

## 演習 17 pH 計算(緩衝溶液) 演習 2

次の(a)~(d)の溶液の pH を小数点第 1 位まで求めよ。ただし、 $\log 2=0.30$ 、 $\log 3=0.48$  とする。また、酢酸の電離定数  $K_a=1.8 \times 10^{-5} \text{mol/L}$  とし、アンモニアの電離定数を  $K_b=2.0 \times 10^{-5} \text{mol/L}$  とする。さらに、

- (a) 0.10mol/L の酢酸 30mL と 0.10mol/L の水酸化ナトリウム水溶液 20mL の混合溶液
- (b) (a)の混合溶液に 0.10mol/L の水酸化ナトリウム 5mL を加えた溶液
- (c) 0.10mol/L のアンモニア水 30mL と 0.10mol/L の塩酸 20mL の混合溶液
- (d) (c)の混合溶液に 0.10mol/L の塩酸 5mL を加えた溶液

ただし、混合後の溶液の体積は混合前の溶液の体積の和とする。

### Comment

難易度：2~4 緩衝溶液は pH が急激に変動しない理由を理解できましたか？ここまでクリア出来ましたら、緩衝溶液マスターの称号を授けます！

### Memo

この電離平衡の分野は、混乱しがちな人が多いです。公式の導出、その公式を使うタイミングがつかめていないことが主な原因だと思います。ここで何度も強調しておきたいことは、公式は4つしかないこと。頻出は上3つです。弱酸について、以下に公式を列挙します。

公式	量的関係
$[H^+] = \sqrt{cK_a}$	$\text{mol}(OH^-)=0$
$[H^+] = \frac{C_a}{C_s} K_a$	$\text{mol}(H^+) > \text{mol}(OH^-)$
$[OH^-] = \sqrt{cK_b}$ , $K_w=K_aK_b$	$\text{mol}(H^+) = \text{mol}(OH^-)$
過不足 (強塩基が過剰)	$\text{mol}(H^+) < \text{mol}(OH^-)$

これら3つを覚えておけば、弱塩基にも応用出来ます。

- ①  $a \rightarrow b$  とする
- ②  $[H^+] \rightarrow [OH^-]$  ( $[OH^-] \rightarrow [H^+]$ ) とする

という2点だけ出来れば、公式の暗記は完成です。慣れるまでは、何度も何度も公式の導出をして覚えておいてください。そして、中和滴定曲線と公式の関連性を思い出しながら公式を適用するタイミングを習得してください。