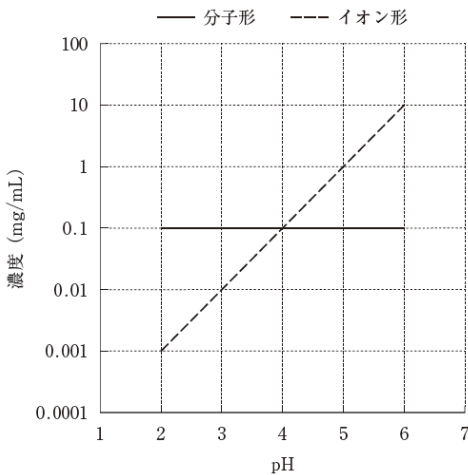


# 104-170

## 問題文



- 1. 弱電解質Aは弱酸性化合物である。
- 2. 弱電解質AのpKaは2.0である。
- 3. 25℃において、pH7.0のときの弱電解質Aの溶解度は、pH6.0のときの溶解度の約10倍になると予想される。
- 4. 25℃において、pH1.0のときの弱電解質Aの溶解度は、pH2.0のときの溶解度の約1/10倍になると予想される。
- 5. 25℃において、弱電解質A 5mgを水1mLに分散させたとき、pH5.5以上になると全量が溶解すると予想される。

## 解答

1, 3

## 解説

ヘンダーソン・ハッセルバルヒの式は、以下の式です。

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

選択肢 1 ですが  
pH が 4 の 時、ちょうど分子とイオン形が 1 : 1 です。 **pH が 3 の時、分子形：イオン形が 1 0 : 1** となっています。つまり **酸性側** になると、 **分子形が多い** です。これは **弱酸性化合物** と考えられます。なぜなら、塩基性化合物であれば、酸性側に傾いた時、酸塩基反応でイオン形が多くなるはずだからです。よって、選択肢 1 は誤りです。

選択肢 2 ですが  
ヘンダーソン・ハッセルバルヒの式より、分子とイオン形が 1 : 1 の時の pH が、pKa です。従って、pKa = 4 です。2.0 ではありません。よって、選択肢 2 は誤りです。

選択肢 3,4 ですが

固相が十分存在する、ということなので、溶解度は、イオン形がどれくらい溶けるかで大きく変わります。pH が 6.0 → 7.0 になると、点線を伸ばせば、イオン形が 10mg/mL → 100mg/mL 溶けるようになるとわかります。すると 約 10 倍溶けるようになると考えられます。

一方、pH 2.0 → 1.0 の場合、もともとほとんどイオン形は溶けておらず、この場合の溶解度は、分子形がどれくらい溶けているかでほぼ決定しています。イオン形が 0.001 しか溶けていなかったものが、さらに 0.0001 しか溶けなくなろうと、溶解度はほぼ変化しません。

以上より、選択肢 3 は妥当な記述です。  
選択肢 4 は誤りです。（類題）

選択肢 5 ですが

対数目盛りの真ん中は、半分ではありません。縦軸が表しているのは、下から  $10^{-4}$ 、 $10^{-3}$ 、、、 $10^{-2}$  です。濃度 1~10 の真ん中は  $10^{1/2} \approx 3.3$  です。従って、濃度 5mg/mL を超えるためには pH が 5.5 よりももう少し大きくなる必要があると予想されます。よって、選択肢 5 は誤りです。

以上より、正解は 1,3 です。