผลักกันเองมากกว่า มุมจึงกว้างกว่า

ข้อ 41 — ตอบ ก.

มุมงอ (bent), อันดับพันธะ 1.5

หลักคิด: ทำทีละขั้นตามลำดับวิเคราะห์โมเลกุล

ประจุฟอร์มัล = วาเลนซ์อิเล็กตรอนอิสระ − (คู่โดดเดี่ยว + ครึ่งหนึ่งของอิเล็กตรอนพันธะ)

โครงสร้าง A: O=C=N⁻
O: 0 C: 0 N: −1
ประจุลบอยู่ที่ N (EN ต่ำกว่า O)
มีส่วนร่วมได้บ้าง แต่รองจาก B

โครงสร้าง B: ⁻O−C≡N
O: −1 C: 0 N: 0
ประจุลบอยู่ที่ O ซึ่ง EN สูงสุด
เสถียรที่สุด — โครงสร้างหลัก

โครงสร้าง C: O≡C−N²⁻
O: +1 C: 0 N: −2
มีประจุมากผิดปกติ + ประจุบวกอยู่ที่ O (EN สูง) — ตัดทิ้ง

เกณฑ์เลือกโครงสร้างเรโซแนนซ์ที่เสถียรที่สุด

1) ผลรวมประจุฟอร์มัลสัมบูรณ์น้อยที่สุด (A และ B มีค่าน้อยกว่า C)

2) ถ้าต้องมีประจุลบ ให้ตกอยู่บนอะตอมที่มี EN สูงกว่า — A กับ B มีขนาดประจุเท่ากัน (−1) แต่ B วางประจุไว้บน O (EN สูงกว่า N) จึงเสถียรกว่า A และมีส่วนร่วมมากที่สุด

3) หลีกเลี่ยงประจุบวกบนอะตอมที่มี EN สูง (C มี O เป็น +1 จึงตัดทิ้งก่อน)

โครงสร้างจริงเป็นภาพผสม (resonance hybrid) ที่ B มีสัดส่วนมากที่สุดตามเกณฑ์ประจุฟอร์มัล

1 **ขั้นที่ 1** นับอิเล็กตรอนรวม: N มี 5, O มี $2 \times 6 = 12$, ประจุ $1-$ เพิ่มอีก 1 รวม $5 + 12 + 1 = 18\ e^-$

2 **ขั้นที่ 2** วาดโครงลิวอิส: N อยู่กลาง ต่อกับ O สองตัว โดยหนึ่งเส้นเป็นพันธะคู่ (N=O) อีกเส้นเป็นพันธะเดี่ยว (N–O) พร้อมคู่โดดเดี่ยว 1 คู่บน N (เช็ก: N มี 2 พันธะ + 1 คู่โดด = ครบออกเตต 8 อิเล็กตรอนรอบ N พอดี)

3 **ขั้นที่ 3** หารูปร่างด้วย VSEPR: กลุ่มอิเล็กตรอนรอบ N = 2 กลุ่มพันธะ + 1 คู่โดด = 3 กลุ่ม → สัญลักษณ์ AX_2E → **รูปร่างมุมงอ (bent)** ไม่ใช่เส้นตรง (คล้าย SO_2, O_3 ในบทเรียน)

4 **ขั้นที่ 4** หาอันดับพันธะ: เนื่องจากมีเรโซแนนซ์ 2 แบบเทียบเท่ากัน พันธะ N=O และ N–O เฉลี่ยกันเป็นพันธะเดียวกันทั้งสองเส้น จำนวนพันธะรวม $= 2 + 1 = 3$ กระจายบน 2 ตำแหน่ง: $\text{bond order} = 3/2 = 1.5$

ระวัง: ตัวลวง "เส้นตรง" มาจากลืมนับคู่โดดเดี่ยวบน N (เห็นแค่ 2 อะตอม O ล้อมรอบแล้วรีบตอบ AX_2) ตัวลวงอันดับพันธะ 2 มาจากดูแค่โครงสร้างเรโซแนนซ์แบบเดียว (นับเฉพาะ N=O) โดยลืมเฉลี่ยกับพันธะเดี่ยวอีกเส้น ส่วนอันดับพันธะ 1 มาจากคิดว่าทุกพันธะเป็นพันธะเดี่ยวหมด ไม่ได้พิจารณาเรโซแนนซ์เลย

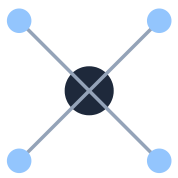
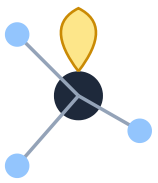
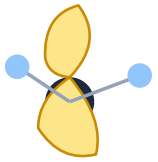
ตอบ: ข้อ ก. มุมงอ (bent), อันดับพันธะ 1.5

ข้อ 42 — ตอบ ก.

$NO_2^+ > NO_2 > NO_2^-$

หลักคิด: มุมพันธะถูกกำหนดโดยสิ่งที่อยู่บนอะตอมกลางนอกเหนือจากพันธะ — ไม่มีอะไรเลย (มุมกว้างสุด) > อิเล็กตรอนเดี่ยว 1 ตัว > คู่โดดเดี่ยว 1 คู่ (บีบมุมแรงสุด) ต้องนับอิเล็กตรอนบน N ทีละอนุภาคเพราะประจุต่างกัน

คู่โดดเดี่ยวผลักแน่นกว่าคู่พันธะ → มุมพันธะแคบลงเมื่อคู่โดดเดี่ยวเพิ่ม

CH_4 (0 คู่โดดเดี่ยว)	NH_3 (1 คู่โดดเดี่ยว)	H_2O (2 คู่โดดเดี่ยว)
		
109.5°	**107°**	**104.5°**
4 พันธะ, 4 หน้า (tetrahedral)	3 พันธะ + 1 คู่โดดเดี่ยว (สีเหลือง)	2 พันธะ + 2 คู่โดดเดี่ยว (สีเหลือง)

ทั้ง 3 โมเลกุลมี 4 กลุ่มอิเล็กตรอนเท่ากัน (tetrahedral electron geometry)
แต่คู่โดดเดี่ยวกินพื้นที่มากกว่าคู่พันธะ จึงบีบมุมระหว่างพันธะ H ให้แคบลงทีละนิด

ขั้นที่ 1: NO_2^+ — N มีเวเลนซ์ 5 ตัว หักออก 1 ตัวจากประจุ $+1$ เหลือ 4 ตัว สร้างพันธะคู่กับ O ทั้งสองข้างใช้หมดพอดี → บน N **ไม่มีอิเล็กตรอนเหลือเลย** เป็น AX_2 รูปร่างเส้นตรง มุม 180°

ขั้นที่ 2: NO_2 — เวเลนซ์อิเล็กตรอนรวม 17 ตัว (เลขคี่) บน N มี **อิเล็กตรอนเดี่ยว 1 ตัว** อิเล็กตรอนตัวเดียวผลักคู่พันธะได้อ่อนกว่าคู่โดดเดี่ยวเต็มคู่ มุมจึงถูกบีบเพียงเล็กน้อย เหลือประมาณ 134°

ขั้นที่ 3: NO_2^- — N มีเวเลนซ์ 5 ตัว บวกเพิ่ม 1 ตัวจากประจุ -1 ทำให้บน N มี **คู่โดดเดี่ยวเต็ม 1 คู่** (AX_2E) คู่โดดเดี่ยวผลักแรงที่สุด มุมถูกบีบเหลือประมาณ 115°

4 **ขั้นที่ 4: สรุป** $180^\circ > 134^\circ > 115^\circ$ คือ $NO_2^+ > NO_2 > NO_2^-$

ระวัง (ที่มาของตัวลวง)

- ลำดับกลับด้าน: มาจากการเดาว่ายิ่งมีอิเล็กตรอนมาก (ประจุลบ) มุมยิ่งกว้าง — ที่จริงอิเล็กตรอนที่เพิ่มมาไปอยู่บนอะตอมกลางและบีบมุมให้แคบลง
- NO_2 นำหน้า: มาจากการลืมว่า NO_2^+ ไม่มีอิเล็กตรอนบนอะตอมกลางเลย จึงกางได้เต็ม 180°
- "เท่ากันทั้งสาม": สูตรอะตอมเหมือนกันแต่จำนวนอิเล็กตรอนต่างกัน รูปร่างจึงต่างกันได้

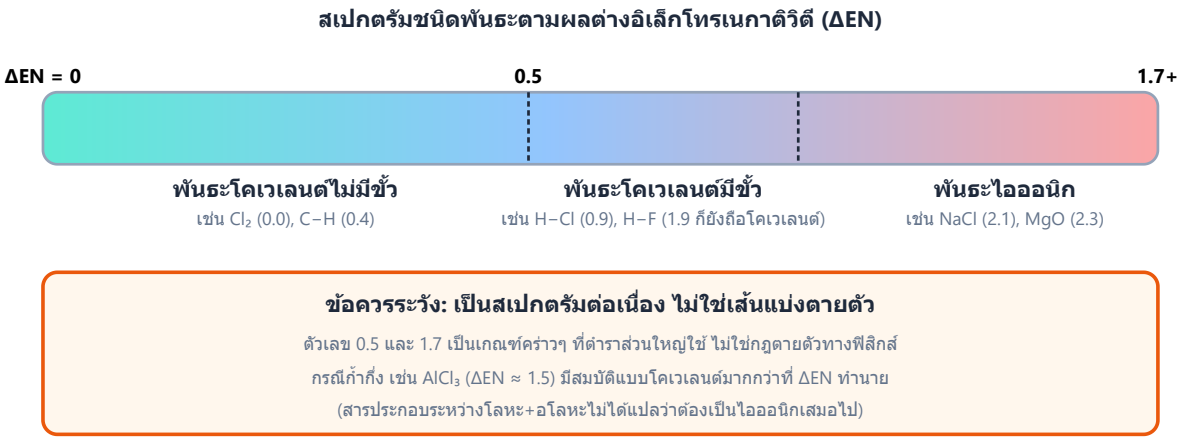
คำตอบคือ $NO_2^+ > NO_2 > NO_2^-$

ตอบ: ข้อ ก. $NO_2^+ > NO_2 > NO_2^-$

ข้อ 43 — ตอบ ค.

พันธะ Cl–Cl ใน Cl_2

หลักคิด: สภาพขั้วของพันธะดูจากผลต่างอิเล็กโทรเนกาติวิตี (EN) ของสองอะตอม — อะตอมชนิดเดียวกันมี EN เท่ากัน ผลต่างเป็นศูนย์ อิเล็กตรอนคู่พันธะถูกดึงเท่ากันสองข้าง จึงไม่มีขั้ว



1. **ขั้นที่ 1:** พันธะ Cl–Cl เกิดระหว่างอะตอมชนิดเดียวกัน → ผลต่าง EN $= 0$ → **พันธะโคเวเลนต์ไม่มีขั้ว**

2. **ขั้นที่ 2: ตรวจตัวเลือกอื่น** ทุกตัวเป็นพันธะระหว่างอะตอมต่างชนิดที่ EN ต่างกันชัดเจน

- H–Cl : Cl ดึงอิเล็กตรอนเก่งกว่า H → มีขั้ว (δ^+ ที่ H, δ^- ที่ Cl)
- O–H : O เป็นธาตุ EN สูงอันดับสองของตารางธาตุ → มีขั้วแรง
- N–H : N ดึงอิเล็กตรอนเก่งกว่า H → มีขั้ว

ระวัง: โจทย์ถามสภาพขั้วของ "พันธะ" ไม่ใช่ "โมเลกุล" — สองเรื่องนี้ต่างกัน เช่น CO_2 มีพันธะมีขั้วแต่โมเลกุลไม่มีขั้วเพราะไดโพลหักล้างกัน แต่สำหรับพันธะระหว่างอะตอมชนิดเดียวกันอย่าง Cl–Cl ไม่มีขั้วแน่นอนเสมอ

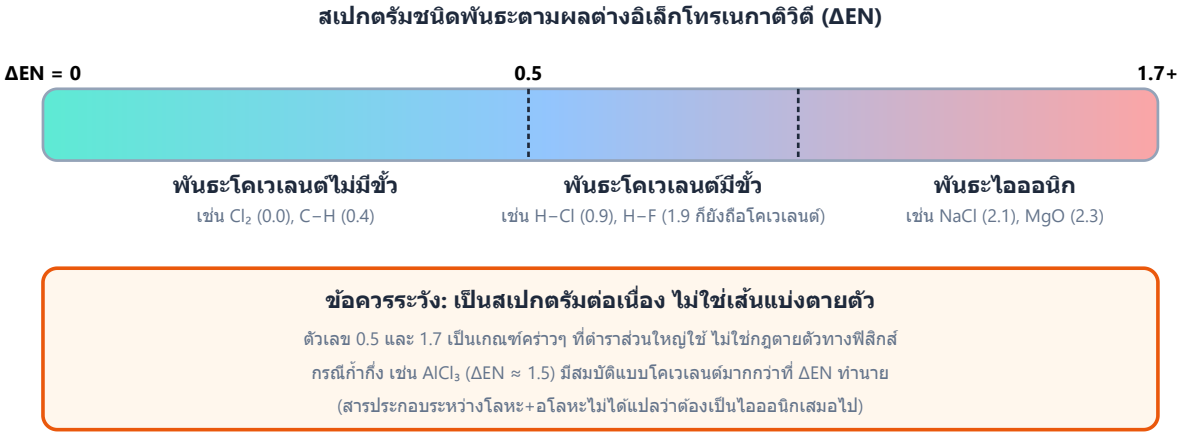
คำตอบคือ พันธะ Cl–Cl ใน Cl_2

ตอบ: ข้อ ค. พันธะ Cl–Cl ใน Cl_2

ข้อ 44 — ตอบ ก.

$\Delta EN = 1.0$ เป็นโคเวเลนต์มีขั้ว

ขั้นที่ 1: คำนวณ ΔEN



$$\Delta EN = |EN_{\mathrm{O}} - EN_{\mathrm{C}}| = |3.5 - 2.5| = 1.0$$

② ขั้นที่ 2: เทียบกับเกณฑ์

1.0 อยู่ในช่วง 0.5–1.7 → **โคเวเลนต์มีขั้ว** (สอดคล้องกับความจริงที่ทั้ง C และ O เป็นอโลหะ ไม่มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอนขาด)

ที่มาของตัวลวง

- "$\Delta EN = 1.0$ เป็นไอออนิก" คำนวณถูกแต่จำเกณฑ์ผิด (คิดว่า > 0.5 ก็เป็นไอออนิกแล้ว)
- "$\Delta EN = 6.0$" คือการบวกค่า EN แทนที่จะลบ
- "$\Delta EN = 0.1$" คือการคำนวณลบเลขผิดพลาด

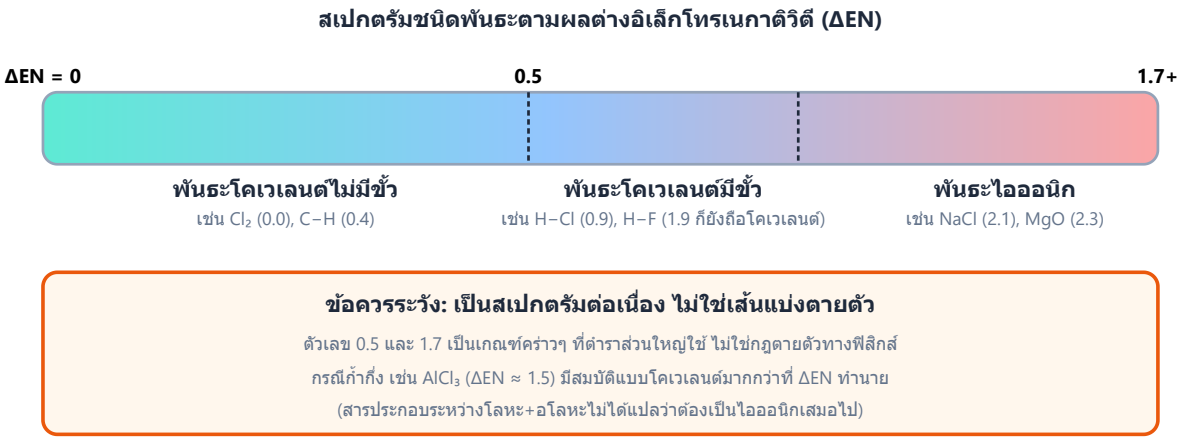
คำตอบคือ $\Delta EN = 1.0$ เป็นโคเวเลนต์มีขั้ว

ตอบ: ข้อ ก. $\Delta EN = 1.0$ เป็นโคเวเลนต์มีขั้ว

ข้อ 45 — ตอบ ข.

เป็นค่าประมาณสำหรับแบ่งช่วงคร่าวๆ เพราะพันธะเป็นสเปกตรัมต่อเนื่อง จึงควรพิจารณาสมบัติทางกายภาพของสารประกอบร่วมด้วยเสมอ

หลักการ: เกณฑ์ตัวเลข ΔEN เป็นเครื่องมือช่วยประมาณชนิดพันธะเท่านั้น เพราะความเป็นไอออนิก-โคเวเลนต์เป็น **สเปกตรัมต่อเนื่อง** ไม่ได้เปลี่ยนชนิดทันทีที่ข้ามเส้นตัวเลขใดตัวเลขหนึ่ง



หลักการ: ΔEN ยิ่งมาก อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะยิ่งถูกดึงไปทางอะตอมที่มี EN สูงกว่ามากเท่านั้น

ตัวอย่างที่แสดงข้อจำกัดนี้คือ $\mathrm{AlCl_3}$ ซึ่งมี ΔEN อยู่แถวก้ำกึ่ง แต่สมบัติจริง (จุดหลอมเหลวต่ำ ไม่นำไฟฟ้าเมื่อหลอมเหลว) กลับเป็นโคเวเลนต์ ดังนั้นเวลาตัดสินชนิดพันธะจริง ต้องพิจารณาสมบัติทางกายภาพ (จุดหลอมเหลว การนำไฟฟ้า) และรูปร่างของสารประกอบประกอบด้วยเสมอ

ที่มาของตัวลวง

- ตัวเลือกที่ 1 ผิด เพราะขัดกับธรรมชาติของ ΔEN ที่เป็นสเปกตรัม ไม่ใช่กฎเป๊ะ
- ตัวเลือกที่ 3 ผิด เพราะเกณฑ์นี้ใช้ประมาณพันธะได้ทุกคู่อะตอม ไม่ได้จำกัดเฉพาะอโลหะ-อโลหะ
- ตัวเลือกที่ 4 ผิด เพราะ ΔEN กับพลังงานพันธะเป็นคนละปริมาณกัน ไม่ได้แทนกันได้โดยตรง

คำตอบคือ เป็นค่าประมาณสำหรับแบ่งช่วงคร่าวๆ เพราะพันธะเป็นสเปกตรัมต่อเนื่อง จึงควรพิจารณาสมบัติทางกายภาพของสารประกอบร่วมด้วยเสมอ

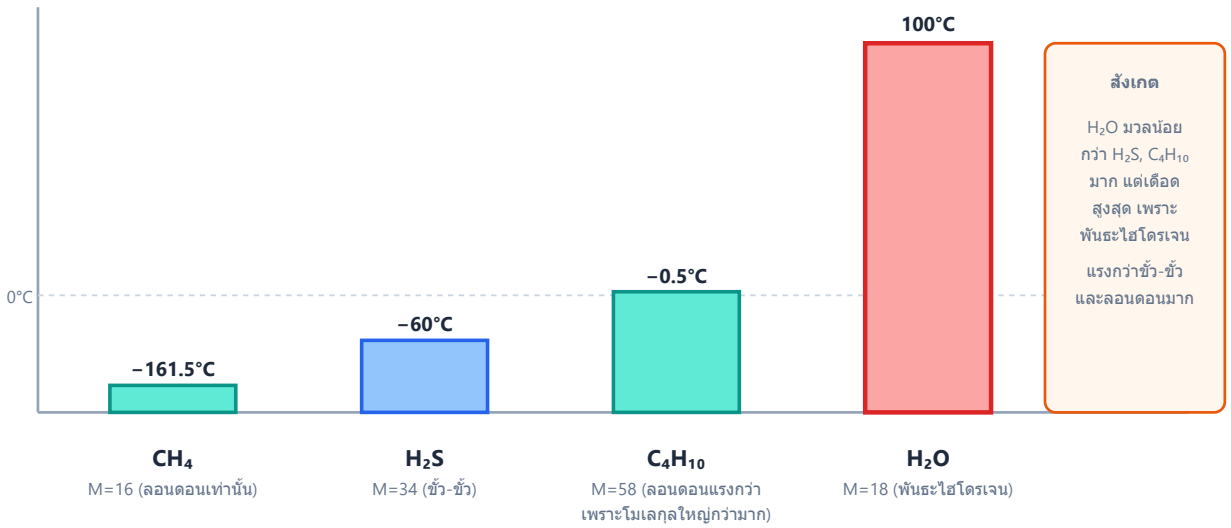
ตอบ: ข้อ ข. เป็นค่าประมาณสำหรับแบ่งช่วงคร่าวๆ เพราะพันธะเป็นสเปกตรัมต่อเนื่อง จึงควรพิจารณาสมบัติทางกายภาพของสารประกอบร่วมด้วยเสมอ

ข้อ 46 — ตอบ ข.

NH_3 เกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลได้ แต่ PH_3 เกิดไม่ได้

หลักคิด: จุดเดือดของสารโมเลกุลขึ้นกับ **แรงระหว่างโมเลกุล** — ถ้าสารมวลน้อยกว่ากลับเดือดสูงกว่า ให้สงสัยพันธะไฮโดรเจนก่อนเสมอ

จุดเดือด: มวลโมเลกุลมาก ≠ จุดเดือดสูงเสมอ (ชนิดแรงยึดเหนี่ยวสำคัญกว่า)



❶ **ขั้นที่ 1:** ตามแนวโน้มแรงลอนดอน สารมวลโมเลกุลมากกว่า ($PH_3 = 34$) ควรมีจุดเดือดสูงกว่า ($NH_3 = 17$) แต่ผลกลับตรงข้าม แสดงว่า NH_3 มีแรงชนิดพิเศษเพิ่มเข้ามา

❷ **ขั้นที่ 2:** NH_3 มีพันธะ **N–H โดยตรง** (H เกาะกับ N ซึ่งเป็นหนึ่งใน N, O, F) จึงเกิด **พันธะไฮโดรเจน** ระหว่างโมเลกุลได้ ส่วน PH_3 มี H เกาะกับ P ซึ่ง EN ต่ำเกินไป (ใกล้เคียง H) จึงเกิดพันธะไฮโดรเจนไม่ได้ มีเพียงแรงไดโพล-ไดโพลอ่อน ๆ กับแรงลอนดอน

ระวัง (ที่มาของตัวลวง)

- แรงลอนดอนของโมเลกุลเล็กกว่าจะ **อ่อนกว่า** ไม่ใช่แข็งแรงกว่า (อิเล็กตรอนน้อย โพลาไรซ์ยาก) — ตัวเลือกนี้กลับหลักการ
- PH_3 เป็นแบบ AX_3E พีระมิดฐานสามเหลี่ยม จึงเป็นโมเลกุล **มีขั้วอ่อน ๆ** ไม่ใช่ไม่มีขั้ว
- ความแข็งแรงของพันธะ N–H ***ภายใน*** โมเลกุลไม่เกี่ยวกับจุดเดือด เพราะการเดือดแยกโมเลกุลออกจากกันโดยไม่สลายพันธะภายใน — จุดพลาดคลาสสิกเรื่อง "พันธะภายใน vs แรงระหว่างโมเลกุล"

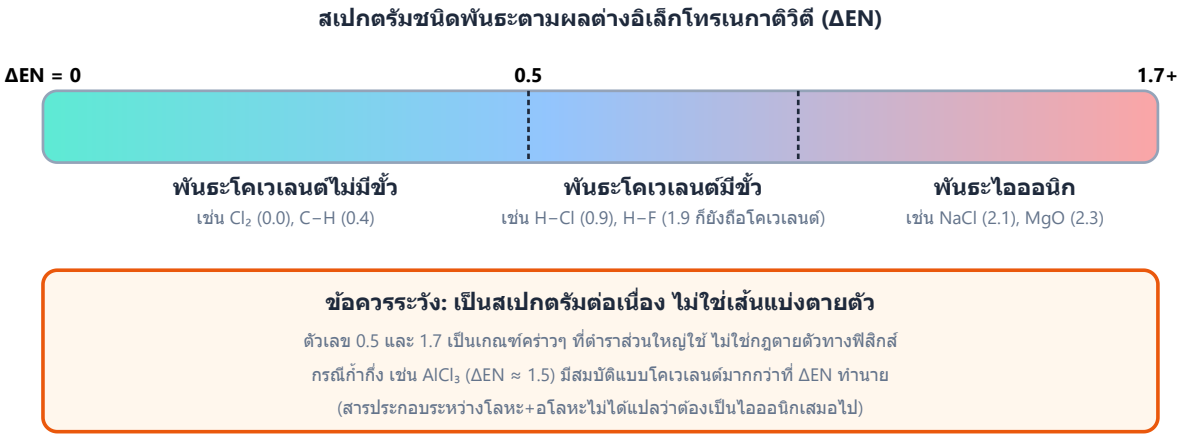
คำตอบคือ NH_3 เกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลได้ แต่ PH_3 เกิดไม่ได้

ตอบ: ข้อ ข. NH_3 เกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลได้ แต่ PH_3 เกิดไม่ได้

ข้อ 47 — ตอบ ก.

โคเวเลนต์ไม่มีขั้ว, โคเวเลนต์มีขั้ว, ไอออนิก

หลักการ: คำนวณ ΔEN ของแต่ละพันธะ แล้วเทียบกับเกณฑ์ < 0.5 = ไม่มีขั้ว, 0.5–1.7 = มีขั้ว, > 1.7 = ไอออนิก



คำนวณทีละพันธะ

1. C–H : $\Delta EN = |2.5 - 2.1| = 0.4$ → น้อยกว่า 0.5 → **โคเวเลนต์ไม่มีขั้ว**
2. N–H : $\Delta EN = |3.0 - 2.1| = 0.9$ → อยู่ในช่วง 0.5–1.7 → **โคเวเลนต์มีขั้ว**
3. Na–Cl : $\Delta EN = |0.9 - 3.0| = 2.1$ → มากกว่า 1.7 → **ไอออนิก**

สรุปตามลำดับที่โจทย์ถาม (C–H, N–H, Na–Cl): โคเวเลนต์ไม่มีขั้ว, โคเวเลนต์มีขั้ว, ไอออนิก

ที่มาของตัวลวง: ตัวเลือกอื่นๆ เกิดจากการคำนวณ ΔEN ผิดพลาดหรือจำเกณฑ์ตัวเลขสลับช่วงกัน

คำตอบคือ โคเวเลนต์ไม่มีขั้ว, โคเวเลนต์มีขั้ว, ไอออนิก

ตอบ: ข้อ ก. โคเวเลนต์ไม่มีขั้ว, โคเวเลนต์มีขั้ว, ไอออนิก

ข้อ 48 — ตอบ ก.

โมเลกุลน้ำที่มีขั้วล้อมรอบไอออน Na^+ และ Cl^- ด้วยแรงไอออน-ไดโพล ซึ่งชดเชยพลังงานแลตทิซที่ต้องสลายได้

หลักการ: เมื่อผลึกไอออนิกละลายน้ำ โมเลกุลน้ำ (มีขั้ว) จะเข้าล้อมรอบไอออนแต่ละตัว โดยด้าน δ^- (ออกซิเจน) หันเข้าหาไอออนบวก และด้าน δ^+ (ไฮโดรเจน) หันเข้าหาไอออนลบ เรียกกระบวนการนี้ว่า **ไฮเดรชัน (hydration)** ซึ่งเกิดจาก **แรงไอออน-ไดโพล**

แรงไอออน-ขั้ว: น้ำหันขั้วลบ (O) เข้าหาไอออนบวก ยิ่งประจุมาก ยิ่งดึงดูดแรง

Na^+ (ประจุ +1)
แรงดึงดูดปานกลาง

Mg^{2+} (ประจุ +2)
แรงดึงดูดแรงกว่า Na^+ มาก

ประจุไอออนยิ่งมาก + รัศมีไอออนยิ่งเล็ก → แรงไอออน-ขั้ว (และพลังงานไฮเดรชัน) ยิ่งแรง

แรงไอออน-ไดโพลแรงกว่าแรงไดโพล-ไดโพลธรรมดามาก เพราะไอออนมีประจุเต็มหน่วย ไม่ใช่ประจุย่อยแบบขั้วโมเลกุล พลังงานที่คายออกจากการเกิดไฮเดรชันนี้ชดเชยพลังงานแลตทิซที่ต้องใช้สลายโครงผลึกได้เพียงพอ ทำให้ $NaCl$ ละลายน้ำได้

ที่มาของตัวลวง

- ตัวเลือกที่ 2 ผิด เพราะการละลายน้ำไม่ได้เกิดพันธะโคเวเลนต์ใหม่ระหว่าง Na/Cl กับน้ำ เป็นเพียงแรงดึงดูดไฟฟ้าสถิต (ไอออน-ไดโพล)
- ตัวเลือกที่ 3 ผิด เพราะพันธะไฮโดรเจนต้องเป็น H ที่เกาะกับ N, O, F โดยตรง ไม่ใช่ระหว่างไอออนกับน้ำ
- ตัวเลือกที่ 4 ผิด เพราะแรงหลักที่ทำให้ไอออนละลายคือแรงไอออน-ไดโพล ไม่ใช่แรงลอนดอนซึ่งเป็นแรงที่อ่อนกว่ามาก

คำตอบคือ โมเลกุลน้ำที่มีขั้วล้อมรอบไอออน Na^+ และ Cl^- ด้วยแรงไอออน-ไดโพล ซึ่งชดเชยพลังงานแลตทิซที่ต้องสลายได้

ตอบ: ข้อ ก. โมเลกุลน้ำที่มีขั้วล้อมรอบไอออน Na^+ และ Cl^- ด้วยแรงไอออน-ไดโพล ซึ่งชดเชยพลังงานแลตทิซที่ต้องสลายได้

ข้อ 49 — ตอบ ก.

ลอนดอน < ไดโพล–ไดโพล < ไอออน–ไดโพล

หลักการ: ความแรงของแรงยึดเหนี่ยวขึ้นกับขนาดประจุที่เกี่ยวข้อง

- **แรงลอนดอน** เกิดจากไดโพลชั่วคราวที่เหนี่ยวนำกันเอง อ่อนที่สุดในบรรดาสามแรงนี้ (แม้จะสะสมได้มากในโมเลกุลใหญ่)
- **ไดโพล–ไดโพล** เกิดจากประจุย่อย (δ^+/δ^-) ของโมเลกุลมีขั้วถาวร แรงกว่าลอนดอนของโมเลกุลขนาดใกล้เคียงกัน
- **ไอออน–ไดโพล** เกิดจากประจุเต็มหน่วยของไอออนดึงดูดกับประจุย่อยของโมเลกุลมีขั้ว ซึ่งประจุเต็มหน่วยแรงกว่าประจุย่อยมาก จึงเป็นแรงที่ **แรงที่สุด** ในสามชนิดนี้

สรุป: ลอนดอน < ไดโพล–ไดโพล < ไอออน–ไดโพล

ที่มาของตัวลวง: ตัวเลือกอื่นสลับลำดับผิด มักมาจากความสับสนว่าแรงลอนดอนสะสมได้มากในโมเลกุลใหญ่จึงคิดว่าแรงกว่าเสมอ แต่โจทย์นี้เปรียบเทียบ "กรณีทั่วไป" ตามชนิดของแรง ไม่ได้เจาะจงขนาดโมเลกุล

คำตอบคือ ลอนดอน < ไดโพล–ไดโพล < ไอออน–ไดโพล

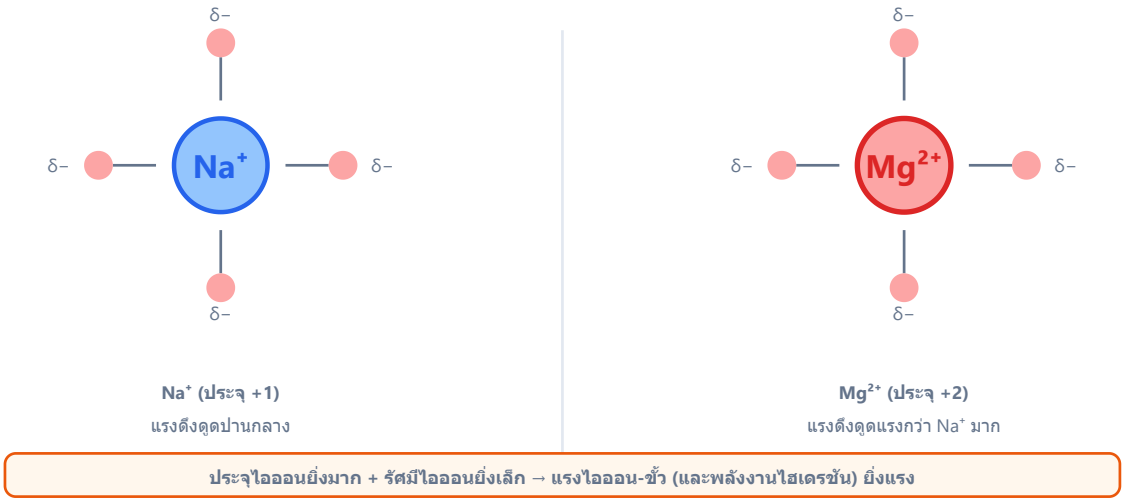
ตอบ: ข้อ ก. ลอนดอน < ไดโพล–ไดโพล < ไอออน–ไดโพล

ข้อ 50 — ตอบ ก.

$MgCl_2$ แรงกว่า เพราะ Mg^{2+} มีประจุมากกว่า Na^+

> **หลักการ:** ความแรงของแรงไอออน-ไดโพลขึ้นกับ **ขนาดประจุของไอออน** เป็นหลัก (คล้ายกับหลักการที่ใช้เทียบพลังงานแลตทิซ) ประจุยิ่งมาก แรงดึงดูดกับขั้วของโมเลกุลน้ำยิ่งแรง

แรงไอออน-ขั้ว: น้ำหันขั้วลบ (O) เข้าหาไอออนบวก ยิ่งประจุมาก ยิ่งดึงดูดแรง



นำมาใช้กับโจทย์: Mg^{2+} มีประจุ $+2$ ในขณะที่ Na^+ มีประจุ $+1$ เท่านั้น ดังนั้นแรงไอออน-ไดโพลระหว่าง Mg^{2+} กับโมเลกุลน้ำจึงแรงกว่า (สอดคล้องกับข้อเท็จจริงที่ไอออนประจุสูงถูกล้อมรอบด้วยโมเลกุลน้ำแน่นและแรงกว่าไอออนประจุต่ำ)

> **ที่มาของตัวลวง**

- ตัวเลือกที่ 2 กล่าวถึงขนาดซึ่งมีผลจริงในบางกรณี (ไอออนเล็กกว่าก็ดึงดูดแรงกว่าได้เช่นกัน) แต่ในที่นี้ผลของประจุที่ต่างกันถึงสองเท่าเป็นปัจจัยเด่นกว่ามาก และข้อสรุปเรื่องขนาดในตัวเลือกนี้ก็ผิดอยู่แล้ว (Na^+ ไม่ได้ใหญ่กว่า Mg^{2+} มากพอจะพลิกผล)
- ตัวเลือกที่ 3 และ 4 ผิด เพราะละเลยผลของประจุไอออนไปทั้งหมด

คำตอบคือ $MgCl_2$ แรงกว่า เพราะ Mg^{2+} มีประจุมากกว่า Na^+

> **ตอบ:** ข้อ ก. $MgCl_2$ แรงกว่า เพราะ Mg^{2+} มีประจุมากกว่า Na^+

ข้อ 51 — ตอบ ค.

CH_3NH_2

เงื่อนไขการเกิดพันธะไฮโดรเจน: โมเลกุลต้องมีอะตอม H ที่ **สร้างพันธะโดยตรง** กับ N, O หรือ F (เกิดขั้ว δ^+ ที่ H แรงมาก) และมีอะตอม N, O, F ที่มีคู่โดดเดี่ยวไว้รับ

เงื่อนไขพันธะไฮโดรเจน: H ต้องเกาะ "โดยตรง" กับ N, O หรือ F เท่านั้น

✓ มีพันธะไฮโดรเจน

H—F
H เกาะ F โดยตรง

H—O—H
H เกาะ O โดยตรง (น้ำ)

NH_3: H เกาะ N โดยตรง — มีพันธะไฮโดรเจนด้วย

✗ ไม่มีพันธะไฮโดรเจน (กับดัก)

H_3C—F
H เกาะ C ไม่ใช่ F โดยตรง

CH_4
H เกาะ C เท่านั้น

แม้โมเลกุลมี F/N/O อยู่ในสูตร แต่ถ้า H ไม่ได้เกาะกับอะตอมนั้นโดยตรง ก็ไม่นับ

ทำไม N, O, F เท่านั้น?

ทั้ง 3 ธาตุมีขนาดเล็กและ EN สูงมาก ทำให้พันธะ H–N/O/F มีขั้วแรงเป็นพิเศษ
อะตอม H ที่เหลืออิเล็กตรอนน้อยมากจึงถูกดึงดูดกับคู่โดดเดี่ยวของ N/O/F
บนโมเลกุลข้างเคียงได้แรงเป็นพิเศษ (แรงกว่าแรงดึงดูดแบบขั้ว-ขั้วทั่วไปมาก)

วิเคราะห์ทีละตัวเลือก

1. CH_3F : มีอะตอม F ก็จริง แต่ H ทุกตัวเกาะกับ C ไม่ได้เกาะกับ F โดยตรง จึงเกิดได้เพียงแรงไดโพล-ไดโพล — **ตัวลวงหลัก** ของคนที่จำแค่ว่า "มี N, O, F แล้วเกิดพันธะไฮโดรเจน"
2. CH_3-O-CH_3 (ไดเมทิลอีเทอร์): มี O แต่ไม่มีพันธะ O–H (H ทั้งหมดเกาะ C) จึงไม่เกิดพันธะไฮโดรเจนกับโมเลกุลชนิดเดียวกัน (แม้จะรับพันธะไฮโดรเจนจากน้ำได้)
3. CH_3NH_2 (เมทิลามีน): มีพันธะ **N–H** โดยตรง H ที่เกาะ N ของโมเลกุลหนึ่งดึงดูดกับคู่โดดเดี่ยวบน N ของอีกโมเลกุล → **เกิดพันธะไฮโดรเจนได้** ทำให้จุดเดือดสูงกว่าสารโคเวเลนต์ขนาดใกล้เคียงที่ไม่มีพันธะไฮโดรเจน
4. CH_3CHO (อะซีตัลดีไฮด์): มีหมู่ C=O แต่ H เกาะกับ C ทั้งหมด จึงมีเพียงแรงไดโพล-ไดโพลกับแรงลอนดอน

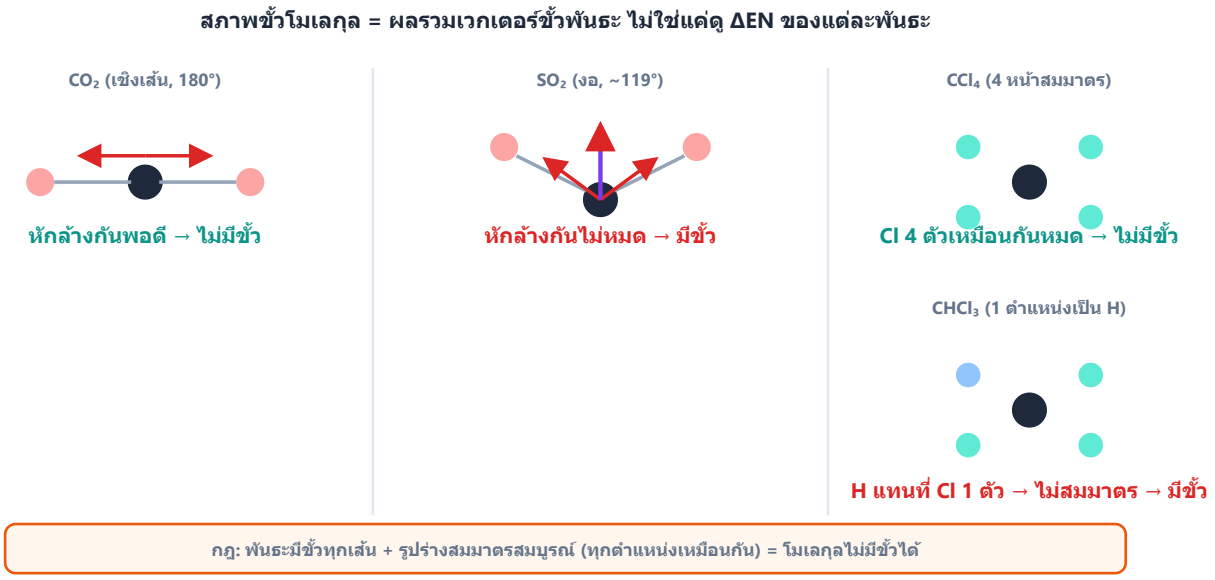
คำตอบคือ CH_3NH_2

ตอบ: ข้อ ค. CH_3NH_2

ข้อ 52 — ตอบ ง.

$SO_2, NH_3, CHCl_3$

หลักการ: โมเลกุลจะมีขั้วเมื่อ (1) มีพันธะมีขั้ว และ (2) รูปร่างโมเลกุลไม่สมมาตร ทำให้ไดโพลโมเมนต์ของแต่ละพันธะหักล้างกันไม่หมด



ตรวจชุดที่ถูกต้องทีละโมเลกุล

- SO_2 : S มีคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ (AX_2E) → รูปร่างมุมงอ ไดโพลไม่หักล้าง → **มีขั้ว**
- NH_3 : AX_3E พีระมิดฐานสามเหลี่ยม ไดโพลทั้งสามพันธะรวมกับคู่โดดเดี่ยวชี้ทางเดียวกัน → **มีขั้ว**
- $CHCl_3$: ทรงสี่หน้าแต่แขนไม่เหมือนกันทั้งสี่ (H หนึ่ง Cl สาม) ไดโพลหักล้างไม่หมด → **มีขั้ว**

เหตุใดชุดอื่นจึงผิด (มีโมเลกุลไม่มีขั้วปนอยู่)

1. CO_2 : เส้นตรงสมมาตร $O{=}C{=}O$ ไดโพลสองข้างหักล้างพอดี → ไม่มีขั้ว (แม้พันธะ C=O จะมีขั้วก็ตาม — จุดที่เด็กพลาดบ่อยที่สุด)
2. BF_3 : สามเหลี่ยมแบนราบสมมาตร → ไม่มีขั้ว และ CH_4 ทรงสี่หน้าสมมาตร → ไม่มีขั้ว
3. CCl_4 : ทรงสี่หน้าที่แขนเหมือนกันทั้งสี่ ไดโพลหักล้างหมด → ไม่มีขั้ว

คำตอบคือ ชุด $SO_2, NH_3, CHCl_3$

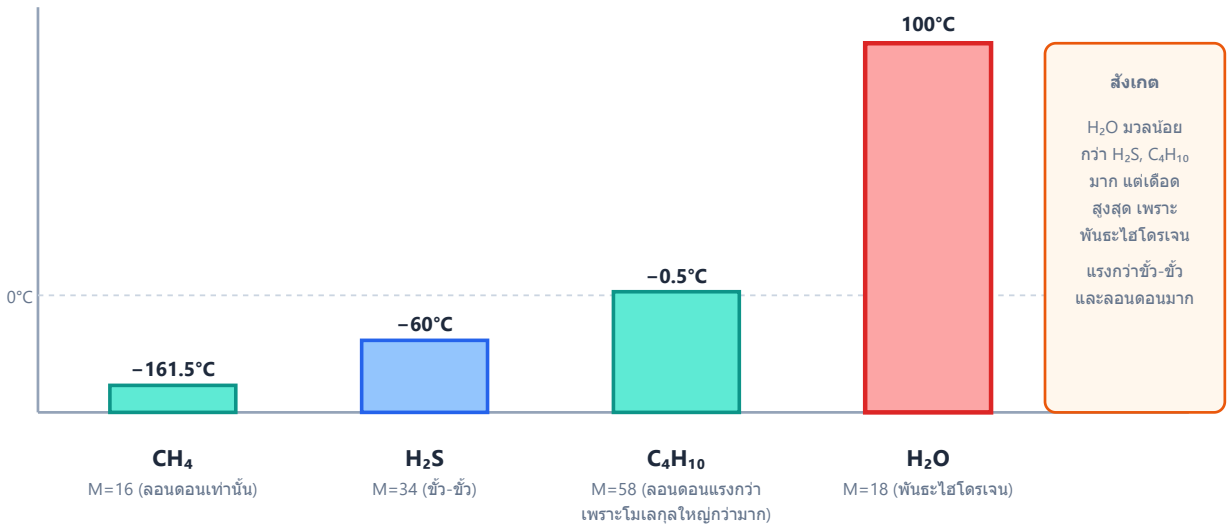
ตอบ: ข้อ ง. $SO_2, NH_3, CHCl_3$

ข้อ 53 — ตอบ ค.

ก และ ค

หลักคิด: วิเคราะห์แรงระหว่างโมเลกุลของแต่ละคู่สาร — พันธะไฮโดรเจนชนะแรงลอนดอนเมื่อมวลใกล้กัน, ภายในอนุกรมที่ไม่มีพันธะไฮโดรเจนให้ใช้แรงลอนดอนตามขนาด, และการละลายใช้หลัก "like dissolves like"

จุดเดือด: มวลโมเลกุลมาก ≠ จุดเดือดสูงเสมอ (ชนิดแรงยึดเหนี่ยวสำคัญกว่า)



1 **ขั้นที่ 1: ตรวจ (ก) — ถูกต้อง** HF มีพันธะ H–F โดยตรง (F เป็นธาตุ EN สูงสุด) จึงเกิดพันธะไฮโดรเจนที่แข็งแรงมาก ส่วน HCl เกิดไม่ได้ มีเพียงไดโพล-ไดโพลกับลอนดอน จุดเดือด HF (19.5 องศาเซลเซียส) จึงสูงกว่า HCl (−85 องศาเซลเซียส) แบบผิดแนวโน้มมวล

2 **ขั้นที่ 2: ตรวจ (ข) — ผิด** เมทานอลมีหมู่ O–H ที่มีขั้วแรงและเกิดพันธะไฮโดรเจนกับน้ำได้โดยตรง จึงละลายใน **น้ำ** ได้ดีมาก (ผสมเป็นเนื้อเดียวทุกสัดส่วน) ส่วนเฮกเซนไม่มีขั้ว เข้ากับหมู่ O–H ไม่ได้ — ข้อความนี้กลับด้านหลัก like dissolves like

3 **ขั้นที่ 3: ตรวจ (ค) — ถูกต้อง** HCl, HBr, HI ไม่มีพันธะไฮโดรเจน (Cl, Br, I ตัวใหญ่ EN ไม่พอ) แรงเด่นคือแรงลอนดอนซึ่งเพิ่มตามจำนวนอิเล็กตรอน: HCl (18 อิเล็กตรอน) < HBr (36) < HI (54) จุดเดือดจึงเรียงเพิ่มตาม แม้สภาพขั้วจะ **ลดลง** จาก HCl ไป HI ก็ตาม (แรงลอนดอนเป็นปัจจัยเด่นกว่าไดโพลในอนุกรมนี้)

ระวัง: ผู้ที่เลือก "ก ข และ ค" มักท่องว่าสารอินทรีย์ละลายในตัวทำละลายอินทรีย์เสมอ — ต้องดูหมู่ฟังก์ชัน: เมทานอลโซ่คาร์บอนสั้นสมบัติถูกครอบด้วยหมู่ O–H จึงเข้ากับน้ำ ส่วนผู้ที่ตัด (ค) ทิ้งมักคิดว่าสภาพขั้วที่ลดลงต้องทำให้จุดเดือดลด — ลืมเทียบน้ำหนักระหว่างแรงไดโพลกับแรงลอนดอน

คำตอบคือ ก และ ค

ตอบ: ข้อ ค. ก และ ค

ข้อ 54 — ตอบ ค.

ผลึกโคเวเลนต์โครงร่างตาข่าย

หลักคิด: ประเภทของผลึกดูจาก "อนุภาคที่จุดแลตทิซคืออะไร และยึดกันด้วยแรงชนิดใด"

จำแนกชนิดผลึกจากจุดหลอมเหลวและการนำไฟฟ้า

ชนิดผลึก	จุดหลอมเหลว	นำไฟฟ้า (ของแข็ง)	นำไฟฟ้า (หลอมเหลว)	ตัวอย่าง
ไอออนิก	สูง (เปราะ)	ไม่นำ	นำ	NaCl (mp 801°C)
โมเลกุล	ต่ำ	ไม่นำ	ไม่นำ	S_8 (mp 114°C)
โคเวเลนต์ร่างตาข่าย	สูงมาก (แข็งมาก)	ไม่นำ*	ไม่นำ*	เพชร (mp >3000°C)
โลหะ	ปานกลาง–สูง	นำ	นำ	Fe, Cu

วิธีวินิจฉัย: mp สูงมาก + ไม่นำไฟฟ้าทุกสถานะ = โคเวเลนต์ร่างตาข่าย

mp สูง + ไม่นำของแข็งแต่นำเมื่อหลอมเหลว/ละลายน้ำ = ไอออนิก (ไอออนถูกตรึงในของแข็ง เคลื่อนที่ได้เมื่อหลอมเหลว)

mp ต่ำ + ไม่นำไฟฟ้าเลย = โมเลกุล (แรงลอนดอน/ขั้ว-ขั้ว/ไฮโดรเจนบอนด์อ่อนกว่าพันธะมาก)

*กราไฟต์เป็นข้อยกเว้นพิเศษ: โคเวเลนต์ร่างตาข่ายแต่นำไฟฟ้าได้ (มีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่อิสระในชั้น)

1 **ขั้นที่ 1:** ในเพชร อะตอม C แต่ละอะตอมสร้างพันธะโคเวเลนต์กับ C ข้างเคียง 4 อะตอมเป็นทรงสี่หน้า ต่อเนื่องกันทั่วทั้งผลึกโดยไม่มีขอบเขตโมเลกุล → เป็น **ผลึกโคเวเลนต์โครงร่างตาข่าย (covalent network solid)** ทั้งก้อนเปรียบเสมือนโมเลกุลยักษ์หนึ่งโมเลกุล

2 **ขั้นที่ 2:** สมบัติที่ตามมา: จุดหลอมเหลวสูงมาก (การหลอมต้องสลายพันธะโคเวเลนต์จริง ๆ) แข็งมาก และไม่นำไฟฟ้า (อิเล็กตรอนทุกตัวถูกใช้สร้างพันธะหมด)

ระวัง (ที่มาของตัวลวง)

- ผลึกโมเลกุล: ผู้เรียนเห็นคำว่า "พันธะโคเวเลนต์" แล้วเหมาว่าเป็นผลึกโมเลกุล — ผลึกโมเลกุล (เช่น น้ำแข็ง ไอโอดีน) มีโมเลกุลจบในตัวเป็นหน่วย ยึดกันด้วยแรงระหว่างโมเลกุลที่อ่อน จุดหลอมเหลวจึงต่ำ ต่างจากเพชรที่พันธะโคเวเลนต์ต่อเนื่องทั้งก้อน
- ผลึกไอออนิก: ต้องมีไอออนบวก-ลบ แต่เพชรมีแต่อะตอม C เป็นกลาง
- ผลึกโลหะ: ต้องมีทะเลอิเล็กตรอนและนำไฟฟ้าได้ แต่เพชรไม่นำไฟฟ้า

คำตอบคือ ผลึกโคเวเลนต์โครงร่างตาข่าย

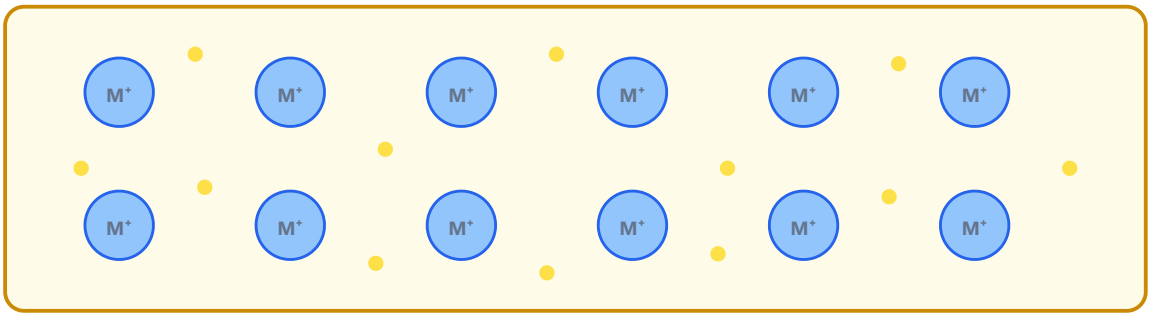
ตอบ: ข้อ ค. ผลึกโคเวเลนต์โครงร่างตาข่าย

ข้อ 55 — ตอบ ข.

เวเลนซ์อิเล็กตรอนไม่ยึดติดกับอะตอมใดอะตอมหนึ่ง สามารถเคลื่อนที่ได้อย่างอิสระทั่วทั้งโครงผลึก

แบบจำลองทะเลอิเล็กตรอน (electron sea model)

แบบจำลองทะเลอิเล็กตรอน (electron sea model)



ไอออนบวกของโลหะ (M^+) เรียงตัวเป็นโครงร่างกฎเกณฑ์ ล้อมรอบด้วย "ทะเล" ของอิเล็กตรอนวาเลนซ์
ที่ไม่ได้ยึดติดกับอะตอมใดอะตอมหนึ่ง แต่เคลื่อนที่ได้อิสระทั่วทั้งก้อนโลหะ
อธิบายสมบัติ: นำไฟฟ้า/ความร้อนดี (อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ได้), ตีเป็นแผ่นได้ (ไอออนเลื่อนผ่านกันได้โดยไม่แตก)

พันธะโลหะเกิดจากไอออนบวกของโลหะเรียงตัวเป็นโครงผลึก โดยมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่หลุดออกมาเป็นอิเล็กตรอนอิสระ (delocalized electrons) เคลื่อนที่ไปมาได้ทั่วทั้งก้อนโลหะ เปรียบเสมือน "ทะเลอิเล็กตรอน" ล้อมรอบไอออนบวก

ขั้นการวิเคราะห์

1. เมื่อต่อโลหะเข้ากับแหล่งกำเนิดไฟฟ้า อิเล็กตรอนอิสระเหล่านี้จะเคลื่อนที่อย่างมีทิศทาง ทำให้เกิดกระแสไฟฟ้า โลหะจึงนำไฟฟ้าได้ทั้งในสถานะของแข็งและของเหลว
2. แบบจำลองนี้ยังอธิบายได้ว่าทำไมโลหะตีแผ่และดึงเป็นเส้นได้ เพราะเมื่อชั้นของไอออนบวกเลื่อนไถล ทะเลอิเล็กตรอนยังคงยึดโครงสร้างไว้ ไม่เกิดแรงผลักระหว่างประจุชนิดเดียวกันแบบผลึกไอออนิก

เหตุใดตัวเลือกอื่นจึงผิด

- ไอออนบวกในโลหะของแข็งสั่นอยู่กับที่ ไม่ได้เคลื่อนที่พาประจุ (ต่างจากสารไอออนิกหลอมเหลวที่ไอออนเป็นตัวพาประจุ)
- โลหะบริสุทธิ์ไม่มีไอออนลบ
- การนำไฟฟ้าเกิดจากการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอน ไม่ใช่โปรตอน

ตอบ: ข้อ ข. เวเลนซ์อิเล็กตรอนไม่ยึดติดกับอะตอมใดอะตอมหนึ่ง สามารถเคลื่อนที่ได้อย่างอิสระทั่วทั้งโครงผลึก

ข้อ 56 — ตอบ ค.

$$Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$$

ขั้นที่ 1: เขียนสมการโมเลกุลและระบุตะกอนจากกฎการละลาย

สมการไอออนสุทธิ: $BaCl_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(aq)$

สมการไอออนเต็ม (แตกทุกตัวที่ละลายน้ำเป็นไอออน)

$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4(s) + 2Na^+ + 2Cl^-$

Na^+ และ Cl^- ปรากฏทั้งสองข้างเท่ากันพอดี (ไม่ได้เกิดปฏิกิริยาจริง) = ไอออนสังเกตการณ์ (spectator ion)

ตัดไอออนสังเกตการณ์ออกทั้งสองข้าง ↓

$Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$

สมการไอออนสุทธิแสดงเฉพาะไอออนที่ "จับตัวเป็นตะกอน" จริงเท่านั้น

Na^+ และ Cl^- ยังคงละลายอยู่ในสารละลายเหมือนเดิม ไม่ได้หายไปไหน แค่ไม่มีบทบาทในปฏิกิริยาตกตะกอนนี้

$$BaCl_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(aq)$$

กฎการละลาย: เกลือซัลเฟตส่วนใหญ่ละลายน้ำได้ ยกเว้นซัลเฟตของ Ba^{2+}, Pb^{2+} (และของ Ca^{2+} ละลายได้น้อย) → ตะกอนสีขาวคือ $BaSO_4$ ส่วน $NaCl$ ละลายน้ำได้ดี

ขั้นที่ 2: แตกสารที่ละลายน้ำ (aq) เป็นไอออน — ได้สมการไอออนิกสมบูรณ์

$$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4(s) + 2Na^+ + 2Cl^-$$

(ตะกอน $BaSO_4$ ไม่แตกเป็นไอออนเพราะเป็นของแข็ง)

ขั้นที่ 3: ตัดไอออนผู้ชม (spectator ions) ที่ปรากฏเหมือนกันทั้งสองข้าง คือ Na^+ และ Cl^- เหลือ

$$Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$$

ที่มาของตัวลวง

- ตัวเลือกแรกเป็น **สมการโมเลกุล** ไม่ใช่สมการไอออนิกสุทธิ
- ตัวเลือกที่สองเป็น **สมการไอออนิกสมบูรณ์** ที่ยังไม่ได้ตัดไอออนผู้ชมออก
- ตัวเลือกสุดท้ายผิดเพราะ $NaCl$ ละลายน้ำได้ดี ไม่ตกตะกอน

ตอบ: ข้อ ค. $Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$

ข้อ 57 — ตอบ ข.

ก และ ค

กฎการละลายที่ใช้ตัดสิน

- เกลือไนเตรต (NO_3^-) และเกลือของโลหะหมู่ IA ละลายน้ำได้ **ทุกตัว**
- เกลือคลอไรด์/ไอโอไดด์ละลายได้ **ยกเว้น** ของ Ag^+ และ Pb^{2+}

สมการไอออนสุทธิ: $BaCl_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(aq)$

สมการไอออนเต็ม (แตกทุกตัวที่ละลายน้ำเป็นไอออน)

$$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4(s) + 2Na^+ + 2Cl^-$$

Na^+ และ Cl^- ปรากฏทั้งสองข้างเท่ากันพอดี (ไม่ได้เกิดปฏิกิริยาจริง) = ไอออนสังเกตการณ์ (spectator ion)
ตัดไอออนสังเกตการณ์ออกทั้งสองข้าง ↓

$$Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$$

สมการไอออนสุทธิแสดงเฉพาะไอออนที่ "จับตัวเป็นตะกอน" จริงเท่านั้น
Na^+ และ Cl^- ยังคงละลายอยู่ในสารละลายเหมือนเดิม ไม่ได้หายไปไหน แค่ไม่มีบทบาทในปฏิกิริยาตกตะกอนนี้

วิเคราะห์ทีละคู่ (สลับคู่ไอออนแล้วดูว่าคู่ใหม่ละลายหรือไม่)

(ก) $AgNO_3 + KCl$: คู่ใหม่คือ $AgCl$ กับ KNO_3 → $AgCl$ เป็นข้อยกเว้นของคลอไรด์ **เกิดตะกอนสีขาว**

$$Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$$

(ข) $NaNO_3 + K_2SO_4$: คู่ใหม่คือ Na_2SO_4 กับ KNO_3 → ทั้งคู่เป็นเกลือของโลหะหมู่ IA ละลายน้ำได้หมด **ไม่เกิดตะกอน** (ไอออนทุกตัวเป็นไอออนผู้ชม ไม่มีปฏิกิริยาเกิดขึ้นจริง)

(ค) $Pb(NO_3)_2 + KI$: คู่ใหม่คือ PbI_2 กับ KNO_3 → PbI_2 เป็นข้อยกเว้นของไอโอไดด์ **เกิดตะกอนสีเหลือง**

$$Pb^{2+}(aq) + 2I^-(aq) \rightarrow PbI_2(s)$$

สรุป: เกิดตะกอนเฉพาะ (ก) และ (ค)

ตัวลวง: ผู้ที่เลือก "ก ข และ ค" มักคิดว่าผสมสารละลายสองชนิดแล้วต้องเกิดปฏิกิริยาเสมอ แท้จริงถ้าคู่ไอออนใหม่ละลายได้หมดจะไม่มีปฏิกิริยาเกิดขึ้น

ตอบ: ข้อ ข. ก และ ค

ข้อ 58 — ตอบ ง.

สารประกอบไอออนิก

วิเคราะห์สมบัติทีละข้อ

จำแนกชนิดผลึกจากจุดหลอมเหลวและการนำไฟฟ้า

ชนิดผลึก	จุดหลอมเหลว	นำไฟฟ้า (ของแข็ง)	นำไฟฟ้า (หลอมเหลว)	ตัวอย่าง
ไอออนิก	สูง (เปราะ)	ไม่นำ	**นำ**	NaCl (mp 801°C)
โมเลกุล	ต่ำ	ไม่นำ	ไม่นำ	S_8 (mp 114°C)
โคเวเลนต์ร่างตาข่าย	สูงมาก (แข็งมาก)	ไม่นำ*	ไม่นำ*	**เพชร** (mp >3000°C)
โลหะ	ปานกลาง–สูง	**นำ**	**นำ**	Fe, Cu

วิธีวินิจฉัย: mp สูงมาก + ไม่นำไฟฟ้าทุกสถานะ = โคเวเลนต์ร่างตาข่าย

mp สูง + ไม่นำของแข็งแต่นำเมื่อหลอมเหลว/ละลายน้ำ = ไอออนิก (ไอออนถูกตรึงในของแข็ง เคลื่อนที่ได้เมื่อหลอมเหลว)

mp ต่ำ + ไม่นำไฟฟ้าเลย = โมเลกุล (แรงลอนดอน/ขั้ว-ขั้ว/ไฮโดรเจนบอนด์อ่อนกว่าพันธะมาก)

*กราไฟต์เป็นข้อยกเว้นพิเศษ: โคเวเลนต์ร่างตาข่ายแต่นำไฟฟ้าได้ (มีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่อิสระในชั้น)

1. **จุดหลอมเหลวสูง (~800 องศาเซลเซียส):** แสดงว่าอนุภาคยึดกันด้วยแรงที่แข็งแรงมาก ตัดสารโมเลกุลโคเวเลนต์มีขั้วออกได้ทันที เพราะยึดกันด้วยแรงระหว่างโมเลกุลที่อ่อน จุดหลอมเหลวจึงต่ำ
2. **ของแข็งไม่นำไฟฟ้า:** ตัดโลหะออก เพราะโลหะนำไฟฟ้าได้ตั้งแต่สถานะของแข็ง (มีอิเล็กตรอนอิสระ)
3. **หลอมเหลวหรือละลายน้ำแล้วนำไฟฟ้า:** ชี้ชัดว่าตัวพาประจุคือ **ไอออน** — ในสถานะของแข็ง ไอออนถูกตรึงอยู่ในโครงผลึกจึงเคลื่อนที่ไม่ได้ แต่เมื่อหลอมเหลวหรือละลายน้ำ ไอออนบวกและไอออนลบเป็นอิสระ เคลื่อนที่พาประจุได้

สมบัติทั้งสามข้อตรงกับ **สารประกอบไอออนิก** พอดี (เช่น NaCl ซึ่งมีจุดหลอมเหลวประมาณ 801 องศาเซลเซียส)

เหตุใดสารโคเวเลนต์โครงร่างตาข่ายจึงผิด: แม้จุดหลอมเหลวจะสูงมาก (เช่นเพชร ประมาณ 3550 องศาเซลเซียส) แต่ไม่นำไฟฟ้าทั้งในสถานะของแข็ง ของเหลว และไม่ละลายน้ำ (ยกเว้นแกรไฟต์ที่นำไฟฟ้าได้ในสถานะของแข็งซึ่งก็ไม่ตรงกับโจทย์)

คำตอบคือ สารประกอบไอออนิก

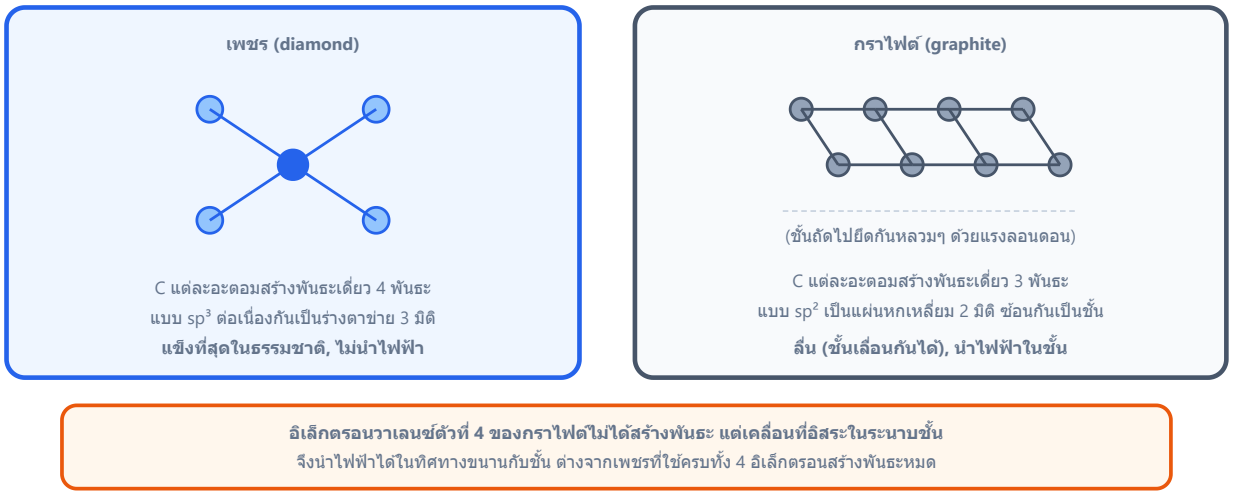
ตอบ: ข้อ ง. สารประกอบไอออนิก

ข้อ 59 — ตอบ ก.

แกรไฟต์นำไฟฟ้าได้เพราะคาร์บอนแต่ละอะตอมสร้างพันธะเพียง 3 พันธะ เหลืออิเล็กตรอน 1 ตัวที่เคลื่อนที่ได้อิสระภายในระนาบชั้น

หลักคิด: เทียบโครงสร้างสองอัญรูป — เพชร: C ทุกอะตอมสร้าง 4 พันธะเป็นโครงสามมิติ, แกรไฟต์: C แต่ละอะตอมสร้าง 3 พันธะเป็นระนาบชั้น เหลือเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 ตัวต่ออะตอม

เพชร vs กราไฟต์ — ธาตุเดียวกัน (คาร์บอน) แต่โครงสร้างต่างกันสิ้นเชิง



อิเล็กตรอนวาเลนซ์ตัวที่ 4 ของกราไฟต์ไม่ได้สร้างพันธะ แต่เคลื่อนที่อิสระในระนาบชั้น
จึงนำไฟฟ้าได้ในทิศทางขนานกับชั้น ต่างจากเพชรที่ใช้ครบทั้ง 4 อิเล็กตรอนสร้างพันธะหมด

❶ **ขั้นที่ 1: วิเคราะห์ตัวเลือกที่ถูก** ในแกรไฟต์ C มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 4 ตัว ใช้สร้างพันธะกับเพื่อนบ้านในระนาบเพียง 3 ตัว อิเล็กตรอนตัวที่ 4 ของทุกอะตอมไม่ยึดติดกับพันธะใดพันธะหนึ่ง (delocalized) เคลื่อนที่ได้ทั่วระนาบชั้น → แกรไฟต์จึง **นำไฟฟ้าได้** ทั้งที่เป็นอโลหะ (และเป็นเหตุให้ใช้ทำขั้วไฟฟ้า)

❷ **ขั้นที่ 2: หักล้างตัวเลือกอื่น**

- "เพชรนำไฟฟ้าดีกว่า": ผิด — ในเพชร C ทุกอะตอมใช้อิเล็กตรอนครบทั้ง 4 ตัวสร้างพันธะ ไม่มีอิเล็กตรอนอิสระ เพชรจึง **ไม่นำไฟฟ้า** (ผู้ตอบข้อนี้เดาจากความ "สมบูรณ์แบบ" ของโครงสร้างสามมิติ)
- "ชั้นยึดด้วยพันธะโคเวเลนต์": ผิด — ชั้นของแกรไฟต์ยึดกันด้วย **แรงลอนดอน** ที่อ่อน จึงเลื่อนไถลง่าย (ใช้เป็นไส้ดินสอและสารหล่อลื่น) ถ้ายึดด้วยพันธะโคเวเลนต์จริงจะไม่มีทางเลื่อนง่าย — เหตุผลกับข้อสรุปในตัวเลือกนี้ขัดแย้งกันเอง
- "แกรไฟต์แข็งกว่าเพชร": ผิด — แม้พันธะ C–C ภายในชั้นของแกรไฟต์จะสั้นกว่าจริง (อันดับพันธะเฉลี่ยสูงกว่า 1) แต่ความแข็งของวัสดุถูกจำกัดด้วยจุดอ่อนคือแรงลอนดอนระหว่างชั้น เพชรที่พันธะต่อเนื่องทุกทิศทางจึงแข็งที่สุด — ตัวลวงนี้เอาข้อเท็จจริงจริง (พันธะสั้นกว่า) มาลากไปสู่ข้อสรุปผิด

ระวัง: "นำไฟฟ้าได้" ไม่ใช่สมบัติผูกขาดของโลหะ — เกณฑ์จริงคือมีอนุภาคพาประจุที่เคลื่อนที่ได้ (อิเล็กตรอนอิสระหรือไอออนอิสระ)

คำตอบคือ ตัวเลือกแรก

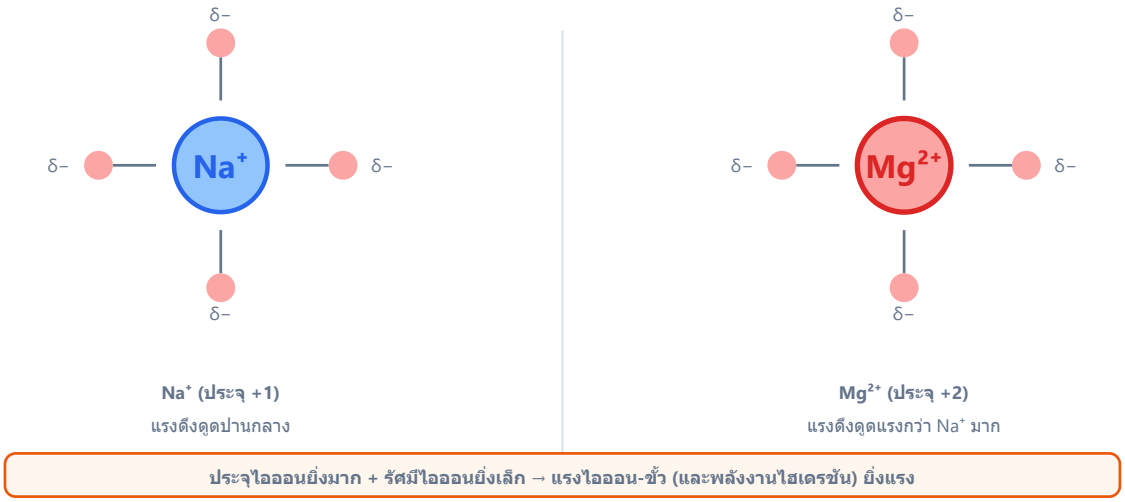
ตอบ: ข้อ ก. แกรไฟต์นำไฟฟ้าได้เพราะคาร์บอนแต่ละอะตอมสร้างพันธะเพียง 3 พันธะ เหลืออิเล็กตรอน 1 ตัวที่เคลื่อนที่ได้อิสระภายในระนาบชั้น

ข้อ 60 — ตอบ ข.

การละลายดูดพลังงานสุทธิ 4 kJ/mol อุณหภูมิของสารละลายจึงลดลงเล็กน้อย

หลักคิด: พลังงานของการละลาย = พลังงานสลายโครงผลึก (ดูด, เครื่องหมายบวก) + พลังงานไฮเดรชัน (คาย, เครื่องหมายลบ) ตามกฎของเฮสส์ — ตัวไหนใหญ่กว่าเป็นตัวชี้ว่าสุทธิดูดหรือคาย

แรงไอออน-ขั้ว: น้ำหันขั้วลบ (O) เข้าหาไอออนบวก ยิ่งประจุมาก ยิ่งดึงดูดแรง



1 ขั้นที่ 1: รวมพลังงานสองขั้น

$$\Delta H_{\text{sol}} = (+788) + (-784) = +4 \text{ kJ/mol}$$

2 ขั้นที่ 2: ตีความเครื่องหมาย ค่าเป็น **บวก** → การละลายโดยรวม **ดูดพลังงาน** จากสิ่งแวดล้อม (คือดูดจากน้ำรอบ ๆ) อุณหภูมิของสารละลายจึง **ลดลง** เล็กน้อย — สอดคล้องกับเกลือหลายชนิด (เช่นเกลือแกง) ที่ละลายแล้วน้ำเย็นลงเล็กน้อย

3 ขั้นที่ 3: เกลือดูดพลังงานแล้วยังละลายได้หรือ ได้ — เมื่อพลังงานสุทธิดูดเพียงเล็กน้อย การละลายยังเกิดขึ้นได้เพราะการกระจายตัวของไอออนในน้ำเพิ่มความไม่เป็นระเบียบของระบบ (ปัจจัยเรื่องการจัดเรียงอนุภาค) จึงห้ามสรุปว่า "ดูดพลังงาน = ไม่ละลาย"

ระวัง (ที่มาของตัวลวง)

- "คาย 4, อุณหภูมิสูงขึ้น": คิดเลขถูกแต่จับคู่เครื่องหมายกับปรากฏการณ์สลับกัน — สุทธิบวกคือดูด ไม่ใช่คาย
- "1572": เอา $788 + 784$ บวกกันตรง ๆ โดยลืมว่าไฮเดรชันเป็นขั้นคายต้องติดลบ
- "สรุปไม่ได้": ขัดกับกฎของเฮสส์ — พลังงานรวมของกระบวนการหาได้จากผลรวมของขั้นย่อยเสมอ ไม่ว่าเส้นทางจริงจะเป็นอย่างไร

คำตอบคือ การละลายดูดพลังงานสุทธิ 4 kJ/mol อุณหภูมิของสารละลายจึงลดลงเล็กน้อย

ตอบ: ข้อ ข. การละลายดูดพลังงานสุทธิ 4 kJ/mol อุณหภูมิของสารละลายจึงลดลงเล็กน้อย