

















































































สำหรับการเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีของแก๊สสมบูรณ์แบบที่เกิดการเปลี่ยนแปลงความดันของระบบจากความดันเริ่มต้น ( $P_i$ ) ไปเป็นความดันสุดท้าย ( $P_f$ ) จะได้รับความสัมพันธ์นี้

$$\Delta S = nR \ln \left( \frac{P_i}{P_f} \right) \quad \text{.....(4.52)}$$

จากสมการ (4.52) จะเห็นได้ว่าการเพิ่มความดัน ( $P_f > P_i$ ) จะทำให้  $\Delta S$  มีค่าเป็นลบ นั่นคือเอนโทรปีลดลงนั่นเอง

## 2) กฎข้อที่สองทางอุณหพลศาสตร์

กฎข้อที่สองทางอุณหพลศาสตร์มีความสำคัญว่า “ในการเกิดกระบวนการที่เกิดขึ้นเองได้ ค่าเอนโทรปีของระบบโดดเดี่ยวจะเพิ่มขึ้น” กฎข้อนี้เป็นการระบุความสัมพันธ์ระหว่างเอนโทรปีกับการเกิดได้เองของปฏิกิริยาว่าในกระบวนการที่เกิดขึ้นได้เอง หรือกระบวนการแบบผันกลับไม่ได้ (irreversible process) การเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีของจักรวาลจะเพิ่มขึ้นเสมอ และในทางตรงกันข้ามในกระบวนการสมดุล (equilibrium process) หรือกระบวนการแบบผันกลับได้ (reversible process) การเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีของจักรวาลจะไม่เปลี่ยนแปลง (เป็นศูนย์) เพราะระบบอยู่ในสภาวะสมดุลกับสิ่งแวดล้อมตลอดเวลาขณะเกิดการเปลี่ยนแปลง ทั้งนี้ จักรวาลหมายถึงระบบกับสิ่งแวดล้อมรวมกัน การเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีของจักรวาล ( $\Delta S_{\text{uni}}$ ) ของกระบวนการใด ๆ ก็คือการเปลี่ยนแปลงของเอนโทรปีของระบบ ( $\Delta S_{\text{sys}}$ ) รวมกับการเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีของสิ่งแวดล้อม ( $\Delta S_{\text{sur}}$ ) หรืออาจจะเขียนกฎข้อที่สองทางอุณหพลศาสตร์ในเชิงคณิตศาสตร์ได้ดังนี้:

- (1) กระบวนการที่เกิดขึ้นได้เอง หรือกระบวนการแบบผันกลับไม่ได้

$$\Delta S_{\text{uni}} = \Delta S_{\text{sys}} + \Delta S_{\text{sur}} > 0 \quad \text{.....(4.53)}$$

- (2) กระบวนการสมดุล หรือกระบวนการแบบผันกลับได้

$$\Delta S_{\text{uni}} = \Delta S_{\text{sys}} + \Delta S_{\text{sur}} = 0 \quad \text{.....(4.54)}$$

กฎข้อนี้กล่าวว่า สำหรับกระบวนการที่เกิดขึ้นได้เอง  $\Delta S_{\text{uni}}$  จะต้องมีค่ามากกว่าศูนย์ ไม่กล่าวถึงเครื่องหมายของ  $\Delta S_{\text{sys}}$  และ  $\Delta S_{\text{sur}}$  แต่อย่างไร ดังนั้น  $\Delta S_{\text{sys}}$  หรือ  $\Delta S_{\text{sur}}$  ไม่จำเป็นต้องเป็นบวกทั้งคู่ก็ได้ทราบเท่าที่ผลรวมยังมีค่ามากกว่าศูนย์ สำหรับกระบวนการสมดุล  $\Delta S_{\text{uni}}$  มีค่าเป็นศูนย์หมายความว่า  $\Delta S_{\text{sys}}$  และ  $\Delta S_{\text{sur}}$  ต้องมีค่าเท่ากันพอดี แต่เครื่องหมายตรงกันข้าม ถ้าเป็นอย่างนี้ กระบวนการที่มี  $\Delta S_{\text{uni}}$  เป็นลบจะหมายความว่าอย่างไร การที่  $\Delta S_{\text{uni}}$  มีค่าเป็นลบหมายความว่ากระบวนการนั้นเกิดขึ้นเองไม่ได้ในทิศทางที่กำหนด แต่จะเกิดขึ้นได้เองในทิศทางตรงกันข้าม

การเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีในสิ่งแวดล้อม เกิดจากความร้อนที่ระบบให้แก่สิ่งแวดล้อม หรือสิ่งแวดล้อมรับความร้อนจากระบบ ( $q_{\text{sur}}$ ) ต่ออุณหภูมิของสิ่งแวดล้อมนั้น

$$\Delta S_{\text{sur}} = \frac{q_{\text{sur}}}{T} \quad \text{.....(4.55)}$$

แต่สำหรับกระบวนการที่อุณหภูมิและความดันคงที่ เช่น ปฏิกิริยาเคมีใด ๆ พบว่า ความร้อนที่ให้แก่สิ่งแวดล้อมเท่ากับความร้อนที่คายออกมาจากปฏิกิริยาเคมี ( $-\Delta H$ ) ดังนั้นจึงได้

$$q_{\text{sur}} = -\Delta H_{\text{rxn}} \quad \text{.....(4.56)}$$

$$\Delta S_{\text{sur}} = \frac{-\Delta H_{\text{rxn}}}{T} \quad \text{.....(4.57)}$$

$$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sys}} - \frac{-\Delta H_{\text{rxn}}}{T} \quad \text{.....(4.58)}$$

จากการพิสูจน์ด้วยคณิตศาสตร์พบว่าเงื่อนไขของการเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีที่เป็นประโยชน์ในการทำนายหรือระบุทิศทางของกระบวนการ ดังนี้

(1) ถ้า  $\Delta S_{\text{total}} > 0$  แสดงว่า กระบวนการนั้นเกิดขึ้นเองได้และดำเนินไปในทิศทางที่ระบุ

(2) ถ้า  $\Delta S_{\text{total}} = 0$  แสดงว่า ระบบอยู่ในสภาวะสมดุล

(3) ถ้า  $\Delta S_{\text{total}} < 0$  แสดงว่า กระบวนการนั้นเกิดขึ้นเองได้ในทิศทางตรงข้ามกับทิศทางที่ระบุ

โดยปกติกระบวนการที่เกิดขึ้นเองได้ตามธรรมชาติจะมีค่าเอนโทรปีรวม (ทั้งเอนโทรปีของระบบและสิ่งแวดล้อม) เพิ่มขึ้น ในทางปฏิบัติแล้วไม่สะดวกนักที่จะพิจารณาเอนโทรปีของสิ่งแวดล้อมในขณะที่สนใจระบบเพียงอย่างเดียว ดังนั้นจึงต้องหาเงื่อนไขใหม่สำหรับพิจารณาสภาวะสมดุล ซึ่งเกี่ยวข้องกับเฉพาะระบบอย่างเดียว สำหรับระบบที่อยู่ในสภาวะสมดุล การเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีของระบบที่อุณหภูมิและความดันคงที่ คำนวณได้ดังนี้

$$\Delta S_{\text{sys}} = \frac{q}{T} = \frac{\Delta H_{\text{rxn}}}{T} \quad \text{.....(4.59)}$$

$$\Delta H_{\text{rxn}} - T\Delta S_{\text{sys}} = 0 \quad \text{.....(4.60)}$$

เมื่อพิจารณาเฉพาะระบบที่สมดุล

$$\Delta H - T\Delta S = 0 \quad \text{.....(4.61)}$$

$$(H_2 - H_1) - T(S_2 - S_1) = 0$$

$$(H_2 - TS_2) - (H_1 - TS_1) = 0$$

กำหนดฟังก์ชัน H-TS เรียกว่า พลังงานอิสระกิบส์ (Gibbs free energy) ใช้สัญลักษณ์ G ซึ่งเป็นฟังก์ชันสภาวะ ดังนั้นที่กระบวนการสมดุล

$$\Delta G = G_2 - G_1 = 0 \quad \text{.....(4.62)}$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \text{.....(4.63)}$$

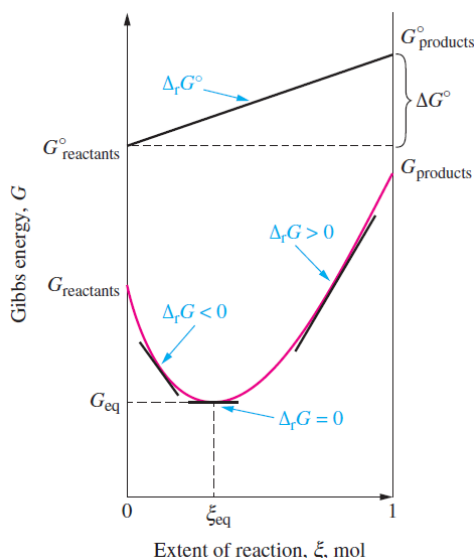
เงื่อนไขสำหรับสภาวะสมดุลนี้ ดังภาพที่ 4.14 ซึ่งพบว่าระบบจะเปลี่ยนแปลงเข้าสู่สภาวะสมดุลที่สภาวะพลังงานอิสระกิบส์มีค่าต่ำที่สุดและการที่ระบบอยู่ในสภาวะสมดุลหนึ่ง แล้วเกิดการเปลี่ยนแปลงเล็กน้อยไปสู่สภาวะสมดุลหนึ่ง จะไม่ทำให้พลังงานอิสระกิบส์เกิดการเปลี่ยนแปลง

การใช้ค่าการเปลี่ยนแปลงพลังงานอิสระกิบส์ในการทำนายหรือระบุทิศทางของกระบวนการมีเงื่อนไขดังนี้

(1) ถ้า  $\Delta G < 0$  แสดงว่า กระบวนการนั้นเกิดขึ้นเองได้ (spontaneous process) และดำเนินไปในทิศทางที่ระบุ

(2) ถ้า  $\Delta G = 0$  แสดงว่า ระบบอยู่ในสภาวะสมดุลของกระบวนการผันกลับได้

(3) ถ้า  $\Delta G > 0$  แสดงว่า กระบวนการนั้นเกิดขึ้นเองไม่ได้ (non-spontaneous process) แต่กระบวนการนั้นเกิดขึ้นเองได้ในทิศทางตรงข้ามกับทิศทางที่ระบุ



ภาพที่ 4.14 การเปลี่ยนแปลงพลังงานอิสระกิบส์ของกระบวนการที่เกิดขึ้นเองได้. จาก *General Chemistry: Principles and Modern Applications* (p. 608), by R.H. Petrucci et al., 2016, Pearson.

จากสมการการเปลี่ยนแปลงพลังงานอิสระ (4.50) เราสามารถอธิบายได้ว่าการเปลี่ยนแปลงพลังงานอิสระกิบส์ การเปลี่ยนแปลงเอนทัลปี การเปลี่ยนแปลงเอนโทรปี และอุณหภูมิจึงมีความสัมพันธ์กันดังตารางที่ 4.5

ตารางที่ 4.5 ความสัมพันธ์ของพลังงานอิสระกิบส์ การเปลี่ยนแปลงเอนทัลปี การเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีและอุณหภูมิจึง

$\Delta H$	$\Delta S$	$\Delta G$
+	+	จะเป็นลบก็ต่อเมื่อ $T\Delta S$ มีค่ามากกว่า $\Delta H$ นั่นคือเมื่อ $T$ มีค่าสูง
+	-	จะเป็นบวกเสมอไม่ว่าอุณหภูมิจึงจะเป็นเท่าใดก็ตาม
-	+	จะเป็นลบเสมอไม่ว่าอุณหภูมิจึงจะเป็นเท่าใดก็ตาม
-	-	จะเป็นลบก็ต่อเมื่อ $T\Delta S$ มีค่าน้อยกว่า $\Delta H$ นั่นคือเมื่อ $T$ มีค่าต่ำ

### 3) การคำนวณ $\Delta S$ และ $\Delta G$ ของระบบที่เป็นปฏิกิริยาเคมี

เนื่องจากทั้งเอนโทรปีและพลังงานอิสระกิบส์เป็นฟังก์ชันสถานะ ซึ่งไม่ขึ้นกับเส้นทางของกระบวนการ ดังนั้นในการคำนวณหา  $\Delta S$  และ  $\Delta G$  ของปฏิกิริยาเคมี เมื่อทราบ  $\Delta S$  และ  $\Delta G$  ของขั้นตอนย่อย ๆ ของปฏิกิริยาเคมีนั้น จึงนำมารวมกันเช่นเดียวกับกฎของเฮสส์ได้ อีกทั้งยังสามารถใช้สูตร (เช่นเดียวกับการคำนวณหา  $\Delta H$ ) เพื่อหา  $\Delta S$  และ  $\Delta G$  สำหรับค่าที่สถานะมาตรฐานได้ดังนี้

$$\Delta S^\circ = \sum m\Delta S^\circ(\text{products}) - \sum n\Delta S^\circ(\text{reactants}) \quad \dots(4.64)$$

$$\Delta G^\circ = \sum m\Delta G_f^\circ(\text{products}) - \sum n\Delta G_f^\circ(\text{reactants}) \quad \dots(4.65)$$

เมื่อ  $S^\circ_{(\text{products})}$  = เอนโทรปีของสารผลิตภัณฑ์ ณ สถานะมาตรฐาน  
 $S^\circ_{(\text{reactants})}$  = เอนโทรปีของสารตั้งต้น ณ สถานะมาตรฐาน

$\Delta S^\circ$  = การเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีของปฏิกิริยาเคมี ณ สภาวะมาตรฐาน

$\Delta G^\circ_{f(\text{products})}$  = การเปลี่ยนแปลงพลังงานอิสระกิบส์มาตรฐานของการก่อเกิดของสารผลิตภัณฑ์

$\Delta G^\circ_{f(\text{reactants})}$  = การเปลี่ยนแปลงพลังงานอิสระกิบส์มาตรฐานของการก่อเกิดของสารตั้งต้น

$\Delta G^\circ$  = การเปลี่ยนแปลงพลังงานอิสระกิบส์มาตรฐานของปฏิกิริยา

$n$  = จำนวนโมลของสารตั้งต้น

$m$  = จำนวนโมลของสารผลิตภัณฑ์

พิจารณาการสลายตัวของ MgO ดังสมการ



การเปลี่ยนแปลงพลังงานอิสระมาตรฐานของปฏิกิริยา จากสมการ (4.65) จะได้

$$\Delta G^\circ = 2[\Delta G^\circ_f(\text{Mg}) + \Delta G^\circ_f(\text{O}_2)] - 2\Delta G^\circ_f(\text{MgO})$$

แต่เนื่องจากธาตุทุกชนิดในสภาพที่เสถียรมีพลังงานอิสระมาตรฐานของการเกิดเป็นศูนย์

ดังนั้น  $\Delta G^\circ_f(\text{Mg}) = 0$  และ  $\Delta G^\circ_f(\text{O}_2) = 0$

การเปลี่ยนแปลงพลังงานอิสระมาตรฐานของปฏิกิริยา คือ

$$\begin{aligned}\Delta G^\circ &= -2 \Delta G^\circ_f(\text{MgO}) \\ &= -2 \times (-601.7 \text{ kJ/mol}) \\ &= 1,203.4 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

**หมายเหตุ** จากตาราง ค่า  $\Delta G^\circ_f(\text{MgO}) = -601.7 \text{ kJ/mol}$

$\Delta G^\circ$  มีหน่วยเป็น kJ ส่วน  $\Delta G^\circ_f$  มีหน่วยเป็น kJ/mol

#### 4.2.4 กฎข้อที่สามทางอุณหพลศาสตร์

กฎข้อที่สามของอุณหพลศาสตร์ กล่าวว่า “เอนโทรปีของผลึกสมบูรณ์แบบทุกชนิดมีค่าเท่ากับศูนย์ที่อุณหภูมิศูนย์สัมบูรณ์ (0 K)” ถ้าอุณหภูมิสูงขึ้นโมเลกุลจะมีอิสระในการเคลื่อนที่มากขึ้น ทำให้เอนโทรปีมีค่ามากขึ้น หรือในกรณีที่ผลึกของสารมีตำหนิ เอนโทรปีก็จะมีค่ามากกว่าศูนย์ที่อุณหภูมิ 0 K เนื่องจากการจัดเรียงตัวของผลึกไม่เป็นระเบียบอย่างสมบูรณ์แบบ เราสามารถหาค่าเอนโทรปีสัมบูรณ์ของสารได้ดังนี้

$$\Delta S = S_f - S_i = S_f \quad (\text{เมื่อ } S_i = 0)$$

กฎข้อที่สองได้กล่าวถึงการเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีเมื่อเกิดกระบวนการต่าง ๆ แต่ค่าที่คำนวณได้จากกฎข้อที่สองนั้นเป็นเพียงค่าการเปลี่ยนแปลงเอนโทรปี ( $\Delta S$ ) เท่านั้น ในการที่จะหาค่าเอนโทรปีของระบบที่อุณหภูมิต่ำ ๆ นั้นจำเป็นต้องอาศัยกฎข้อที่สาม โดยที่อุณหภูมิต่ำ ๆ อะตอมที่อยู่ในผลึกที่สมบูรณ์แบบ (perfect crystal) จะไม่เกิดการเคลื่อนที่ เนื่องจากไม่มีพลังงานความร้อน ดังนั้นอะตอมเหล่านี้จะจัดเรียงอยู่อย่างเป็นระเบียบที่สุด นั่นคือ จัดเรียงตัวได้เพียงแบบเดียวเท่านั้น หรือจะกล่าวได้ว่า ระบบไม่มีความไม่เป็นระเบียบเหลืออยู่เลย เพราะฉะนั้นค่าเอนโทรปีของระบบผลึกที่สมบูรณ์แบบที่อุณหภูมิต่ำจะเข้าใกล้ศูนย์

จากกฎข้อสามนี้ทำให้สามารถคำนวณค่าเอนโทรปีของสารหรือโมเลกุลที่อุณหภูมิต่าง ๆ ได้ โดยการอินทิเกรตค่าเอนโทรปีที่อุณหภูมิต่ำจาก 0 K จนถึงอุณหภูมิที่ต้องการ



ตารางที่ 4.6 ค่าเอนโทรปีที่ 298 K ของสารประกอบบางชนิด

สาร	S (J/K·mol)
แกรไฟต์	5.7
เพชร	2.4
เบนซีน (C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> )	173.3
น้ำ	69.9
ปรอท	76.0
มีเทน	186.3
คาร์บอนไดออกไซด์	213.7
ไฮโดรเจน	130.7
แอมโมเนีย	192.3

จะสังเกตเห็นได้ว่าโดยทั่วไปแล้วค่าเอนโทรปีของแก๊สจะมากกว่าค่าเอนโทรปีของของเหลว ส่วนค่าเอนโทรปีของของแข็งจะมีค่าน้อยที่สุด ค่าเอนโทรปีเหล่านี้สามารถนำไปหาค่าการเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีของการเกิดปฏิกิริยาทางเคมีต่าง ๆ ได้ ในลักษณะเดียวกันกับการคำนวณการเปลี่ยนแปลงเอนทัลปีของปฏิกิริยา

### สรุปท้ายบทเรียน

กฎข้อที่ศูนย์ทางอุณหพลศาสตร์ หรือเรียกว่าเป็นสมดุลความร้อนกับอุณหภูมิกว่ากันว่า หากเรามีระบบ (หรือวัตถุ) อยู่ 3 ระบบ แล้วระบบทั้งสามนี้สัมผัสกันอยู่และสามารถถ่ายเทความร้อนไปมาระหว่างกันได้ ความร้อนจะเท่ากัน กฎข้อนี้จริง ๆ แล้วเป็นแนวคิดซึ่งที่เป็นที่มาของการสร้างเทอร์โมมิเตอร์ กฎข้อที่หนึ่งทางอุณหพลศาสตร์เกี่ยวข้องโดยตรงกับกฎของการอนุรักษ์พลังงาน กล่าวคือในกระบวนการเปลี่ยนแปลงต่าง ๆ นั้น พลังงานจะไม่ถูกสร้างขึ้นใหม่และไม่มีสูญหายไป แต่สามารถเปลี่ยนไปอยู่ในรูปอื่นได้ กฎข้อที่หนึ่งจะบ่งบอกถึงการเปลี่ยนแปลงพลังงานที่เกิดขึ้นภายในระบบต่าง ๆ เมื่อมีการเปลี่ยนแปลงทั้งทางเคมีและทางกายภาพ พลังงานทั้งหมดในเอกภพเป็นค่าคงตัว พลังงานไม่สูญหายแต่เปลี่ยนรูปกันไปมาได้ หลักการสำคัญของกฎข้อที่หนึ่งคือ การเกิดการเปลี่ยนแปลงพลังงานภายใน ( $\Delta E$ ) จะเกิดขึ้นในลักษณะที่ทำให้เกิดงานหรือเกิดความร้อน หรือเกิดทั้งสองอย่างพร้อม ๆ กัน กฎข้อที่สองนี้กล่าวคือ กระบวนการที่เกิดขึ้นได้เองตามธรรมชาติทุกกระบวนการจะมีการเพิ่มขึ้นของเอนโทรปี (S) เสมอ ดังนั้น การทราบข้อมูลเกี่ยวกับเอนโทรปีจะสามารถใช้บอกทิศทางการดำเนินไปของกระบวนการได้และยังสามารถทำนายสถานะสมดุลของกระบวนการนั้น ๆ ได้ โดยเอนโทรปีเป็นปริมาณที่บอกถึงความไม่เป็นระเบียบของระบบ หรืออาจกล่าวได้ว่าเอนโทรปีบอกให้ทราบว่าอะตอม โมเลกุล ไอออน หรือพลังงานกระจายตัวอยู่ในระบบอย่างไม่เป็นระเบียบมากน้อยเพียงใด ซึ่งระบบมีความไม่เป็นระเบียบสูง ค่าเอนโทรปีก็ยิ่งมีค่ามาก ในทางตรงกันข้ามยิ่งระบบมีความเป็นระเบียบมากเพียงใด ค่าเอนโทรปีก็จะลดลง ถ้า  $\Delta S > 0$  แสดงว่า กระบวนการนั้นเกิดขึ้นเองได้และดำเนินไปในทิศทางที่ระบุ ถ้า  $\Delta S = 0$  แสดงว่า ระบบอยู่ในสถานะสมดุล และถ้า  $\Delta S < 0$  แสดงว่า กระบวนการนั้นเกิดขึ้นเองได้ในทิศทางตรงข้ามกับทิศทางที่ระบุ

## กิจกรรม

ขั้นตอน	วิธีการ
แนะนำโจทย์ปัญหา (P)	แจกใบกิจกรรม 4.2
ไตร่ตรองทางแก้ไขเฉพาะตน (E)	แต่ละคนบอกวิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา (10 นาที)
ระดมสมองโดยกลุ่ม (T)	ให้รวมกลุ่ม มอบหมายโจทย์ให้แต่ละกลุ่มระดมสมองแก้ไขโดยวิธีการร่วมแสดงความคิดเห็น (10 นาที)
สื่อสารทางออก (C)	ให้แต่ละกลุ่มนำเสนอ วิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา 1) หลักการสำคัญหรือหลักพื้นฐานที่ถูกต้อง 2) วิธีการคำนวณค่าที่ถูกต้อง 3) วิธีอธิบายเชิงพฤติกรรม (วิธีปฏิบัติ) ที่ถูกต้อง โดยให้กลุ่มอื่น ๆ รับฟัง และซักถามในข้อที่สงสัย (10 นาที)
ถอดรหัสปรับใช้ (D)	ผู้สอนสรุป อภิปรายสรุป ความถูกต้องและความผิดพลาด โดยเพิ่มเติมประเด็นที่เกี่ยวข้องให้สมบูรณ์

## แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

- อธิบายสรุปกฎทางอุณหพลศาสตร์ พร้อมสมการเชิงคณิตศาสตร์ มาพอเข้าใจ
- ทำนายเครื่องหมายของการเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีของปฏิกิริยา ( $\Delta S$ ) ต่อไปนี้
  - $3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{O}_3(\text{g})$
  - $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
  - $4\text{Al}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
  - $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
- คำนวณการเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีมาตรฐาน ( $\Delta S^\circ$ ) และพลังงานอิสระกิบส์มาตรฐาน ( $\Delta G^\circ$ ) สำหรับปฏิกิริยาที่อุณหภูมิ  $25^\circ\text{C}$  โดยใช้ค่าทางอุณหพลศาสตร์ตามตารางภาคผนวก
  - $2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g})$
  - $3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{O}_3(\text{g})$
  - $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_2\text{HCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$
  - $4\text{Al}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
- คำนวณการเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีของน้ำแข็ง  $1.00\text{ kg}$  ที่อุณหภูมิ  $0^\circ\text{C}$  ละลายเป็นของเหลวที่อุณหภูมิ  $0^\circ\text{C}$
- คำนวณการเปลี่ยนแปลงเอนโทรปีเมื่อใส่พลังงานความร้อน  $30.0\text{ J}$  ลงในน้ำที่อุณหภูมิ  $12^\circ\text{C}$
- คำนวณ  $\Delta S_{\text{uni}}$  ของปฏิกิริยา  $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$  (กำหนด  $\Delta H_{\text{fus}}$  เท่ากับ  $6.02\text{ kJ/mol}$  และ  $\Delta S_{\text{sys}}$  เท่ากับ  $22.1\text{ J/K mol}$ )
- คำนวณเอนโทรปีมาตรฐานของปฏิกิริยา  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$  และระบุว่าปฏิกิริยาดังกล่าวนี้นี้เป็น spontaneous process หรือไม่
- คำนวณการเปลี่ยนแปลงพลังงานอิสระกิบส์ ( $\Delta G$ ) ของปฏิกิริยา  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$  ที่อุณหภูมิ  $0^\circ\text{C}$  ความดัน  $\text{N}_2$  เท่ากับ  $0.5\text{ atm}$ ,  $\text{H}_2$  เท่ากับ  $0.7\text{ atm}$  และ  $\text{NH}_3$  เท่ากับ  $1.5\text{ atm}$  และระบุว่าปฏิกิริยาดังกล่าวนี้นี้เป็น spontaneous process หรือไม่

## เอกสารอ้างอิง

- ปริญญา อรุณวิสุทธิ. (2553). *เทอร์โมไดนามิกส์เคมีเบื้องต้น*. สำนักพิมพ์จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
- วีทิต วรรณเลิศลักษณ์. (2560, 21 มิถุนายน). *ทฤษฎีเทอร์โมไดนามิกส์*.  
<https://www.scimath.org/lesson-physics/item/7240-2017-06-11-14-22-46>
- สำนักพัฒนาทรัพยากรบุคคลด้านพลังงาน. (2004). *ความร้อนเบื้องต้น*. [http://www2.dede.go.th/bhrd/old/file\\_handbook.html](http://www2.dede.go.th/bhrd/old/file_handbook.html)
- Atkins, P.W. (1994). *Physical Chemistry* (5<sup>th</sup> ed.). Oxford University Press
- Brown, L.S., & Holme, T.A. (2018). *Chemistry for Engineering Students* (4<sup>th</sup> ed.). Thomson Brook Cole.
- Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E., Murphy, C.J., Woodward, P.M. & Stoltzfus, M.W. (2017). *Chemistry: The Central Science* (14<sup>th</sup> ed.). Pearson Education, Inc.
- Bomb Calorimetry*. (n.d.). Chemistry 301.  
<https://ch301.cm.utexas.edu/thermo/#thermochemistry/bomb-calorim.html>
- Engel, T. & Reid, P. (2021). *Physical Chemistry Thermodynamics, Statistical Thermodynamics, and Kinetics* (4<sup>th</sup> ed.). Pearson Education.
- Farooq, U. (2022, March 13). *Zero<sup>th</sup> Law of Thermodynamics a Very Important Concept*. Engineerocity. <https://www.engineerocity.com/zeroth-law-of-thermodynamics/>
- Gibbs Free Energy*. (n.d.). Bodner Research Web. <https://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch21/gibbs.php>
- Hess's law*. (n.d.). <https://www.youtube.com/watch?v=4qgV4RwYrf4>
- Introduction to the First Law*. (n.d.). Chemistry301.  
<https://ch301.cm.utexas.edu/thermo/#first-law/firstlaw-all.php>
- Lim, A. (2019, Jan 14). *What Is the Zeroth Law of Thermodynamics?* ThoughtCo.  
<https://www.thoughtco.com/zeroth-law-of-thermodynamics-4177952>
- Revine, I.N. (2009). *Physical Chemistry* (6<sup>th</sup> ed.). McGraw-Hill.
- Silberberg, M.S. (2013). *Principle of General Chemistry* (3<sup>rd</sup> ed.). McGraw-Hill Publishing Company.
- Silberberg, M.S. & Amateis, P.G. (2021). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* (9<sup>th</sup> ed.). McGraw-Hill Publishing Company.
- Thermodynamics*. (n.d.) Mechanical Engineering. <http://www.mechanical-engineeringbd.com/search/label/Thermodynamics?&max-results=7>
- Yunus, A. & Cengel, M. A. (2005). *In Thermodynamics: An Engineering Approach*. McGraw-Hill Science/Engineering/Math.