

ผลการทดลองและวิจารณ์

4.1 การสลายตัวของกรดโฟลิกในระหว่างกระบวนการให้ความร้อน

4.1.1 การสลายตัวของกรดโฟลิกใน citrate-phosphate buffer

จากตัวอย่างโครมาโตแกรมของ HPLC ในภาคผนวก ก รูปที่ 4 พบว่า กรดโฟลิกใน citrat-phosphate buffer pH 4.00 เมื่อได้รับความร้อนที่อุณหภูมิ 120 องศาเซลเซียส เป็นเวลา 3 และ 7 ชั่วโมง peak area ของกรดโฟลิกจะลดลง เมื่อเทียบกับ control และโครมาโตแกรมก็เปลี่ยนไป เช่น กรณี 3 ชั่วโมง ในรูปที่ 4 (b) กับ 7 ชั่วโมง ในรูปที่ 4(c) พบว่ามี peak บาง peak เกิดขึ้น และ เกิดมากขึ้นเมื่อ heating time นานขึ้น ขณะที่ peak area ของกรดโฟลิกลดลง แสดงว่าความร้อนทำให้กรดโฟลิกสลายตัว จึงสอดคล้องกับการทดลองของ Day และ Gregory (1983) ซึ่งกล่าวไว้ว่า degradation products ของกรดโฟลิกที่ พบเป็น p-ABG และ Pt-6-COOH การสลายตัวของกรดโฟลิกเช่นนี้จะมี ผลให้คุณค่าทางอาหารของกรดโฟลิกลดลง (Food and Nutrition Board, 1980) ในงานทดลองนี้ใช้ HPLC คนละระบบกับของ Day และ Gregory (1980) และ ยังไม่ได้ identify degradation products

โครมาโตแกรมของ HPLC สำหรับกรดโฟลิกใน citrate-phosphate buffer ที่ pH 3.01 และ 5.01 ก็ให้ผลคล้ายคลึงกัน

4.1.2 การสลายตัวของกรดโฟลิกในน้ำแอมเปิล

กรดโฟลิกในน้ำแอมเปิลมีการสลายตัว เมื่อได้รับความร้อนจากหลักฐานในโครมาโตแกรม ของ HPLC (ภาคผนวก ก. รูปที่ 6) การสลายตัวของกรดโฟลิกที่เติมลงในน้ำ

แอปเปิล เกิดขึ้นพร้อมกับการเปลี่ยนแปลงของสารอาหารเดิมในน้ำแอปเปิล ดังนั้นโครมาโตแกรมของน้ำแอปเปิลที่ได้รับความร้อนจึงต่างไปจากน้ำแอปเปิลสด (ภาคผนวก ก รูปที่ 5) ในงานทดลองนี้จึง ให้ความร้อนกับน้ำแอปเปิลสดที่อุณหภูมิและ เวลาต่าง ๆ ควบคู่ไปกับน้ำแอปเปิลที่เติมกรดฟอสฟอริก ทำให้ไม่ยุ่งยากในการแยก peak ของกรดฟอสฟอริกจาก peak อื่น ๆ

#### 4.2 ผลของอุณหภูมิต่ออัตราเร็วของปฏิกิริยาการสลายตัวของกรดฟอสฟอริกใน citrate-phosphate buffer pH 4.00

ตารางที่ 4.1 ค่า Correlation Coefficient ที่ได้จากการทำ regression บนสมการแบบต่าง ๆ ระหว่างความเข้มข้นของกรดฟอสฟอริกที่เหลืออยู่ใน citrate-phosphate buffer ที่ pH 4.00 กับช่วงเวลาที่ทำให้ ความร้อน

อุณหภูมิ (องศาเซลเซียส)	Correlation Coefficient ( $R^2$ )		
	ปฏิกิริยาอันดับศูนย์	ปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง	ปฏิกิริยาอันดับสอง
100	0.973	0.962	0.936
110	0.962	0.951	0.910
120	0.906	0.939	0.922
ค่าเฉลี่ย	0.947	0.951	0.922
ส่วน เบี่ยงเบน- มาตรฐาน	0.036	0.012	0.013

จากตาราง 4.1 ค่า Correlation Coefficient เฉลี่ยของปฏิกิริยา  
 อันดับหนึ่งมีค่าสูงสุด แต่ใกล้เคียงกับปฏิกิริยาอันดับศูนย์ เมื่อตรวจสอบความแตกต่างโดยใช้  
 t-test พบว่า ไม่มีความแตกต่างระหว่างปฏิกิริยาอันดับศูนย์และปฏิกิริยาอันดับหนึ่งที่ระดับ  
 ความเชื่อมั่น 95 เปอร์เซ็นต์ แต่มีความแตกต่างระหว่างปฏิกิริยาอันดับหนึ่งและปฏิกิริยาอันดับ  
 สองที่ระดับความเชื่อมั่น 95 เปอร์เซ็นต์ เมื่อเปรียบเทียบค่า Correlation Coefficient  
 เฉลี่ยจากตาราง นอกจากปฏิกิริยาอันดับหนึ่งจะให้ค่าสูงสุดแล้ว ยังมีส่วน เบี่ยงเบนมาตรฐาน  
 ต่ำกว่าปฏิกิริยาอันดับอื่น และจากงานทดลองของ Paine-Wilson และ Chen (1979)  
 Mnkeni และ Beveridge (1982) ก็สรุปว่าเป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง ดังนั้น การสลาย  
 ตัวของกรดฟอสฟอริกใน citrate-phosphate Buffer pH 4.00 ระหว่างอุณหภูมิ 100-120  
 องศาเซลเซียส อาจอธิบายได้ด้วยปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง

ค่า k จากปฏิกิริยาการสลายตัวของกรดฟอสฟอริกใน citrate-phosphate  
 buffer pH 4.00 เมื่ออธิบายโดยปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง จะมีค่าสูงขึ้นเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้นจาก  
 100-120 องศาเซลเซียส (ตารางที่ 4.2 และรูปที่ 4.1) ซึ่งสอดคล้องกับการทดลองของ  
 Pain-Wilson และ Chen (1979) กับ Mnkeni และ Beveridge (1982)  
 เมื่อเปรียบเทียบพบว่า ค่า k ที่ได้ในการทดลองนี้จะใกล้เคียงกับค่า k ที่ Pain-Wilson  
 และ Chen (1979) ได้ศึกษาไว้ที่ 100 องศาเซลเซียสซึ่งกรดฟอสฟอริกให้ค่า k เท่ากับ  
 $0.861 \times 10^{-5}$  วินาที<sup>-1</sup> และคำว่าค่า k ที่ Mnkeni และ Beveridge (1982)  
 ได้ศึกษาไว้ที่อุณหภูมิ 100-121 องศาเซลเซียส ที่ pH 4.0 ( $k = 2.056 \times 10^{-5} -$   
 $6.500 \times 10^{-5}$  วินาที<sup>-1</sup>) ซึ่งความแตกต่างของค่า k อาจเกิดจากความแตกต่างของวิธีการ  
 วิเคราะห์ซึ่งมีความแม่นยำ และ sensitivity ต่างกัน

ตารางที่ 4.2 ค่า k ของกรดฟอสฟอริกใน citrate-phosphate buffer pH 4.00 ที่อุณหภูมิต่าง ๆ กัน ที่ระดับความเชื่อมั่น 95%

อุณหภูมิ (องศาเซลเซียส)	$k \times 10^5$ (วินาที <sup>-1</sup> )	Correlation Coefficient* $R^2$
100	0.714 ± 0.168	0.961
110	1.084 ± 0.205	0.951
120	2.192 ± 0.239	0.939

\*จากความสัมพันธ์ระหว่าง  $\ln co/c$  กับเวลา ค่าที่ได้พบว่ามีนัยสำคัญทางสถิติที่ระดับความเชื่อมั่น 99 เปอร์เซ็นต์

เมื่อนำไปหาค่า  $E_a$  จาก Arrhenius plot (รูปที่ 4.2) พบว่าความร้อนมีผลต่ออัตราเร็วของปฏิกิริยาเมื่ออธิบายโดยสมการของ Arrhenius ได้ค่า  $E_a$  เท่ากับ  $69.9 \pm 15.5 \text{ kJ mole}^{-1}$  หรือ  $16.7 \pm 3.7 \text{ kcal mole}^{-1}$  ที่ระดับความเชื่อมั่น 95 เปอร์เซ็นต์ ค่า Correlation Coefficient ( $R^2$ ) จากความสัมพันธ์ระหว่าง  $\ln k$  กับส่วนกลับของอุณหภูมิสัมบูรณ์มีค่าเท่ากับ 0.975

การหาข้อมูลทางจลนศาสตร์ของปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง สามารถทำได้ 2 วิธี จากสมการต่อไปนี้

$$k = Ae^{-E_a/RT} \quad \dots\dots\dots 5.1$$

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT} \quad \dots\dots\dots 5.2$$

$$\text{จากความสัมพันธ์ในปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง} \quad \ln co/c = kt \quad \dots\dots\dots 5.3$$

แทนค่า  $k$  จาก 5.3 ในสมการ 5.2 จะได้ความสัมพันธ์ คือ

$$\ln(\ln c_0/c) - \ln t = \ln A - \frac{E_a}{RT} \quad \dots\dots\dots 5.4$$

การหาข้อมูลทางจลนศาสตร์ โดยใช้สมการ 5.2 และ 5.3 เรียก Two-Step Method ถ้าใช้สมการ 5.4 เรียก One-step Method.

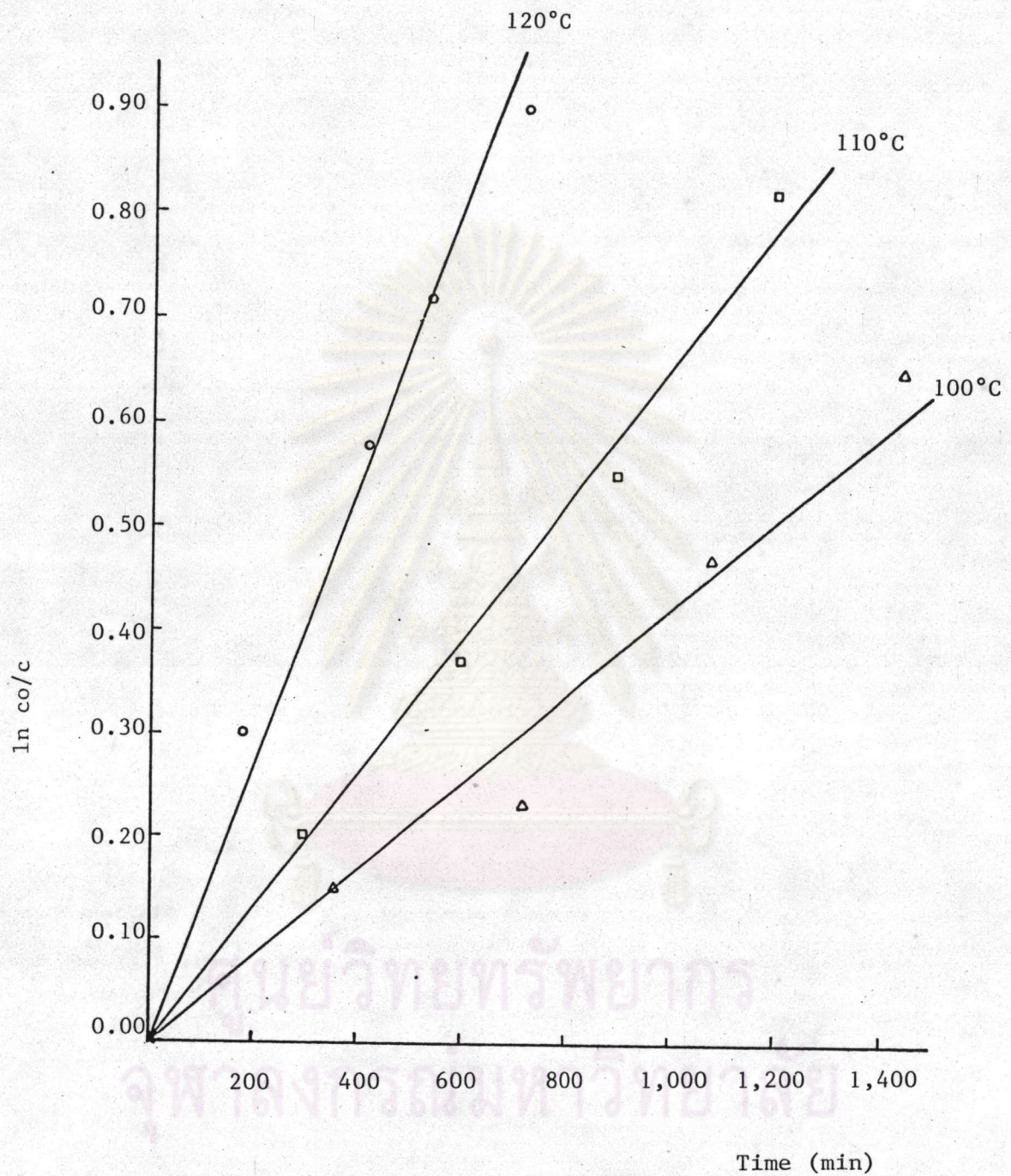
จากการคำนวณค่า  $E_a$  และ  $A$  โดยใช้ทั้ง 2 วิธี (ตารางที่ 4.3) พบว่า ค่า  $E_a$  ที่ได้ไม่มีความแตกต่างกันอย่างมีนัยสำคัญทางสถิติที่ระดับความเชื่อมั่น 99 เปอร์เซ็นต์ โดยค่า  $E_a$  จาก Two-Step Method จะให้ค่า  $E_a$  ที่ต่ำกว่า แต่มีส่วนเบี่ยงเบนมาตรฐานสูงกว่า ค่า  $E_a$  จาก One-Step Method ทั้งนี้เนื่องจากการคำนวณโดยใช้ One-Step Method นั้นใช้ข้อมูลความเข้มข้นและเวลาในการคำนวณโดยตรง แต่การคำนวณโดยใช้ Two-Step Method ใช้ค่า  $k$  ที่คำนวณจากข้อมูลความเข้มข้นและเวลาที่แต่ละอุณหภูมิ ซึ่งเป็นค่าเฉลี่ย และมีส่วนเบี่ยงเบนมาตรฐานอยู่แล้ว

ส่วนค่าแฟกเตอร์แห่งความถี่ ( $A$ ) จะแตกต่างกันมากเมื่อคำนวณโดยใช้ Two-Step Method และ One-Step Method เนื่องจากค่า  $A$  มาจาก  $\ln A$  ในสมการ 5.2 และ 5.4 ตามลำดับ ดังนั้นเมื่อมีการเปลี่ยนแปลงค่า  $k$  หรือ  $E_a$  เพียงเล็กน้อยก็ส่งผลให้ค่า  $A$  ต่างกันมาก

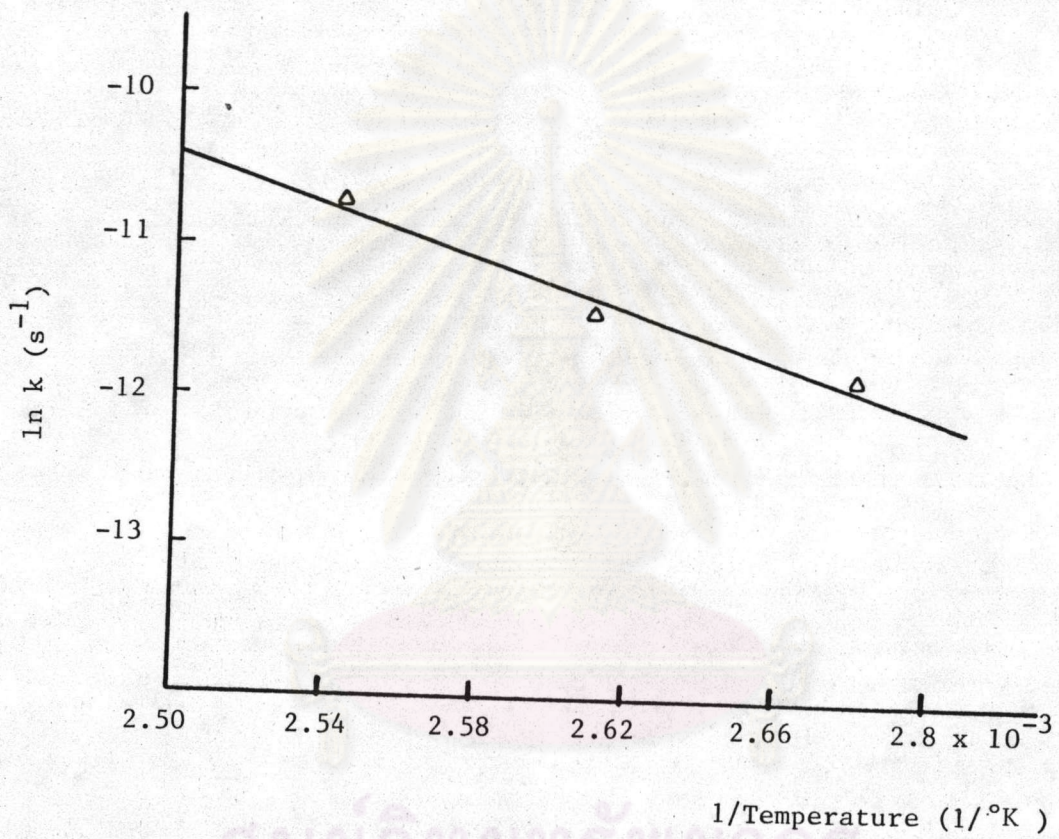
ตารางที่ 4.3 ค่า  $E_a$  และค่า  $A$  จากการสลายตัวของกรดฟอสฟอริกใน citrate-phosphate buffer pH 4.00 ที่คำนวณจาก One-Step Method และ Two-Step Method ที่ระดับความเชื่อมั่น 95 เปอร์เซ็นต์\*

ข้อมูลทางจลนศาสตร์	Two-Step Method	One-Step Method
$E_a$ , kJ.mole <sup>-1</sup>	69.9 ± 15.5	75.2 ± 9.6
(kcal mole <sup>-1</sup> )	(16.2 ± 3.7)	(18.0 ± 2.3)
$A \times 10^{-4}$ , S <sup>-1</sup>	4.1	21.8

\*ค่า  $R^2$  ที่ได้จากความสัมพันธ์ระหว่าง  $\ln k$  กับ ส่วนกลับของอุณหภูมิสัมบูรณ์มีค่าเท่ากับ 0.975 และที่ได้จากความสัมพันธ์ระหว่าง  $\ln(\ln c_0/c) - \ln t$  กับ ส่วนกลับของอุณหภูมิสัมบูรณ์ มีค่าเท่ากับ 0.881



รูปที่ 4.1 อัตราการสลายตัวของกรดโพลีใน citrate-phosphate buffer (pH 4.00) เมื่อได้รับความร้อนที่อุณหภูมิและเวลาต่าง ๆ กัน



รูปที่ 4.2 Arrhenius plot สำหรับการสลายตัวของกรดฟอสฟอริกใน citrate-phosphate buffer (pH 4.00) ในช่วง อุณหภูมิ 100-120 องศาเซลเซียส

#### 4.3 ผลของ pH ต่อการสลายตัวของกรดฟอสฟอริกใน citrate-phosphate buffer

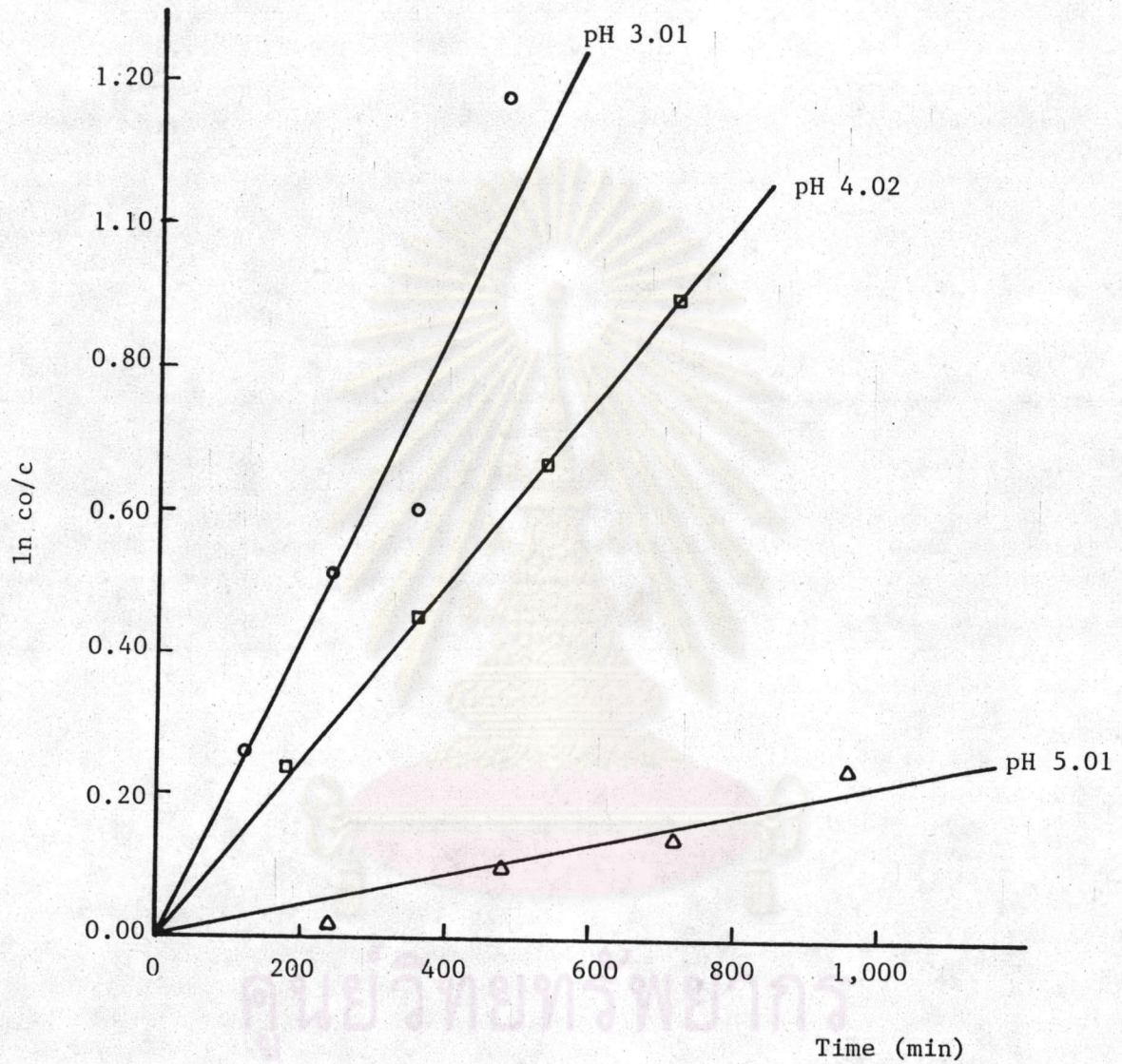
ปฏิกิริยาการสลายตัวของกรดฟอสฟอริกใน citrate-phosphate buffer ที่ 120 องศาเซลเซียส pH 3.01 - 5.01 ให้ความสัมพันธ์ที่ดีมาก เมื่ออธิบายด้วยปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง โดยให้ค่า Correlation Coefficient ระหว่าง  $\ln c_0/c$  กับ เวลา ที่ระดับความเชื่อมั่น 99 เปอร์เซ็นต์ ดังแสดงในตารางที่ 4.4

ค่า k ที่ได้จากการสลายตัวของกรดฟอสฟอริกใน citrate-phosphate buffer pH ต่าง ๆ จะมีค่าเพิ่มขึ้นเมื่อ pH ลดลง จาก pH 5.01 - pH 3.01 ที่อุณหภูมิ 120 องศาเซลเซียส (ตารางที่ 4.4, รูปที่ 4.3) ซึ่งสอดคล้องกับการทดลองของ Pain-Wilson และ Chen (1979) กับ Mnkeni และ Beveridge(1982) โดยค่า k ที่ได้ต่ำกว่า ค่า k ของ Mnkeni และ Beveridge(1982) ส่วน Pain-Wilson และ Chen (1979) ทดลองที่ 100 องศาเซลเซียส จึงไม่สามารถเปรียบเทียบค่า k ที่ได้

ตารางที่ 4.4 ค่า k ของกรดฟอสฟอริกใน citrate-phosphate buffer pH ต่าง ๆ ที่อุณหภูมิ 120 องศาเซลเซียส ที่ระดับความเชื่อมั่น 95 เปอร์เซ็นต์

pH	$k \times 10^5$ วินาที	Correlation Coefficient $R^2$
3.01	3.619 ± 0.796	0.935
4.02	2.078 ± 0.214	0.954
5.01	0.371 ± 0.142	0.942





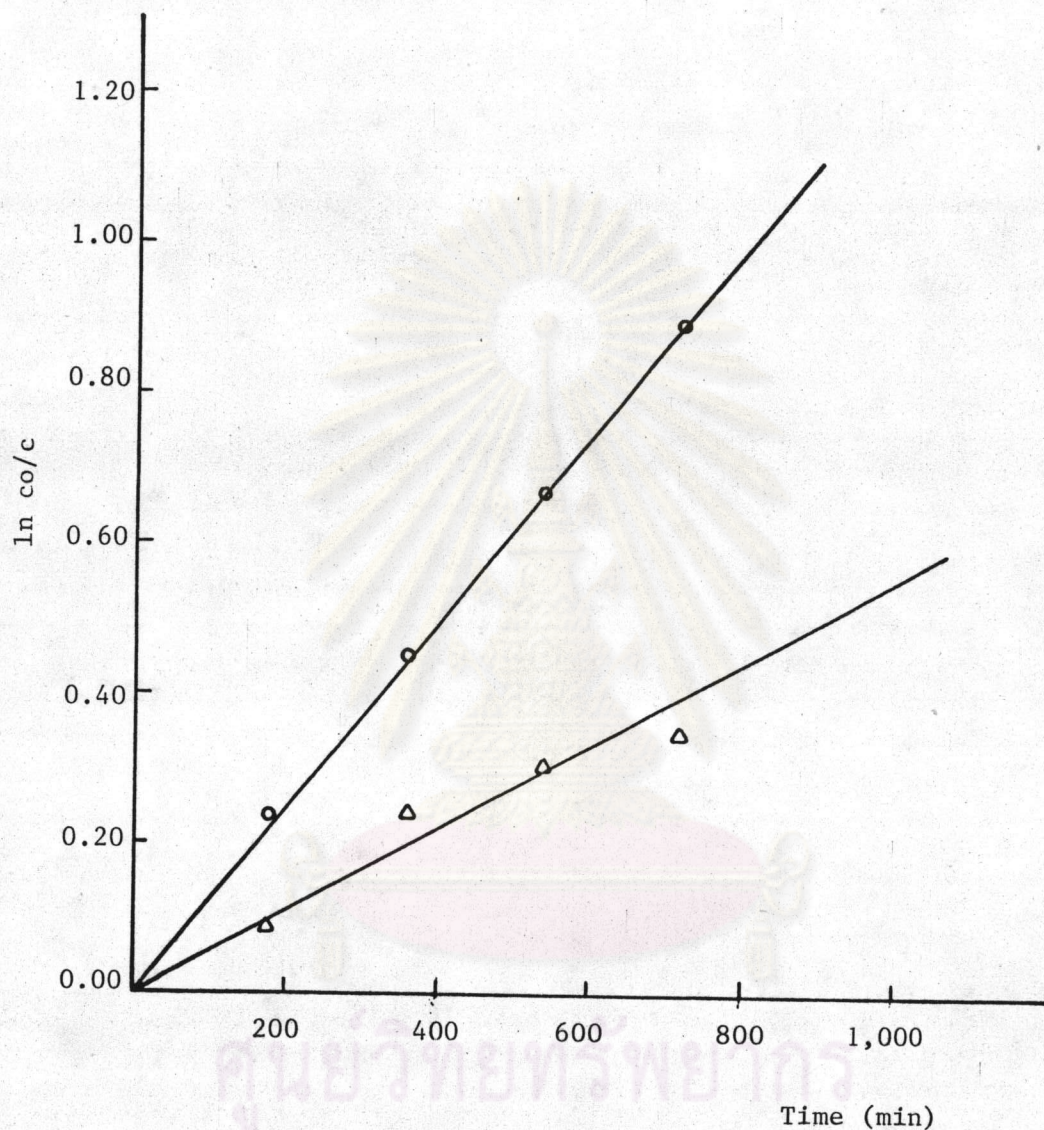
รูปที่ 4.3 ผลของ pH ต่ออัตราการสลายตัวของกรดฟอสฟอริกใน citrate-phosphate buffer ซึ่งได้รับความร้อนที่อุณหภูมิ 120 องศาเซลเซียส เป็น เวลาต่าง ๆ กัน



#### 4.3 ผลของ reducing agent

การสลายตัวของกรดโฟลิกใน citrate-phosphate buffer pH4.02 ที่เติม ascorbic acid ในปริมาณ 13.2 มิลลิกรัม ต่อสารละลาย 100 กรัม ให้ค่า Correlation Coefficient ระหว่าง  $\ln c_0/c$  กับเวลา เท่ากับ 0.967 ซึ่งมีนัยสำคัญที่ระดับความเชื่อมั่น 99 เปอร์เซ็นต์ ค่า  $k = (0.889 \pm 0.132) \times 10^{-5}$  วินาที<sup>-1</sup> ที่ระดับ ความเชื่อมั่น 95 เปอร์เซ็นต์ ซึ่งน้อยกว่าค่า  $k$  ที่สภาวะเดียวกัน เมื่อไม่เติม ascorbic acid ดังเปรียบเทียบในรูปที่ 4.4 โดยค่า  $k$  จะลดจาก  $2.078 \times 10^{-5}$  วินาที<sup>-1</sup> มาเป็น  $0.889 \times 10^{-5}$  วินาที ผลการทดลองนี้สอดคล้องกับการศึกษาของ Day และ Gregory (1982) ซึ่งเติม ascorbic acid ในปริมาณ 5.64 มิลลิกรัม ต่อ 100 มิลลิลิตรของสารละลาย และสรุปว่า ascorbic acid ทำให้ % retention ของกรดโฟลิกสูงขึ้น ดังนั้นจึงอาจสรุปว่า ascorbic acid ซึ่งเป็น reducing agent มีผลช่วยให้กรดโฟลิกสลายตัวช้าลง

ศูนย์วิทยทรัพยากร  
จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย



รูปที่ 4.4 ผลของ ascorbic acid ต่ออัตราการสลายตัวของกรดฟอลิกใน citrate-phosphate buffer (pH 4.02) เมื่อได้รับความร้อน ที่อุณหภูมิ 120 องศาเซลเซียส เป็นเวลาต่าง ๆ กัน

○ — ○ ไม่เติม ascorbic acid

△ — △ เติม ascorbic acid

(13.2 มิลลิกรัมต่อ 100 กรัมสารละลาย)

4.4 ผลของอุณหภูมิต่ออัตราเร็วของปฏิกิริยาการสลายตัวของกรดโฟลิกในน้ำแอมเปิล  
(pH 4.17)

ปฏิกิริยาการสลายตัวของกรดโฟลิกในน้ำแอมเปิลที่อุณหภูมิ 100-120 องศาเซลเซียส อาจอธิบายได้ด้วยปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง เช่นเดียวกับใน citrate-phosphate buffer pH 4.00 โดยให้ค่า Correlation Coefficient ดังแสดงในตาราง 4.5

ตารางที่ 4.5 ค่า Correlation Coefficient ที่ได้จากการทำ regression บนสมการแบบต่าง ๆ ระหว่างความเข้มข้นของกรดโฟลิกที่เหลืออยู่ในน้ำแอมเปิล กับช่วงเวลาต่าง ๆ ที่ให้ความร้อน

อุณหภูมิ (องศาเซลเซียส)	Correlation Coefficient ( $R^2$ )		
	ปฏิกิริยาอันดับศูนย์	ปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง	ปฏิกิริยาอันดับสอง
100	0.990	0.997	0.995
110	0.973	0.994	0.999
120	0.999	0.980	0.827
ค่าเฉลี่ย	0.987	0.991	0.941
ส่วน เบี่ยงเบน- มาตรฐาน	0.013	0.009	0.098

จากตาราง 4.5 เมื่อทดสอบความแตกต่างของค่า Correlation Coefficient เฉลี่ย ด้วย t-test พบว่า ปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง และปฏิกิริยาอันดับศูนย์ ไม่แตกต่างอย่างมีนัยสำคัญ ที่ระดับความเชื่อมั่น 95 เปอร์เซ็นต์ ส่วนปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง และปฏิกิริยาอันดับสอง ไม่มีความแตกต่างอย่างมีนัยสำคัญที่ระดับความเชื่อมั่น 95 เปอร์เซ็นต์ แต่ปฏิกิริยาอันดับหนึ่งก็ให้ค่า Correlation Coefficient เฉลี่ยสูงสุด และมีส่วน เบี่ยงเบนมาตรฐานต่ำกว่าปฏิกิริยาอันดับอื่น ประกอบกับ Mkeni และ Beveridge (1982) ได้ศึกษาการสลายตัวของกรดโฟลิกในน้ำแอมเปิลและสรุปว่าเป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง ดังนั้นการสลายตัวของกรดโฟลิกในน้ำแอมเปิลระหว่าง 100-120 องศาเซลเซียส อาจอธิบายได้ด้วยปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง

ค่า  $k$  ที่ได้จากการสลายตัวของกรดโฟลิกในน้ำแอปเปิล (pH 4.17) ใน ตารางที่ 4.6 และรูปที่ 4.5 จะมีค่าน้อยกว่าค่า  $k$  จากการสลายตัวของกรดโฟลิกใน citrate-phosphate buffer pH 4.00 (ตารางที่ 4.2) ที่อุณหภูมิ 100 และ 110 องศาเซลเซียส แต่ที่อุณหภูมิ 120 องศาเซลเซียส ค่า  $k$  จากการสลายตัวของ กรดโฟลิกในน้ำแอปเปิลจะสูงกว่า ในน้ำแอปเปิลมีองค์ประกอบของสารอาหารหลายชนิด เมื่อ เทียบกับในระบบบัฟเฟอร์ และสารอาหารเหล่านี้ก็มีการเปลี่ยนแปลงที่แตกต่างกัน เมื่อได้รับความ ร้อนตามที่อธิบายไว้ในหัวข้อ 4.1.2 อาจมีผลให้ค่า  $k$  ที่ได้จากการสลายตัวของกรดโฟลิกใน ระบบบัฟเฟอร์แตกต่างไปจากค่า  $k$  ที่ได้จากการสลายตัวในน้ำแอปเปิล

ตารางที่ 4.6 ค่า  $k$  ของกรดโฟลิกในน้ำแอปเปิล (pH 4.17) ที่อุณหภูมิต่าง ๆ กัน ที่ระดับความเชื่อมั่น 95 เปอร์เซ็นต์

อุณหภูมิ (องศาเซลเซียส)	$k \times 10^5$ (วินาที <sup>-1</sup> )	Correlation Coefficient* $R^2$
100	0.502 ± 0.031	0.997
110	0.823 ± 0.080	0.994
120	2.558 ± 0.482	0.980

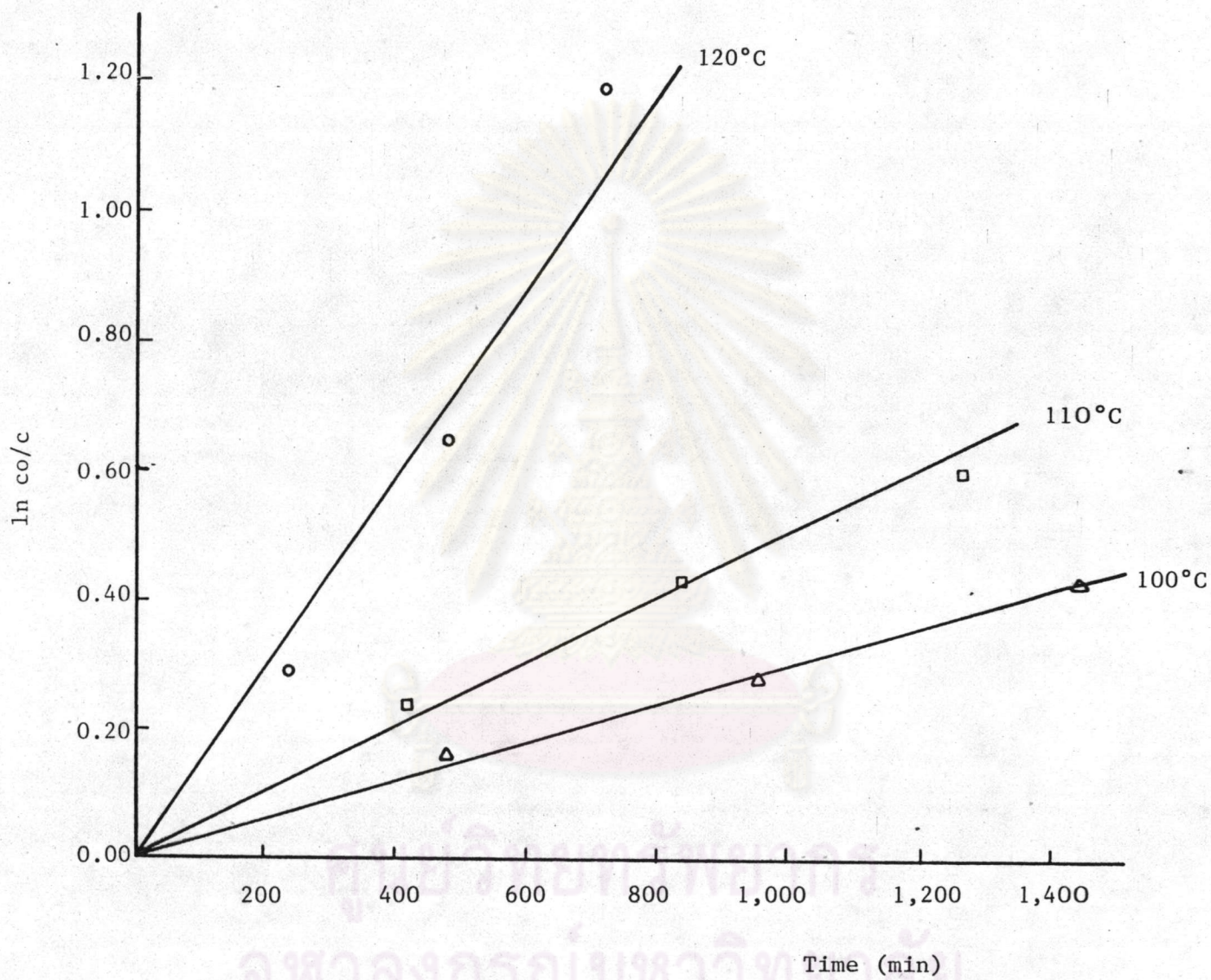
\* จากความสัมพันธ์ระหว่าง  $\ln c_0/c$  กับ เวลา ซึ่งมีนัยสำคัญทางสถิติที่ระดับความ เชื่อมั่น 99 เปอร์เซ็นต์

เมื่อหาค่า  $E_a$  จากการสลายตัวของกรดฟอสฟอริกในน้ำแอปเปิล พบว่าความร้อนมีผลต่ออัตราเร็วของปฏิกิริยา ค่า  $E_a$  และ  $A$  ที่คำนวณจาก One-Step Method และ Two-Step Method ได้แสดงในตารางที่ 4.7 และแสดง Arrhenius plot ในรูปที่ 4.6 ค่า  $E_a$  จาก One-Step Method จะมีค่าต่ำกว่า และมีส่วนเบี่ยงเบนมาตรฐานต่ำกว่าค่า  $E_a$  จาก Two-Step Method แต่ไม่มีความแตกต่างกันอย่างมีนัยสำคัญที่ระดับความเชื่อมั่น 99 เปอร์เซ็นต์ และค่า  $E_a$  ของกรดฟอสฟอริกในน้ำแอปเปิลมีค่าใกล้เคียงกับค่า  $E_a$  ของกรดฟอสฟอริกใน citrate-phosphate buffer pH 4.00 โดยไม่แตกต่างกันอย่างมีนัยสำคัญที่ระดับความเชื่อมั่น 95 เปอร์เซ็นต์ เมื่อเปรียบเทียบกับค่า  $E_a$  ของกรดฟอสฟอริกในน้ำแอปเปิลจากการทดลองนี้กับการทดลองอื่นพบว่าใกล้เคียงกับที่ Mnkeni และ Beveridge (1982) ได้ศึกษาไว้ ซึ่งได้ค่า  $E_a$  เท่ากับ  $20 \text{ kcal mole}^{-1}$

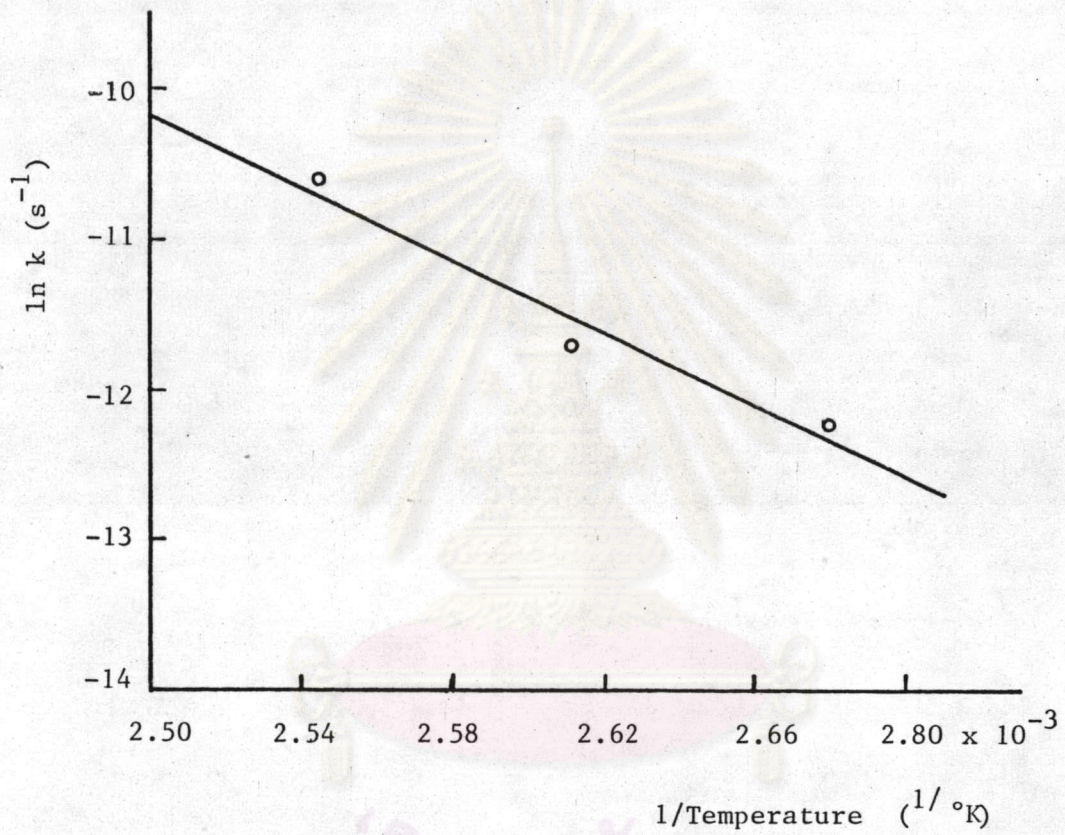
ตารางที่ 4.7 ค่า  $E_a$  และ  $A$  จากการสลายตัวของกรดฟอสฟอริกในน้ำแอปเปิล (pH 4.17) ที่คำนวณโดยใช้ Two-Step Method และ One-Step Method ที่ระดับความเชื่อมั่น 95 เปอร์เซ็นต์\*

ข้อมูลทางจลนศาสตร์	Two-Step Method	One-Step Method
$E_a, \text{ kJ mole}^{-1}$	$99.9 \pm 22.3$	$90.7 \pm 21.4$
$\text{kcal mole}^{-1}$	$(23.9 \pm 5.3)$	$(21.7 \pm 5.1)$
$A \times 10^{-7}, \text{ S}^{-1}$	44.6	2.4

\*ค่า  $R^2$  จากความสัมพันธ์ระหว่าง  $\ln k$  กับ ส่วนกลับของอุณหภูมิองศาสัมบูรณ์ มีค่า = 0.944 และจากความสัมพันธ์ระหว่าง  $\ln(\ln c_0/c) - \ln t$  กับ ส่วนกลับของอุณหภูมิองศาสัมบูรณ์ มีค่า = 0.935



รูปที่ 4.5 การสลายตัวของกรดโพลีลิกในน้ำแอมเปิล (pH 4.17) เมื่อได้รับความร้อนที่อุณหภูมิและเวลาต่าง ๆ กัน



รูปที่ 4.6 Arrhenius plot สำหรับการสลายตัวของกรดฟอสฟอริกใน

น้ำแอมเปิล (pH 4.17) ในช่วงอุณหภูมิ 100-120

องศาเซลเซียส