

化学基礎

第3章「物質の変化」

第2節「酸と塩基」

③中和

P.135-137

水素イオンと
水酸化物イオンが
打ち消し合う

復習テスト

次の問いに答えよ。

1. 0.10mol/Lの塩酸100 mL中に溶解しているHCl のモル数
2. 0.050mol/Lの水酸化ナトリウム水溶液200 mL中に溶解しているNaOH のモル数
3. 0.10 mol/L の酢酸水溶液100 mL中に溶解している CH_3COOH のモル数 （電離度0.10）

答え

1. $1 \text{ L} : 0.10 \text{ mol} = 0.10 \text{ L} : \square$

$$\square = 0.010 \text{ mol}$$

2. $1 \text{ L} : 0.050 \text{ mol} = 0.20 \text{ L} : \triangle$

$$\triangle = 0.010 \text{ mol}$$

3. $1 \text{ L} : 0.010 \text{ mol} = 0.10 \text{ L} : \bigcirc$

$$\bigcirc = 0.010 \text{ mol}$$

[mol/L] から, 溶質のモル数を出すには,
モル濃度[mol/L] × 溶液の体積[L] も可。

pH指示薬の守備範囲

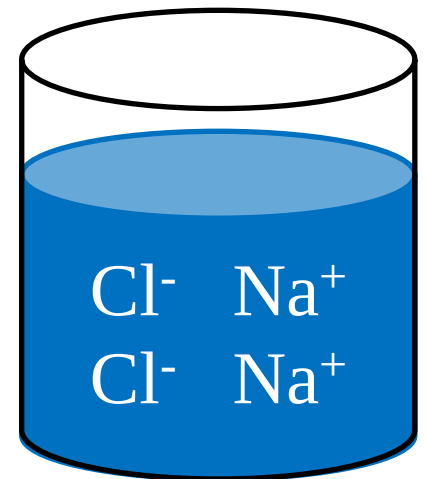
- 色が変化する領域(得意領域)が異なる
酸→メチルオレンジ(pH3.1~4.4)
塩基→フェノールフタレイン(pH 8.0~9.8)

⇒ 中和 = 酸と塩基が打ち消し合う反応

中和(中和反応)

- 定義:
酸と塩基が打ち消し合う反応

(塩酸 vs 水酸化ナトリウム水溶液)



酸 塩基の特徴(水中)

- H^+ , OH^- が電離している。

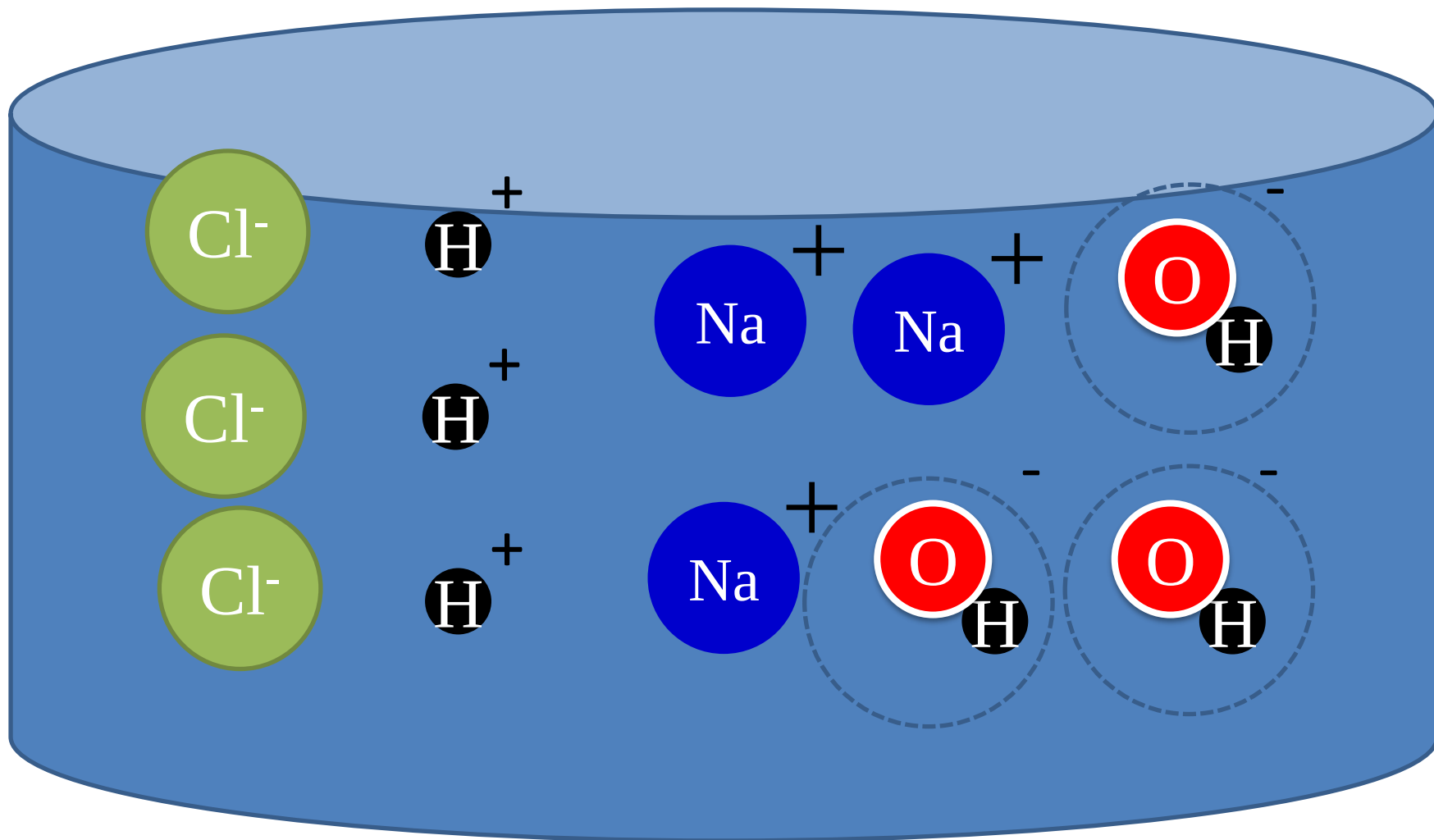
1. H^+ が多い → 酸 $[\text{H}^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

2. OH^- が多い → 塩基 $[\text{OH}^-] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

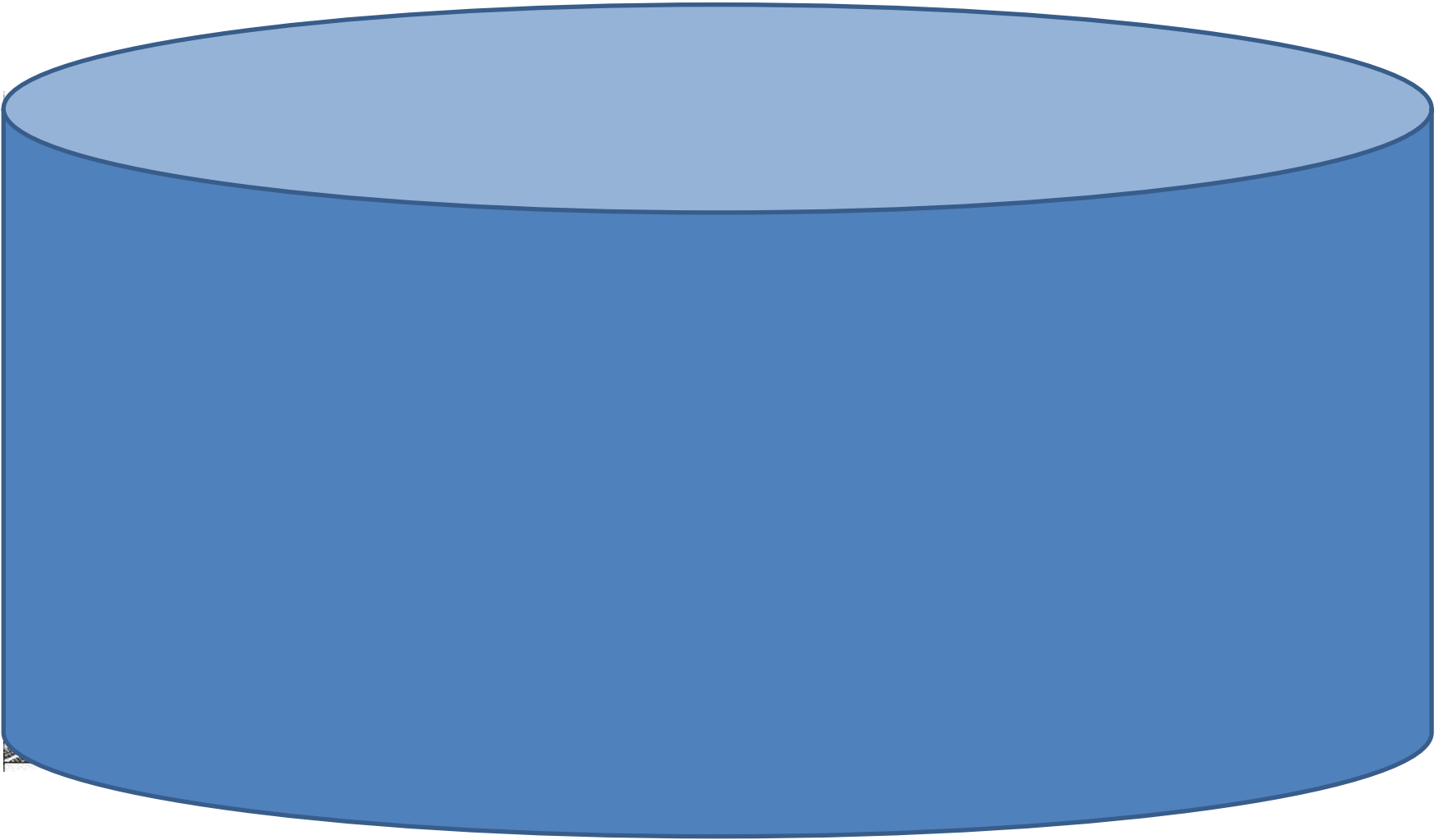
3. 酸と塩基が中和するとは・・・

酸から生じた H^+ と塩基から生じた OH^- が
打ち消し合うこと

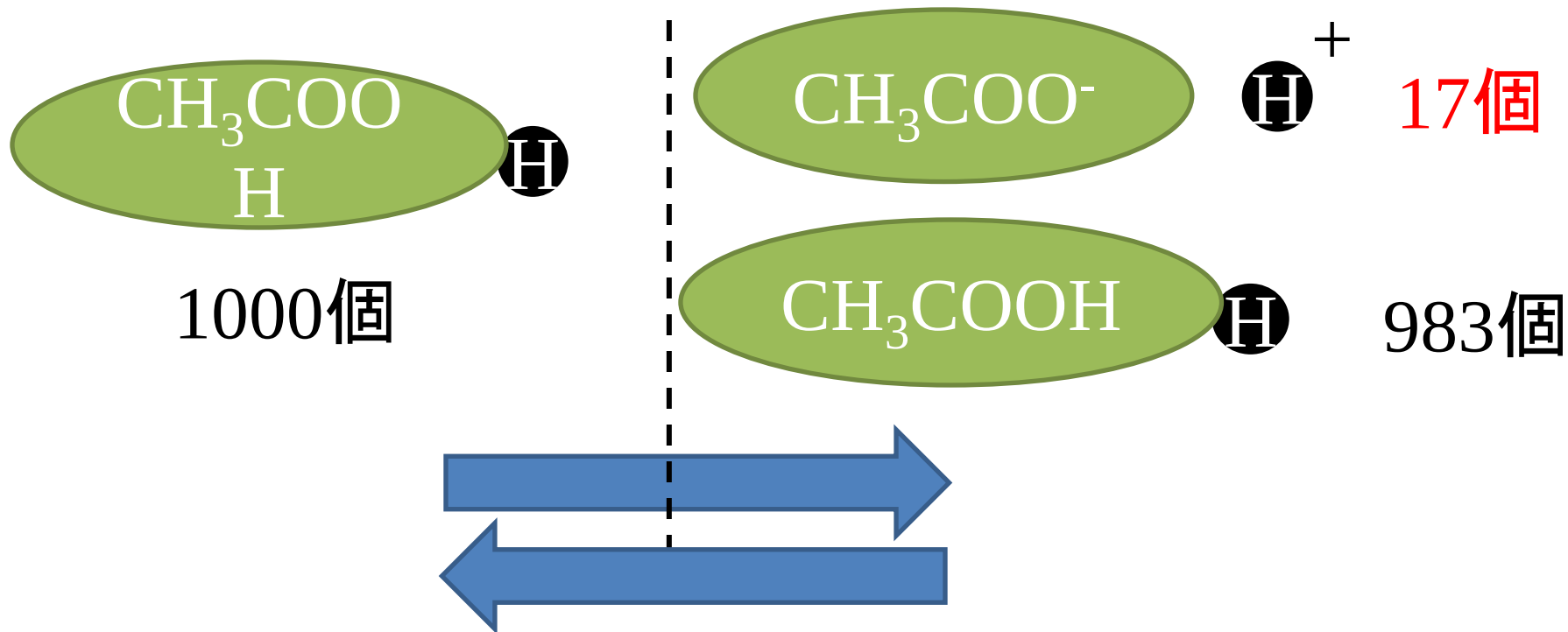
中和



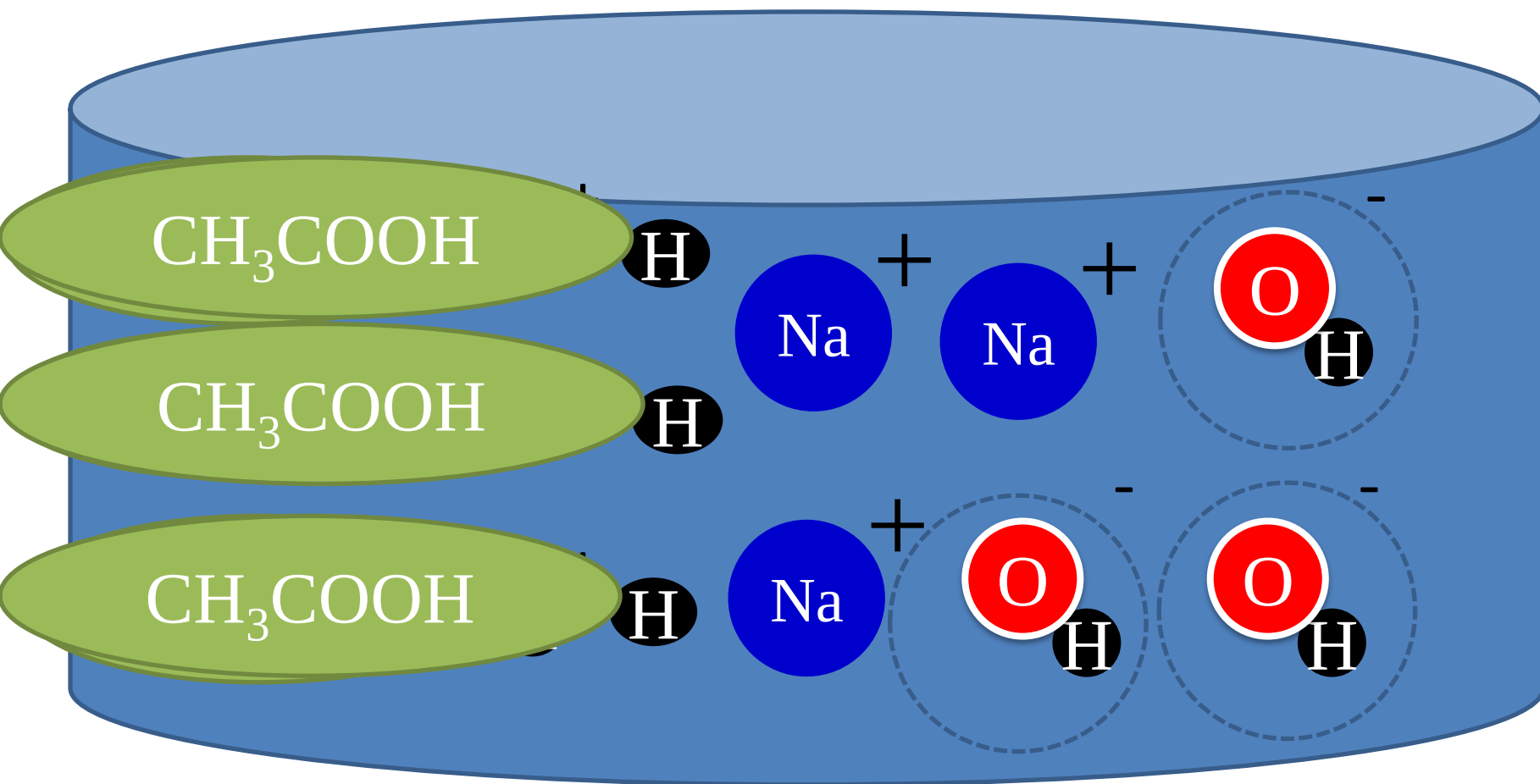
中和



弱酸



中和



弱酸 ... 少しずつ電離→少しずつ中和→ H^+ を出し切る！
弱塩基 ... 少しずつ電離→少しずつ中和→ OH^- を出し切る！

中和の計算方法

1. 化学反応式(イオン式)を作る
2. H^+ の総モル数と OH^- の総モル数を計算する
※2価・3価の酸や塩基のとき注意！
3. H^+ の総モル数 = OH^- の総モル数・・・中和
 - H^+ の総モル数 > OH^- の総モル数・・・酸性
 - H^+ の総モル数 < OH^- の総モル数・・・塩基性

練習

1. ある塩酸10mLを中和するために0.10mol/Lの水酸化ナトリウム水溶液が5.0mL必要であった。この塩酸の濃度[mol/L]を求めよ。
2. 1.0×10^{-1} mol/Lの塩酸10mLに,
 5.0×10^{-2} mol/Lの水酸化カルシウム水溶液を加えて中和したい。必要な水酸化カルシウム水溶液の体積[mL]を求めよ。

練習

3. 0.10mol/L 塩酸の 10mL を中和するためにある濃度の水酸化カルシウム水溶液が 5.0mL 必要であった。この水酸化カルシウム水溶液の濃度 $[\text{mol/L}]$ を求めよ。
4. $1.0 \times 10^{-2}\text{mol/L}$ の硫酸 15mL を中和するのに必要な水酸化ナトリウムの質量 $[\text{g}]$ を求めよ。