

18. 산염기 평형

화학2에서 산염기 평형 문제의 절대적인 난이도는 높지 않은 편임에도 불구하고, 처음 화학 2를 공부하고 나서 산염기 문제를 풀면 이해가 안 가는 경우가 정말 많습니다. 이는 산염기 평형 자체의 내용이 깊는데 비해 교과서에 수록되어 있는 내용은 조금밖에 없어서이기도 하고, 처음에 개념과 문제를 연결시키는 데에도 상황 분류가 잘 되어있지 않아 어려움이 있기 때문입니다. 따라서 산염기 평형만큼은 다른 챕터에 비해서 상당히 자세히 개념 설명을 할 예정입니다.

먼저, 개정이 되면서 산염기 문제들의 느낌이 이전과는 다소 달라졌는데, 그 근거로 2015 개정 화학2에서는 다음과 같은 능력을 물어보고 있습니다.

[12화학II02-06] 이온화 상수를 이용하여 산과 염기의 세기를 이해하고, 염의 가수 분해를 설명할 수 있다.

[12화학II02-07] 완충 용액이 생체 내 화학 반응에서 중요함을 설명할 수 있다.

[12화학II02-07] 완충 용액의 작용을 설명할 때, 복잡한 pH 계산보다 생체 내 화학 반응에서 완충 용액의 중요성을 정성적으로 다룬다.

탐구 활동 - 생체 내에서 일어나는 완충 작용의 예를 조사하여 보고서 평가나 발표 평가를 할 수 있다.

한편, 2009 개정 화학2에서는 다음과 같은 능력들을 물어보았습니다.

⑥ 산-염기 중화 반응에서의 양적 관계를 설명할 수 있고, 공통이온 효과, 염의 가수분해에 의해 만들어진 용액의 특성을 설명할 수 있다.

산과 염기의 중화 반응에서 양적 관계를 산의 가수, 몰농도 등을 사용하여 설명한다. 브린 스테드-로우리의 산과 염기의 개념을 도입하고, 짝산-짝염기의 개념을 화학 평형과 관련지어 이해하도록 한다. 공통 이온 효과에 의하여 산-염기의 평형이 이동하는 현상을 설명하고, 산과 염기의 중화 반응에 의하여 생성된 염이 가수분해되어 수용액이 산성이나 염기성 또는 중성을 띠게 됨을 이해하도록 한다.

⑦ 이온화도와 이온화 상수를 이용하여 산과 염기의 상대적 세기를 설명할 수 있다.

산이나 염기의 평형에서 평형 상수가 이온화 상수임을 설명한다. 이온화 상수는 평형 상수이므로 농도와 무관하지만 이온화도는 반응 물질의 초기 농도에 따라 달라진다는 것을 알도록 한다. 이온화도와 이온화 상수를 이용하여 산과 염기의 상대적인 세기를 이해하도록 한다.

[탐구 활동 예시]

① 산염기의 중화 반응과 염 수용액의 액성 구하기

약산과 강염기, 강산과 강염기, 강산과 약염기 사이의 적정에서 당량점의 pH를 측정하고, 용액이 산성, 중성, 알칼리성 중 어느 것인지 예상한 액성과 맞는지 확인해본다. 또는 탄산수 소나트륨처럼 약산과 강염기로 이루어진 염 수용액의 액성을 조사한다. 제산제의 성분을 조사하고 수용액의 pH를 측정해보는 것도 좋다.

교육과정 해설 분량이 2015가 전반적으로 간략하게 기술되어있음을 고려하고 보더라도, 2009에서는 등장했던 양적 관계라는 말이 없어지고, 완충용액에서 복잡한 pH 계산보다 완충용액의 중요성을 정성적으로 묻는다고 언급함으로써, 반당량점이 아닌 완충용액 상태에서 pH 계산을 기존 화학2 산염기 평형만큼 자세히 공부할 필요는 없어보입니다. 실제로 2021 6, 9, 수능 화학2에서 노골적으로 α 선지들이 어려운 판단 대신 완충용액의 중요성을 물어보았던 것 또한 이를 의식한 것 같습니다.

[2021.11.09.] α . (가) 10 mL와 $H_2O(l)$ 10 mL에 각각 0.1 M $NaOH(aq)$ 1 mL를 가하면 pH 변화는 (가)에서가 $H_2O(l)$ 에서보다 작다.

[2021.09.11.] α . 수용액에 소량의 $NaOH(s)$ 을 가하면 $H_2PO_4^-$ 의 양(mol)이 증가한다.

[2021.06.14.] α . 1×10^{-3} mol의 $NaOH(s)$ 을 가할 때 pH 변화는 (가)에서가 (다)에서보다 크다.

물론 그림에도 불구하고, 아직 개정 1년차인데다가 [2021.09.15.]처럼 완충용액의 적정이 아닌 상황에서는 [2017.11.20.]와 비슷한 문제가 충분히 출제될 수 있으니, 2022수능을 준비하시는 분 역시 이전 화학2만큼은 공부해둘 필요가 있겠습니다. 당량점에서 pH가 8보다 작다와 같은 선지만 등장하지 않았을 뿐이지, 당량점에서의 이온화도를 물었다는 건 이미 pH를 물어본 것과 크게 다르지 않고, 어차피 문제를 푸는 건 상황에 대한 이해가 뒷받침되어야 하므로 개념을 간략히 배운다고 해서 큰 의미는 없을 것 같습니다.

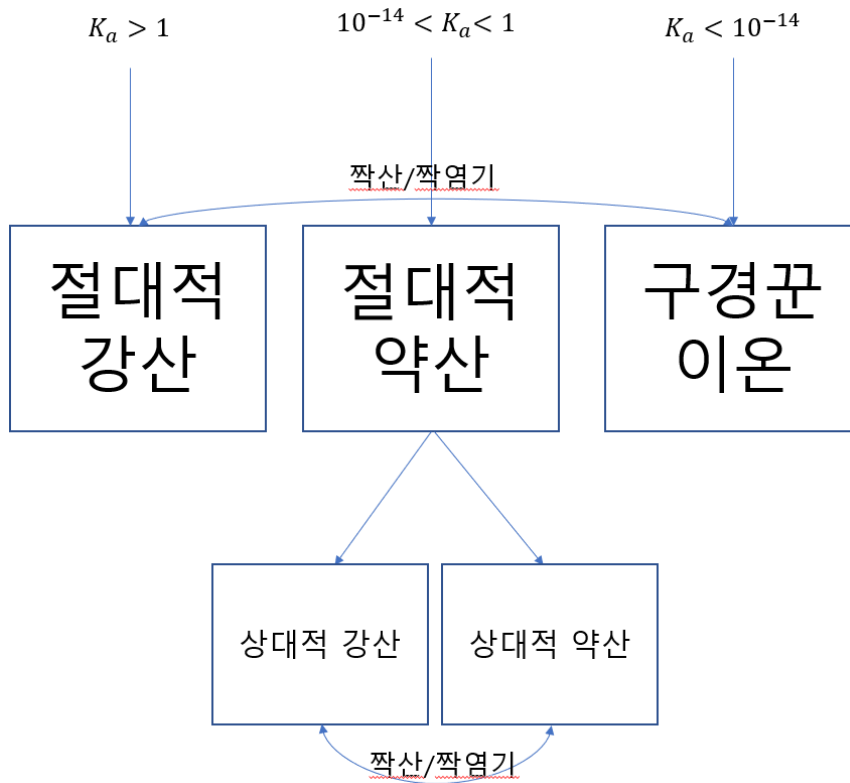
앞서 말했듯 산염기 자체의 특성 상 설명이 미흡하거나, 오개념이 생길 수 있는 부분을 먼저 짚고 넘어가겠습니다.

1. 강산의 짝염기는 약산이다. (Δ)

문장 자체만 놓고 보면 문제될 것이 없어 보이지만, 정확히 표현하면 ‘산의 세기가 강할수록 그 짝염기의 세기는 약하다.’가 됩니다. 이렇게 표현해야 하는 이유는, K_a 가 1보다 큰 절대적 강산, $10^{-14} < K_a < 1$ 이고(=절대적 약산이고) 다른 산보다 K_a 가 높아서 절대적 약산이지만 상대적 강산, 마찬가지로 $10^{-14} < K_a < 1$ 이고(=절대적 약산이고) 다른 산보다 K_a 가 낮아서 K_a 가 10^{-14} 보다 작아 절대적 약산이고 상대적 약산, 산의 역할을 할 수 없는 구경꾼 이온으로 분류할 수 있기 때문입니다. 이렇게 분류하는 이유는, 이렇게 강산과 약산의 개념을 4가지로 분류해야 염의 액성을 이해할 수 있기 때문입니다. 앞으로 이를 줄여서 이 책에서는 절대적 강산, 상대적 강산, 상대적 약산, 구경꾼 이온으로 부르고, 상대적 강산과 약산을 구분할 필요가 없을 때에는 K_a 가 1보다 큰지 작은지로 강산과 약산으로 구분하겠습니다. (공식적인 용어는 아닙니다.)

이렇게 분류한 4가지 종류에서 짝산과 짝염기를 비교하면, 절대적 강산의 짝염기는 구경꾼 이온이 되어서 염기의 역할을 전혀 할 수 없고, 상대적 강산의 짝염기가 상대적 약염기가 되어서 염 수용액의 액성이 왜 그러한지 이해할 수 있습니다. 예를 들어 (절대적) 강산과 (절대적) 약염기가 반응해서 만들어진 염은 구경꾼 이온이 된 강산의 짝염기와, (절대적) 약염기의

짜산이 만나, 이 짜산만이 산의 역할을 할 수 있기 때문에 염 수용액의 액성은 산성이 됩니다. 도식으로 나타내면 다음과 같습니다.



2. 산 A의 K_a 가 10^{-13} 이고, 농도가 10^{-5} 이면, $pH=9$ 인가? 다시 말해서 특정 조건에서는 산 A가 염기성을 띌 수도 있는가?(X)

1에서 K_a 의 분류 기준이 1과 10^{-14} 인 이유는, 25°C 에서 k_w 의 값이 10^{-14} 이기 때문입니다. 만약 이걸 절대적 약산이 아닌 구경꾼 이온으로 예시를 들면, K_a 가 10^{-18} 인 구경꾼 이온을 1M 농도로 녹이면, 이 이온은 $C\alpha^2$ 식에 의해서 $C\alpha = 10^{-9}$, $pH=9$ 가 될까요? 직관적으로 생각하면 '산'이라고 표현된 물질을 녹였는데 염기성으로 된다는 것이 말이 안 되죠. 실제로도 당연히 염기성이 되는 것이 아니라, $pH=7$ 로 중성을 유지합니다. 이런 계산식과 직관의 괴리는 무엇일까요?

이는 K_a 가 k_w 보다 충분히 큰 때와는 다르게, k_w 식에서 발생하는 $[H^+]$ 가 K_a 식에서 발생하는 $[H^+]$ 와 비슷하거나 더 많아서 K_a 식에서 발생하는 $[H^+]$ 만 고려한 $[H^+] = C\alpha$ 식만으로 표현할 수 없기 때문에 그렇습니다. 물의 자동 이온화와 산의 자동 이온화 두 가지를 다 고려해서 $[H^+]$ 를 고려해야 하기 때문이죠. 이런 문제는, 구경꾼 이온이 아니라 절대적 약산 중 상대적 약산에서도 농도를 과하게 낮게 주면 발생하는 문제입니다. 이 경우 K_a 에 의해서, k_w 에 의해서 발생하는 $[H^+]$ 의 양이 비슷해서 둘 다를 고려해야 합니다. 질문의 경우에 맞는 설명은, 두 가지 $[H^+]$ 를 모두 고려했을 때 pH 는 7보다 약간 작은 수준에서 머물러서 결국 산의 역할을 한다는 것이 정답이 되겠습니다.

실제 시험에서는 이를 묻는 문제는 절대 나오지 않을 것입니다. 계산을 보여줄 수 있음에도 불구하고 수록하지 않은 것은 그런 이유입니다. 그럼에도 불구하고 이 개념을 소개하는 것은,

첫 번째는 너무나도 자연스럽게 사용하게 되는 $[H^+] = C\alpha$, $K_a = C\alpha^2$ 식에 대한 경계입니다. 이어지는 질문 3번의 상황은 다소 유명해서 많은 사람들이 알고 있긴 하지만, 그 반대의 경우에도 그럴 수 있고 $[H^+] = C\alpha$, $K_a = C\alpha^2$ 식을 언제 사용할 수 있고 언제 사용할 수 없는지는 문제에서 물어보지 않더라도 반드시 구분할 수 있어야 합니다.

두 번째는 혹시라도 실제 시험에서 K_a 가 낮게 제시되는 경우에, 이것이 염기인지, 산성인지 헷된 고민을 하게 될까봐 기준을 정한 것입니다. 특히 2번 질문을 보고 맞다고 생각하신 분은 실제 수능장에서 한번 이 의문이 들었다면 쉽게 다음 문제로 넘어가기 힘들었을 것입니다.

3. 산 A의 K_a 가 10^{-3} 이고, 농도가 10^{-1} 이면, $pH=2$ 인가? (X)

이 경우는 다소 유명해서 개념 공부를 하면서 한번쯤은 들어보셨을 것 같지만, 2의 연장으로 써두었습니다. 질문의 답이 틀린 이유는, $K_a = C\alpha^2$ or $[H^+] = \sqrt{K_a C}$ 식은 엄밀히 표현하면 평형상수의 정의에 따라 표현한 $K_a = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$ 에서, $1-\alpha \approx 1$ 로 근사하여 사용한 식이기 때문이고, $K_a = C\alpha^2$ or $[H^+] = \sqrt{K_a C}$ 으로 가정하고 풀었을 때 이온화도 α 가 0.05보다 커서 $1-\alpha \approx 1$ 이라고 근사할 수 없기 때문입니다. (출제하는 사람마다 조금 다르기도 한데, 0.05를 일반적 기준으로 잡습니다.) 이 경우에 $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$ 를 이용하여 (이 경우에는

$K_a = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$ 와 같은 식입니다.) 이온화도를 다르게 구해줘야 합니다. 이 때 이온화도의 정의대로 $\alpha = \frac{[A^-]}{[HA] + [A^-]}$ 를 구하면 됩니다.

그런데 이 경우에 이온화도를 구체적인 계산으로 요구하지는 않아서(이 경우 이차방정식을 풀어야 하기 때문에) 보통 2가지 경우로 문제를 냅니다. (1) 0.05 이상으로 이온화도가 터무니없게 나와서, $K_a = C\alpha^2$ or $[H^+] = \sqrt{K_a C}$ 으로 구한 값이 틀린 보기로 나오는 경우. 예를 들면 농도가 0.1이고 $K_a = 10^{-2}$ 일 때 공식대로 $\alpha = \frac{\sqrt{10}}{10}$ 이라 하면 틀린 보기가 됩니다. (2) 농도와 이온화도를 알려주고 이온화상수를 물어볼 수 있습니다. 예를 들어 농도가 0.1M, 이온화도가 0.25라면, $[H^+] = 0.025M$ 이 되고, $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$ 에서 $[HA]:[A^-] = 3:1$ 이 되므로 $K_a = \frac{1}{12} \times 10^{-1}$ 이 됩니다. ($K_a = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$ 를 이용해서 계산해도 됩니다.) 이 경우에는 이온화도가 0.05 이하인 것과 계산결과가 다르니 주의해야 합니다.

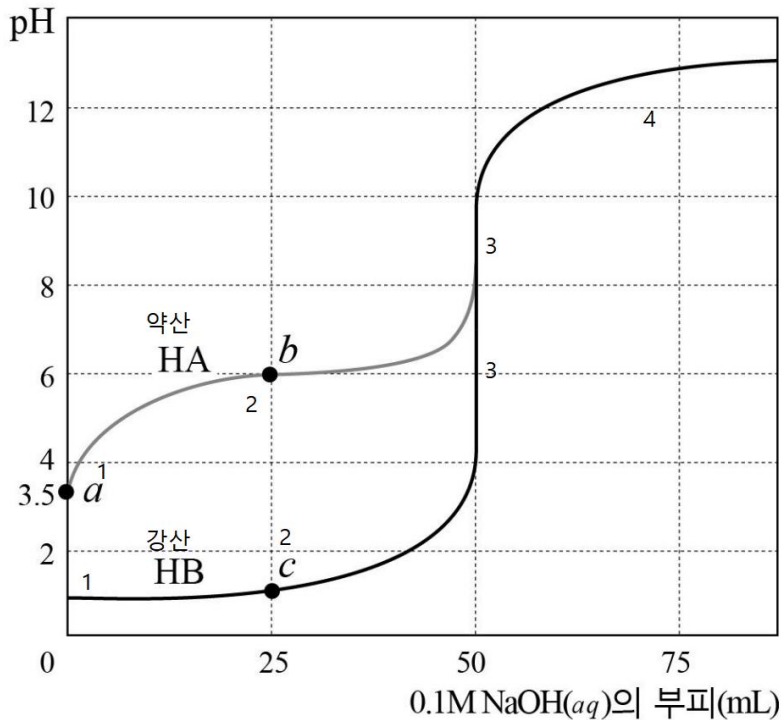
사실 이 내용은 개정 전에도 평가원에서는 거의 출제되지 않았고, 사설에서 틀리거나/혹은 오류선지로 종종 출제되었습니다. 당연히 계산이 복잡해지니 이를 통한 실제 계산도 요구할 리 없고요. 개정 후에는 완충 용액의 작용에서 복잡한 pH계산을 요구하지 않는다고 한 만큼 더더욱 나올 리 없어보입니다. 하지만, 역시나 뒤에 나올 중화 적정 그래프를 이해하기 위해 2번 질문의 연장으로 어느 상황에서 수식이 적용 가능한지 꼭 기억해두시길 바랍니다.

이제 이 정도를 해결하고 실전 개념으로 넘어갑시다. 산염기 문제를 처음 풀 때의 어려움은 지금 이 상황이 무슨 식을 써야하는 상황인지 분류가 안 되는 것이 큼니다. 더 이상 적정 그래프 자체가 시험에 나오기는 쉽지 않아 보이지만 이 분류를 위해서는 적정 그래프를 머릿속에

답아두어야 하고, 어느 상황에 해당하는지를 바로 인출해내야 합니다.

중화적정 문제는 1. 강산을 강염기로 적정, 2. 약산을 강염기로 적정, 혹은 이의 반대(강염기를 강산으로 적정, 약염기를 강산으로 적정) 외에는 안 나온다고 보면 되고, 그래서 아래 두 경우를 제대로 해 놓으면 그 반대인 경우도 풀 수 있습니다. 물론, 풀 수 있다는 것이지 약염기 - 강산 적정은 자주 출제되지 않아 익숙하지 않으므로 꼭 충분히 스스로 연습해서 익숙해 지셔야 합니다. 처음 만나면 헷갈리게 돼요. 적정 곡선만 빠졌을 뿐 아직 4개 상황은 다 출제 될 수 있는 것 같으니까 상황 전부 꼼꼼히 계산 익혀두면 좋을 것 같습니다. 하지만, 강산+강염기도 나올 수는 있지만 화학2에서 주로 나오는 상황은 약산+강염기(약염기+강산)입니다.

적정 과정을 보면서, 문제 풀이 방법도 전부 정리하니 꼭 봐주시길 바랍니다. 이 그래프를 기준으로 번호를 따라가면서 설명하겠습니다. 아래 그래프가 강산, 위 그래프가 약산이고, 1, 2, 3, 4의 번호 순으로 따라가면서 보면 됩니다.



1. 강산 용액 초기상태

강산의 이온화도는 1이기 때문에 HA의 농도가 C였다면 $C = [H^+] = [A^-]$ 가 됩니다. 0.1M HA 용액이었다면 $[H^+] = [A^-] = 0.1M$ 이 되겠죠. 강산에서 K_a 는 물어보지 않습니다.

2. 강산 용액 적정 중의 상황

넣어준 강염기 용액과 강산의 양을 비교하면서 $[H^+]$ 를 계산하면 되는데, 항상 두 단계로 (1) H^+ 양의 감소를 먼저 계산하고 (2) 전체 용액 양의 증가를 계산하여 두 단계에 나눠서 계산하는 게 편리합니다.

예를 들어 0.1M 100ml HA 용액에 0.05M 100ml NaOH를 넣었다면, (1) H^+ 와 OH^- 의 총량을 비교하면 2:1이므로, H^+ 의 양은 절반이 되고, (2) 전체 용액은 100ml에서 200ml가

되므로, (1)에서 절반, (2)에서 절반이므로 $[H^+] = 0.1 \times 0.5 \times 0.5 = 0.025M$ 이 되게 됩니다. 계산하는 중 놓치지 않게 (1), (2) 두 단계로 나눠서 계산하는 걸 기억해주세요.

3. 당량점

강산, 강염기의 중화점에서는 가수분해가 발생하지 않으므로, 물의 자동이온화만 고려하여 $pH = 7$

4. 당량점 이후에도 강염기를 넣은 상황

이를 보고 복잡하게 생각하지 마시고, 그래프의 x 축을 연장하여 계속 그래프를 그린다고 생각하면, 그래프를 180° 회전하면 2번의 경우와 본질적으로 같다는 것을 알 수 있습니다. 개념적으로 생각해도, 산을 먼저 투입하던 염기를 먼저 투입하던 결과는 똑같으니 반대로 강염기를 강산으로 적정한 것이라고 생각할 수 있습니다. 이번에는 반대로 남은 $[OH^-]$ 를 기준으로 (1) $[OH^-]$ 의 감소를 먼저 계산하고 (2) 전체 용액 양의 증가를 계산할 것입니다. H^+ 에 OH^- 를 넣은 상황이지만, 반대로 OH^- 가 있는데 여기에 H^+ 를 넣은 것이라고 생각하는 것입니다.

0.1M 100ml HA 용액에 0.05M 300ml NaOH를 넣은 상황이라고 하면, (1) H+와 OH-의 총량은 2:3이 되므로, OH-의 양은 1/3이 되고, (2) 전체 용액은 300ml에서 400ml가 되므로 (주의 : OH-를 기준으로 생각하기 때문에, 100ml가 아닌 300ml에서 400ml로 생각해야 합니다!)

(1), (2)를 종합하면 $0.05 \times \frac{1}{3} \times \frac{3}{4} = 0.0125M$ 가 됩니다.

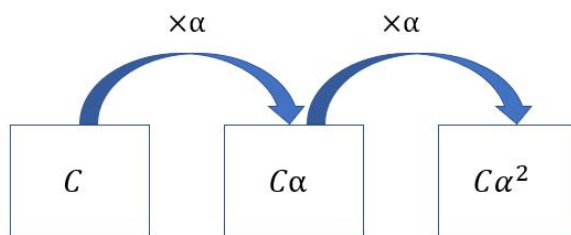
사실 강산과 강염기의 적정은 원래도 중요한 것이 아니었던 데다가, 계산과정은 초기상태, 중화점을 제외한 적정상태의 계산은 개정화학2에서 더 중요성이 떨어져서, 만약 출제될 경우 헛갈리지 말라고 정리해 놓은 것이니 이런 식으로 계산하면 되겠구나 정도 알고 넘어가고, 중요한 것은 지금부터 나오는 약산과 강염기의 적정입니다. 역시 앞의 그래프에서 약산 그래프를 보면 됩니다.

1. 약산 용액 초기상태

약산의 이온화도는 1이 아니기 때문에 이온화도를 고려해서 H^+ 를 계산해야 합니다. 알고 있는 값에 따라 필요한 정보를 계산하면 되는데, 항상 묻는 것은 똑같습니다. 농도(C), 이온화도(α), 이온화 상수(K_a). 그리고 계산은 다음과 같은 식을 사용합니다. $K_a = C\alpha^2$, $[H^+] = C\alpha = \sqrt{K_a C}$ 가장 일반적으로 나오는 0.1M 용액에 $K_a = 10^{-5}$ 인 경우를 예시로 들면, $\alpha = 0.01 = 10^{-2}$ 가 나옵니다. 따라서 $[H^+] = 10^{-3}$ 이 됩니다. 처음에는 어려울 수 있지만, 밥먹듯이 출제되는 내용인 만큼 산염기 계산을 잘 하려면 이온화도, 농도, 이온화 상수 간 계산을 밥먹듯이 자유자재로 할 수 있어야 합니다. 특히 공식을 이용하는 것을 넘어서서 공식에 얽매이지 않고 자유자재로 계산을 할 수 있어야 합니다. 숫자가 복잡하게 나올 경우 계산이 헛갈릴 수 있는데, 유효숫자 계산법을 익숙하게 해서 10^{-n} 항을 잘 사용하면 도움이 됩니다. 예를 들어 $C = 0.5M$ 에 $K_a = 2 \times 10^{-7}$ 이라면, $C = 5 \times 10^{-1}$ 로 생각하면 C 와 K_a 사이 10^{-6} 차이가 나므로(차수가 짝수인게 중요) 이온화도 α 에는 10^{-3} 항이 들어가야 할

것이고, 제곱해서 $\frac{2}{5}$ 가 나와야 하므로 $\sqrt{\frac{2}{5}}$ 가 들어가 $\alpha = \sqrt{\frac{2}{5}} \times 10^{-3}$ 이 됩니다. 의도적으로 더러운 숫자를 이용했는데, 이처럼 10^{-n} 을 깔끔하게 처리하면 편합니다. 이러면 다른 변수도 유효숫자 표현으로 바꾸기도 쉬워지기 때문에 유효숫자로 바꾸어서 계산하는 것을 루틴화해두시길 바랍니다. $\frac{1}{3}$ 같이 바꾸기 어려울 경우에는 항상 $m \times 10^{-n}$ 에서 m 을 자연수로 할 필요는 없고, 두 변수(ex. 농도(C)와 이온화상수(K_a)) 사이 계산이 편리하도록 n 값의 차이만 짝수이도록 바꿔주기만 하면 됩니다.

숫자가 간단해질 때 유효숫자 풀이는 더욱 간결하고 빨라집니다. 농도(C), 이온화도(α), 이온화 상수(K_a) 간의 관계를 도식화하면 다음과 같습니다.



당연한 도식이지만, 이것을 머릿속에 넣어두고 계산하면 더 간단하고 쉬워집니다. 아까의 예시로 등장했던 0.1M 용액에 $K_a = 10^{-5}$ 인 경우, 이온화도를 계산할 때, 위 도식에서 가장 왼쪽이 10^{-1} 이고, 가장 오른쪽이 10^{-5} 이므로 총 4칸을 이동해야 ($-1 \rightarrow -5$) 하니 이온화도는 2칸인, 10^{-2} 가 됩니다. 이 도식의 중앙에서 시작하든, 오른쪽에서 시작하든 이 도식을 기억하고 이동하는 칸수로 생각해서 풀면 거의 모든 약산의 초기상태는 본능적으로 풀 수 있게 될 것입니다. 특히, 유효숫자 표현할 때 $m \times 10^{-n}$ 에서 n 값의 차이를 짝수로 표현하라고 한 것은 대부분 이렇게 제곱을 사용하여 계산하기 때문에 그렇습니다.

대부분의 문제는 이렇게 풀리지만 이 식을 사용하여 구한 이온화도가 0.05보다 큰 경우가 있습니다.(출제하는 사람마다 조금 다르기도 한데, 0.05를 일반적 기준으로 잡습니다.) 이 경우에는 위의 오개념 3에서 지적한 바와 같이 $K_a = C\alpha^2$ or $[H^+] = \sqrt{K_a C}$ 를 사용하면 안 됩니다. 오개념에서도 설명하였듯이 평가원에서는 이런 경우가 절대 출제되지 않을 것이라고 생각하고, 계산 과정도 큰 의미는 없겠지만, 사실에서 이런 문제가 등장한다면 깔끔하게 무시하거나 계산연습 삼아 풀어보시길 바랍니다.

2. 약산 용액 적정 중의 상황

이온화가 되면 $[H^+] = [A^-] = C\alpha$ 였던 1번 상황과는 다르게, $[H^+]$ 가 $[OH^-]$ 와 만나 중화되고 'Ka값에 따라서' $[H^+]$ 가 결정되므로 주의해야 합니다. 들어온 NaOH용액의 OH^- 만큼 일단 H^+ 를 내보내 OH^- 를 전부 중화시킨 다음, 그 때 상황에 맞춰 아주 약간 이온화하여 H^+ 농도를 형성한다고 이해하면 편합니다. 이 H^+ 농도 형성 때 이온화 되는 정도는 OH^- 를 넣어주는 양보다 매우매우 작으므로, 이온화하여 생기는 HA 와 A^- 양의 변화는 무시합니다. (이 역시 무시하지 못할 만한 상황이 있지만, 단 한 번도 출제된 적 없으므로 무시하겠습니다.) 따라서 다 무시하고 초기 HA 와 투입한 OH^- 양으로 현재 HA 와 A^- 의 비율을 구하는 것이 제

일 중요하겠습니다. 0.1M 100ml HA용액에 0.1M 25ml NaOH 용액을 넣어주었다면, $[HA]:[A^-] = 3:1$ 이 될 것이고, $K_a = 10^{-5}$ 였다면 평형상수식 $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$ 에서 $[H^+] = 3 \times 10^{-5}$ 가 됩니다. 잘 물어보지는 않지만 $[HA]$ 나 $[A^-]$ 를 물어보면 단순히 $C\alpha$ 로 생각해서 답하기 쉬운데, 반드시 용액 양의 변화를 고려해야 합니다. 이 경우에도 강산을 적정 하던 것처럼, 두 단계로 나눠서 생각하면 편합니다. 이 경우에는 이온화도가 0.25이므로 $[HA]$ 는 원래 $[HA]$ 의 $\frac{3}{4}$ 이 남을 것이고, $[A^-]$ 는 $\frac{1}{4}$ 이 남을 것입니다. 여기에 전체 용액은 100ml에서 125ml로 증가하였으니, 종합하면 $[HA] = 0.1 \times \frac{3}{4} \times \frac{4}{5} = 0.06M$, $[A^-] = \frac{1}{3} \times [HA] = 0.02M$ 입니다. 항상 적정 중의 상황은 (1) 몰수체크, (2) 용액 부피 체크 이 두 가지를 꼭 기억하고 빼먹지 않도록 합니다.

이런 내용은 이론적인 이야기이고, 사실 실제 문제에서는 대부분 반당량점을 의도하고 내는 경우가 대부분이었고, 개정화학에서는 양적관계라는 표현과 정량적 pH계산이 빠졌다는 점에서, 무조건 반당량점으로 낼 가능성이 매우 커졌습니다. 화2 전체로 봐도 반당량점을 의도하고 문제를 내는 경우가 정말 많습니다. 반당량점은 중화점의 절반만큼 OH-를 넣어준 지점으로, $[HA] = [A^-]$ 가 되어서 $K_a = [H^+]$ 이고 $pK_a = pH$ 가 됩니다. 따라서 문제에서 물어보는게 반당량점인지 캐치하는 능력이 중요하고, 문제 상황을 도저히 이해하지 못하겠다면 혹시 반당량점이 아닐까? 라고 생각하고 풀면 대부분 풀립니다. 특히 K_a 에 대한 정보는 온도가 변하지 않는 이상 어느 상황에서도 쓸 수 있기 때문에 반당량점에서 쉽게 K_a 를 알게되면 계산이 편해집니다.

따라서 화학2 산염기문제에서 핵심은 무조건 반당량점입니다. 뒤에서 반당량점을 다루는 문제 위주로 자세히 살펴보도록 하겠습니다.

3. 당량점

강염기의 짝산은 아무런 역할도 하지 못하고 약산의 짝염기인 A^- 가 약염기 역할을 합니다. 중화점에서는 HA가 전부 A^- 로 변하고, 이온화되면서 나온 $[H^+]$ 가 전부 $[OH^-]$ 와 반응하여, A^- 만을 넣어준, 1의 $[HA]$ 만 넣어준 것과 본질적으로 같은 상황입니다. 따라서 $A^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HA(aq) + OH^-(aq)$ 식을 생각하면, A^- 가 가수분해되고.(= 이온화되어로 이해하면 편합니다.) 산에서 염기로 바뀐 것일 뿐, 1의 상황과 동일한 식을 사용해서 계산해주면 됩니다. ($K_b = C\alpha^2$ or $[OH^-] = \sqrt{K_b C}$)

단, 이 때 주의해야 할 것은 (1) 초기 $[HA]$ 와는 다르게 용액의 양이 증가해서 더 묽어졌다는 것이고, (2) 염기이기 때문에 K_a 가 아닌 K_b 를 사용해야 하고 (3) 구한 값은 $[H^+]$ 가 아니라 $[OH^-]$ 라는 것입니다.

약산의 초기상태에서 소개한 유효숫자 계산을 기억해가면서 예시를 풀어봅시다. 0.1M 100ml HA 용액에 0.05M 200ml NaOH를 넣었다면, (1) 용액이 100ml에서 300ml가 되었으므로 원래 $[HA]$ 의 $\frac{1}{3}$ 인 $[A^-] = \frac{1}{3} \times 10^{-1}$ 이 되고, (2) $K_a = 10^{-5}$ 였다고 하면 $K_b = 10^{-9}$ 이므로 이온화도는 $\alpha = \sqrt{3} \times 10^{-4}$ 가 되고 $[OH^-] = C\alpha = \frac{1}{\sqrt{3}} \times 10^{-5}$ 이고, 이를 로그값을 적용하여 $p'OH'$ 를 구하면 약 5.23, pH는 8.77이 됩니다. 따라서 당량점에서 pH는 7보다 약간

크게, 염기성을 띄게 됩니다.

pH, pOH 계산할 때 편하게 생각하는 법은, 10^{-n} 항을 통해 n 값을 미리 잡고, 앞의 계수가 분모에 숫자가 있으면 +, 분자에 숫자가 있으면 -를 해서 계산하면 편합니다. 여기서 pOH 구할 때 10^{-5} 니까 5를 잡고, 분모에 $\sqrt{3}$ 이 있으니까 \log 값 0.23을 생각해서 더해서 5.23으로 계산합니다.

물론 실제 문제에서 pH 를 물어볼 일은 거의 없다고 보고, 개정 전에는 pH 가 몇보다 작은지 큰지를 물어보는 정도는 출제되었으나, 이제는 7보다 큰지 작은지 외에는 물어보지 않을 것입니다. 하지만 pH 를 구하기까지의 과정은 다 물어볼 수 있는 것 같으니[2021.09.15.] 이에 이르는 과정들은 다 자동으로 반응하셔야 합니다.

4. 당량점 이후에도 강염기를 넣은 상황

약산의 양보다 강염기의 양이 많으므로 강염기가 묽어진 것이라고 생각하면 되고, (약산의 짝염기인 A^- 는 강염기에 비해 매우 미미해서 무시합니다.) 강산 + 강염기의 4번 상황과 같게 생각하면 됩니다. (1) OH^- 양의 감소를 먼저 계산하고 (2) 전체 용액 양의 증가를 계산할 것. H^+ 에 OH^- 를 넣은 상황이지만, 반대로 OH^- 가 있는데 여기에 H^+ 를 넣은 것이라고 생각하는 것입니다.

0.1M 100ml HA 용액에 0.05M 300ml NaOH를 넣은 상황이라고 하면, (1) H^+ 와 OH^- 의 총량은 2:3이 되므로, OH^- 의 양은 1/3이 되고, (2) 전체 용액은 300ml에서 400ml가 되므로 (주의 : OH^- 를 기준으로 생각하기 때문에, 100ml가 아닌 300ml에서 400ml로 생각해야 합니다!)

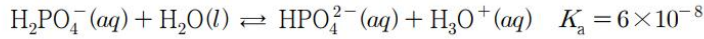
$$(1), (2)를\ 종합하면\ 0.05 \times \frac{1}{3} \times \frac{3}{4} = 0.0125M$$

이런 상황들을 전부 머릿속에 넣어둔 뒤에, 상황이 무엇인지 파악하고 그 상황에 맞는 계산을 하면 됩니다. 기본은 이러한데 문제마다 표현이 달라져 헷갈리고 실수할 수 있는 부분이 많습니다. 예를 들면 0.1M 100ml HA를 완전 중화시키고, 여기에 0.05M NaOH 50ml를 더 넣었다고 하면, 완전 중화시키는데 200ml NaOH가 필요한데 이를 고려하지 않고 실수할 수 있습니다. 따라서 지금부터는 실제 문제들을 보며, 당량점, 반당량점의 표현과 선지에서 제시하는 개념을 위주로 문제 풀이방법을 가다듬어 보겠습니다. 처음 공부할 때에는 여기서 제시된 과정을 그대로 반복하면서 놓치는 부분이 없도록 하고 문제를 많이 풀어봐서 어떤 부분에서 실수를 했는지 체크하면서 공부했으면 좋겠습니다. 반대로 약염기/강염기를 강산으로 적정하는 경우에도 실수할 가능성이 높아서, 한번 다 반대로 연습해보면 좋겠습니다.

지금부터 2021 6, 9, 수능 기출을 보면서 정리하겠습니다.

[2021.11.09.]

9. 다음은 H_2PO_4^- 의 이온화 반응식과 25°C 에서의 이온화 상수(K_a)이다.



그림은 $0.1 \text{ M } \text{H}_2\text{PO}_4^-(aq)$ 과 $0.1 \text{ M } \text{HPO}_4^{2-}(aq)$ 을 혼합하여 만든 수용액 (가)를 나타낸 것이다.

$$\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = \frac{3}{5}$$

(가)

이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, 모든 수용액과 물의 온도는 25°C 로 일정하다.)

<보 기>

- ㄱ. (가)에서 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$ 이다.
 ㄴ. (가) 10 mL에 $0.1 \text{ M } \text{HCl}(aq)$ 1 mL를 가한 수용액에서 $\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} < \frac{3}{5}$ 이다.
 ㄷ. (가) 10 mL와 $\text{H}_2\text{O}(l)$ 10 mL에 각각 $0.1 \text{ M } \text{NaOH}(aq)$ 1 mL를 가하면 pH 변화는 (가)에서가 $\text{H}_2\text{O}(l)$ 에서보다 작다.

- ① ㄱ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

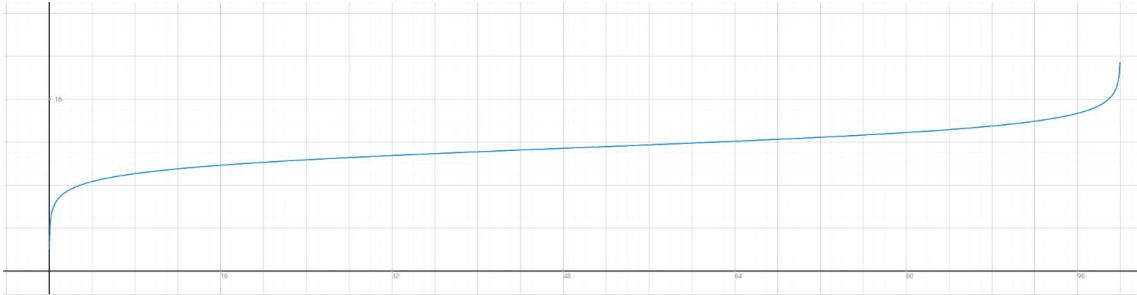
3번째 줄 읽으면서 바로 완충용액 상황이라는 생각이 들어야 합니다.

ㄱ. 완충용액 적정이니 K_a 와 HA 와 A^- 비로 계산합니다. 유효숫자로 $\frac{[A^-]}{[HA]} = 6 \times 10^{-1}$ 로 표현하면 바로 10^{-7} 임을 쉽게 구할 수 있습니다. 어차피 K_a 는 항상 유효숫자로 표기될 것이니까 0.6 이라고 했을 때 바로 $\frac{[A^-]}{[HA]} = 6 \times 10^{-1}$ 이렇게 반응하면 좋겠습니다.

ㄴ. 강산을 추가하였을 때 $\frac{[A^-]}{[HA]}$ 의 값이 어디로 이동하는지를 묻고 있습니다. 가장 기본적인 풀이는, 문제 2번째 줄 화학 반응식에서 $[\text{H}_3\text{O}^+]$ 가 증가하면, 역반응이 증가할테니, $[\text{HPO}_4^{2-}]$ 는 감소하고, $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$ 는 증가해서, 분모는 증가, 분자는 감소하니 전체적으로 $\frac{3}{5}$ 보다 감소합니다. 당연히 이렇게 풀 수 있어야 하고, 익숙하게 나와야 합니다.

그렇지만 사고 단계를 더 즐겨봅시다. 분수식이 묻는 것은 무엇인가요? 정확히는 이온화도는 아니겠지만, 이온화도에 근접한 개념을 묻고 있습니다. 방금까지 배웠던 적정곡선에서, $[\text{H}^+]$ 가 많아지는 것은 적정곡선의 왼쪽으로 이동하는 것이고, 왼쪽으로 이동하면 $\frac{[A^-]}{[HA]}$ 가 증가하나요, 감소하나요? 감소합니다. 이를 더 일반화하면, $[\text{H}^+]$ 나 $[\text{OH}^-]$ 의 투입(=중화적정 곡선에서 왼쪽, 오른쪽 이동)이 $\frac{[A^-]}{[HA]}$ 과의 관계로 나타낼 수 있겠죠. $[HA]$, $[A^-]$ 를 따로 보는 게 아니라 하나로 봐서 그래프 내에서 바로 방향을 판단하는 것입니다.

이를 좀 더 수학적으로 생각하면, $\frac{[A^-]}{[HA]} = \frac{100-x}{x}$ 와 같은 형태로도 표현할 수 있겠죠.



여기서 x 는 $[OH^-]$ 가 될 것이고요, 위 그래프는 이것을 중화적정 곡선에 맞게 대입하여 확인한 결과가 되겠습니다. ($y = -\log(\frac{100-x}{x} \times 10^{-5})$)

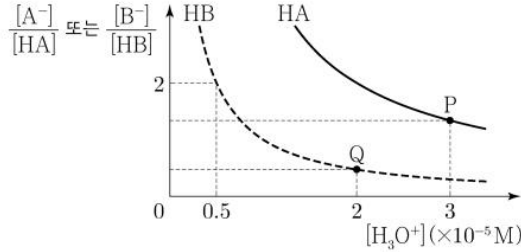
그래서 결국은, 여러분이 평형 이동을 바탕으로 차근차근 생각하든, 중화 적정 그래프를 바탕으로 어떤 값이 어느 방향으로 이동하는지를 이해하든, 수학적으로 확실히 하든 다 좋습니다. 하지만 수능날 문제는 어떻게 나올지 모르고, 짧은 순간에 정확히 판단을 내리려면 모든 방법을 다 알고 익숙해지는 걸 추천합니다.

별해로, 여기서는 이온화도라는 익숙한 개념을 물어보았지만, 근본없는 분수식으로 나오면 헷갈릴 여지가 있으니 이 경우에 대해 다뤄보겠습니다. 분수식은 가능하다면 하나의 단위로 바꿔서 생각할 수 있으면 좋습니다. 여기서는 표면적으로는 $[H_2PO_4^-]$ 와 $[HPO_4^{2-}]$ 의 비율을 묻지만, 결국 $[H_2PO_4^-]$ 와 $[HPO_4^{2-}]$ 는 반비례(정확한 반비례를 말하는 건 아니고 하나가 커지면 하나는 작아지는)이기 때문에 결국 $[HPO_4^{2-}]$ 하나만 묻는 것일랑 똑같고, 극단적인 사례로 판단해 봅시다. 3/5보다 작냐고 물어봤으니, 0과 무한대가 되는 것 두 가지를 생각을 해볼 수 있고, H^+ 를 무한히 많이 넣었다면, 곧 적정 전의 초기상태로 가는 쪽이고, 거의 이온화되지 않은 초기상태(거의 $[H_2PO_4^-]$ 만 있는 상태)와 똑같은 것이 되겠습니다.

ㄷ은 요즘 트렌드인 완충용액 묻는 선지니 이 내용이 출제될 것임을 기억하고 선지에 먼저 반응하여 읽어주시길 바랍니다. 수치가 구체적으로 제시되었는데, 이는 너무 많이 NaOH를 가해서 완충용액 상태가 아니라 당량점까지도 넘어버리는 상황을 막기 위해서입니다. 아마 이를 통해서 낚시 선지는 나오지 않겠지만, 가능하다면 당량점을 넘는지 아닌지만 확인하고, 괜히 0.1이라는 숫자가 무슨 의미를 지닐지 고민하지 마세요.

[2021.11.13.]

13. 그림은 약산 HA와 HB의 수용액에 각각 NaOH(s)을 가할 때, 평형 상태에서 $[H_3O^+]$ 에 따른 $\frac{[A^-]}{[HA]}$ 또는 $\frac{[B^-]}{[HB]}$ 를 나타낸 것이다. 25 °C에서 HA의 이온화 상수(K_a)는 4×10^{-5} 이다.



이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, 온도는 25 °C로 일정하다.) [3점]

<보 기>

ㄱ. HB의 $K_a = 1 \times 10^{-5}$ 이다.

ㄴ. P에서 $\frac{[A^-]}{[HA]}$ 는 Q에서 $\frac{[B^-]}{[HB]}$ 의 3배이다.

ㄷ. HB(aq)에서 $[HB] = 0.1 \text{ M}$ 일 때, $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$ 이다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄱ, ㄷ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

9번에서와 동일하게 $\frac{[A^-]}{[HA]}$ 와 K_a 간의 관계를 묻고 있습니다. 마지막 줄에서 K_a 를 제시했으니 분명 K_b 도 물어볼 것입니다.

그래프의 모습을 봅시다. 시험장에서 문제를 풀 때는 큰 상관은 없지만 항상 그래프가 무슨 식인지 알아보고 분석하는 연습은 해야합니다. 이보다 더 복잡한 그래프에 대해서도, 가능하다면 분석해서 그래프를 어떻게 더 잘 활용할 수 있었는지 고민해보세요.

이 그래프는 간단하죠? $xy = k$ 형태의 그래프입니다. 이걸 머릿속에 두시고

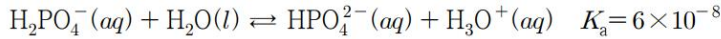
ㄱ. (0.5, 2) 에서 간단히 계산이 됩니다. x 축, y 축 단위는 꼭 미리 확인하셔야 합니다.

ㄴ. $\frac{[A^-]}{[HA]}$, $\frac{[B^-]}{[HB]}$ 을 전부 정량적으로 계산해서 비율을 비교할 수도 있지만, 문제 푸는 입장에서는 3배인지 아닌지만 물어봤으니, 변화량만 고려해서 계산을 해줍니다. Q 기준으로 3배인지를 묻고 있으니, Q->P로 갈 때 달라지는 변수들을 고려해서 비율을 계산합니다. $[H^+]$ 의 농도는 2->3이 되었고, K_a 는 1->4가 되었는데, 아까 그래프가 $xy = k$ 형태로 반비례한다고 했죠? 따라서 $\frac{2}{3} \times 4 = \frac{8}{3}$ 라는 계산으로 결론내리면 됩니다.

ㄷ은 역시 유효숫자 계산으로 어렵지 않게 바로 계산할 수 있습니다.

[2021.09.11.]

11. 다음은 생체 내에서 완충 작용과 관련된 이온화 반응식과 25 °C에서의 이온화 상수(K_a)이다.



그림은 1 M $\text{NaH}_2\text{PO}_4(aq)$ 과 1 M $\text{Na}_2\text{HPO}_4(aq)$ 을 혼합하여 만든 수용액을 나타낸 것이다.

이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, 수용액의 온도는 25 °C로 일정하다.) [3점]

$$\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 1$$

< 보 기 >

ㄱ. H_2PO_4^- 의 짝염기는 HPO_4^{2-} 이다. ㄴ. 수용액의 $\text{pH} < 7.0$ 이다. ㄷ. 수용액에 소량의 $\text{NaOH}(s)$ 을 가하면 H_2PO_4^- 의 양(mol)이 증가한다.
--

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄱ, ㄷ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

Na가 녹아있다 한들 구경꾼이온에 불과하므로 H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} 만 고려하면 됩니다.

$\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 1$ 이라는 조건을 보고 바로 반당량점이 떠올라야 합니다. 반당량점 제시하는 가장

기본적인 조건입니다.

ㄱ. 간단한 개념을 묻고 있습니다.

ㄴ. 반당량점이니 $\text{pH} = \text{p}K_a$ 이고, 간단히 pH 대소 비교를 하면 10^{-8} 에서 8이고, 1보다 큰 6을 곱하고 있으니 $7 < \text{pH} < 8$ 이겠습니다.

ㄷ. [2021.11.09.]의 ㄴ 선지와 다르지 않네요. 3가지 풀이를 다시 똑같이 적용해 보시고, 아까랑 비교해서 이 문제에서는 어떤 방법이 제일 간결한지 생각해 보시기 바랍니다. 특히, 여기서는 평형식의 이동으로 푸는 것이 아까 문제보다 직관적이라는 생각이 들 겁니다. 한 가지 추가하자면, 평형식의 이동으로 풀 때

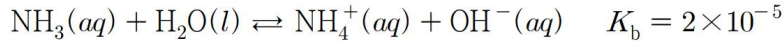
‘ OH^- 를 추가하면, H^+ 와 OH^- 가 반응하니 H^+ 가 감소하고, 따라서 정반응이 우세하겠다.’ 라고 생각하셨으면 더 단계를 줄일 수는 없는지 생각해 보세요. 만약 H^+ 를 추가하는 경우라면 바로 역반응이라고 생각을 하셨을 겁니다. 오른쪽에 H_3O^+ 가 바로 눈에 띄니까요. 그리고 이 H_3O^+ 를 가지고 생각해 보면, 반응식의 의미를 다시 정리하면 반응물은 염기가 되는 방향, 생성물은 산성이 되는 방향입니다. 그렇다면 OH^- 를 추가하는 경우는 반응물 쪽에 OH^- 가 표시되어 있지 않지만, 반응물이 증가하여 정반응이 일어나는 것으로 생각할 수 있겠죠?

따라서 정리하면, OH^- 가 추가되는 반응은 바로 H_3O^+ 가 있는 쪽의 감소를 의미한다, 혹은 H_3O^+ 가 있는 쪽의 반대편의 증가를 의미한다. 가 되겠고, 이렇게 하면

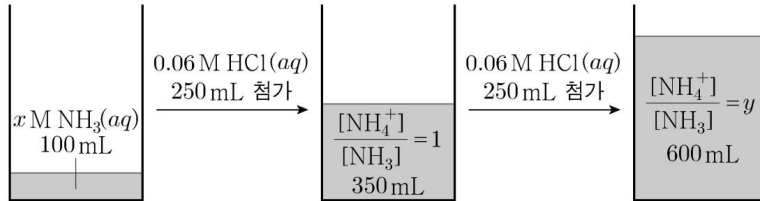
‘ OH^- 를 추가하면, 정반응이 우세하겠다.’ 의 사고과정으로 문제가 풀리게 됩니다.

[2021.09.15.]

15. 다음은 $\text{NH}_3(aq)$ 의 이온화 반응식과 25°C 에서의 이온화 상수(K_b)이다.



그림은 25°C 에서 $x\text{ M NH}_3(aq)$ 에 $0.06\text{ M HCl}(aq)$ 을 넣어 혼합 용액을 만드는 과정을 나타낸 것이다.



$x \times y$ 는? (단, 25°C 에서 물의 이온화 상수(K_w)는 1×10^{-14} 이고, 수용액의 온도는 25°C 로 일정하다.)

- ① 2000 ② 3000 ③ 4000 ④ 5000 ⑤ 6000

지금까지와는 느낌이 다소 다른 순수 계산문제입니다. 또한 이전과는 다르게 약염기, 강산 적정문제로 염기 연습을 해봅시다. 이와 거의 묻는 게 비슷한 문제가 [2017.11.20.]이었습니다. 다만 [2017.11.20.]은 반당량이 아닌 지점도 물어보았지만, 반당량, 당량점만 제시하기에 꼼꼼히 계산을 따라갔다면 그리 어렵지는 않았을 것입니다.

[2021.09.11.]과 마찬가지로 $\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = 1$ 보고 반당량, 그리고 똑같은 양을 첨가했으니 당량

점임을 파악하고 시작해야 합니다. 이에 따라 x 를 구해봅시다. 중화 적정 과정에서 산과 염기의 총량을 비교했던 걸 연습해봅시다. 여기서 염기는 $(x, 100)$ 이고 산은 $(0.06, 250)$ 입니다. 정석적인 풀이는 $100x = 0.06 \times 250 \times 2 = 30, x = 0.3$ 일 것입니다. 이를 좀 더 간단하게 변화량으로 계산하면, 용액의 양이 250ml \rightarrow 100ml로 감소하니 농축되어 2.5배여야 하고, 이 농도에 2배여야 하니까 $0.06 \times 2.5 \times 2 = 0.3$ 이 쉽게 구해집니다. 소수 계산은 자주 나오니 바로 할 수 있도록 익숙해지고, 반당량점 계산할 때 2배 해야한다는 점 꼭 잊지 마시길 바랍니다.

여기서 y 는 당량점일 때이니까, 결국 이온화도의 역수와 완전히 동일합니다. 적정 곡선을 다시 생각하면서 초기 상태, 완충 용액, 당량점일 때 이온화도를 구하는 식이 약간씩 달랐음을 기억합시다. 당량점에서 이온화도를 구할 때, 반드시 (1) 용액의 농도변화 (2) K_a 가 아닌 K_b (여기서는 염기니까 반대겠죠) 를 고려하라고 했습니다.

(1)에서, 초기 상태 농도가 0.3M이었으니, 500ml를 첨가하면 100ml \rightarrow 600ml가 된 것이니 $0.3 \div 6 = 0.05 = 5 \times 10^{-2}$ 입니다. 유효숫자에서 n 승이 짝수차면 좋겠다는 말을 기억하면서, $K_a = 5 \times 10^{-10}$ 로 써줍시다. 도식을 생각하면 볼 것도 없이 10^{-4} 겠네요? 이것의 역수이니, $xy = 0.3 \times 10^4 = 3000$ 입니다.

추가로 여기서, 만약 x 까지 구하고 y 를 구하는 데 어려웠다면, 사실 아무리 이온화도가 더럽게 나와도 $\frac{4}{3}$ 과 같은 분수꼴이 포함될 리는 없으니, 답은 3000 아니면 6000이 될 것입니

다. 그 중에서도 3000이 좀 더 확률이 높을 것이고요.

[2021.06.10.]

10. 표는 25 °C에서 3가지 염의 0.1 M 수용액 (가)~(다)에 대한 자료이다.

수용액	염	액성
(가)	NaX	중성
(나)	NaF	
(다)	NH ₄ X	산성

이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, HF는 약산이고, 25 °C에서 물의 이온화 상수(K_w)는 1×10^{-14} 이다.) [3점]

< 보 기 >

ㄱ. HX는 강산이다.

ㄴ. (나)의 pH > 7이다.

ㄷ. (다)에서 $\frac{[NH_4^+]}{[X^-]} < 1$ 이다.

- ① ㄱ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

여러 가지 염들이 나오는 경우에는, 어떤 산+염기의 조합인지를 묻는 문항입니다. 각 이온들을 강산, 강염기, 약산, 약염기로 분류하면서 푸시면 됩니다.

ㄱ. Na⁺가 구경꾼이온이니 X⁻도 구경꾼이온이니 HX는 강산입니다.

ㄴ. pH > 7을 물어보면 대개는 액성을 물어보는 것입니다. 그러면 F의 특성을 알아야하고, 여기서 HF는 약산이라고 주어졌으니 F는 약염기의 역할로 NaF는 염기성을 띵니다.

ㄷ. X는 여전히 구경꾼이온이고, NH₄⁺만 이온화되어서 산성을 띵니다. 결국 선지의 의미는 NH₄⁺, X⁻ 중 어느 것이 이온화되는지를 묻는 선지였습니다.

[2021.06.14.]

14. 표는 혈액과 같은 완충 용액의 pH 조절 원리를 알아보기 위해 수용액 A와 B를 혼합하여 만든 혼합 수용액 (가)~(다)에 대한 자료이다. 혼합 전 각 수용액의 농도와 부피는 각각 0.1 M와 50 mL이다.

혼합 수용액	혼합 전 수용액	
	A	B
(가)	HCl(aq)	NaOH(aq)
(나)	HCOOH(aq)	HCOONa(aq)
(다)	NH ₄ Cl(aq)	NH ₃ (aq)

이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, HCOOH과 NH₃는 각각 약산과 약염기이고, 온도는 일정하다.)

<보 기>

- ㄱ. (가)~(다) 중 완충 용액은 2가지이다.
 ㄴ. (나)에 소량의 HCl(aq)을 가하면 HCOO⁻의 양(mol)은 증가한다.
 ㄷ. 1×10^{-3} mol의 NaOH(s)을 가할 때 pH 변화는 (가)에서가 (다)에서보다 크다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄱ, ㄷ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

[2021.06.10.]과 마찬가지로 액성을 묻습니다. 같은 방식으로 푸시면 됩니다.

ㄱ. (가)는 강산과 강염기, (나)는 약산과 약산의 짝염기 혼합, (다)는 약염기와 약염기의 짝염기의 혼합이니 (나), (다)만 완충 용액입니다.

ㄴ. [2021.11.09.], [2021.09.11.]와 똑같네요. 이제는 정말 익숙한 선지입니다. 마찬가지로 3가지 방법 모두 사용해서 풀어주세요.

ㄷ. [2021.11.09.]와 마찬가지로 요즘 트렌드인 완충 용액 선지입니다. 마찬가지로 완충 용액 선지임을 인식하고 1×10^{-3} 같은 구체적인 숫자에 현혹되지 말고 완충용액 범위인지 확인만 간단히 해줍니다.

[2021.06.16.]

16. 표는 HX(aq)과 HY(aq)의 몰 농도와 [H₃O⁺]에 대한 자료이다.

수용액	몰 농도 (M)	[H ₃ O ⁺] (M)
HX(aq)	0.2	2×10^{-3}
HY(aq)	1.6	4×10^{-3}

이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, 모든 수용액의 온도는 25℃이다.)

<보 기>

- ㄱ. 산의 이온화 상수(K_a)는 HX가 HY보다 크다.
 ㄴ. HX(aq)에서 $\frac{[X^-]}{[HX]} > 2 \times 10^{-3}$ 이다.
 ㄷ. 0.2 M HY(aq)에서 pH > 3이다.

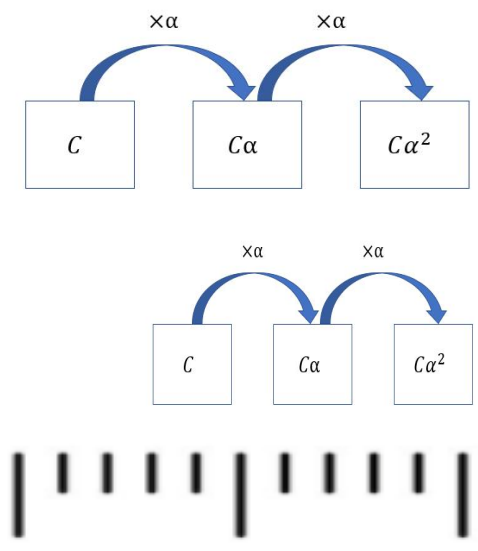
- ① ㄱ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

유효숫자 계산을 연습하기에 좋은 문제입니다.

ㄱ. HX는 $C=2 \times 10^{-1}$ 로 생각하면 쉽게 $K_a = 2 \times 10^{-5}$ 임을 알 수 있고, HY는 16이라는 숫자는 4로 나누면 4가 바로 나올 테니, $C=16 \times 10^{-1}$ 로 바꿔서 생각하면 $\alpha = \frac{1}{4} \times 10^{-1}$ 이고, $K_a = 10^{-5}$ 임을 쉽게 구할 수 있습니다. 추가로, HY는 10^{-1} 로 표현되었으니 잠깐만 확인하면 이온화도가 0.05 이하임도 확인할 수 있습니다.

ㄴ. 이미 다 계산을 해냈으니 이온화도를 대입하면 바로 풀리지만, $C\alpha = 2 \times 10^{-3}$ 인 점에서 아마 이 선지의 출제 의도는 $C < 1$ 이니 부등식이 당연히 성립함을 묻는 문제였던 것 같습니다. 큰 의미는 없지만 이런 점까지 기억해두시면 편합니다.

ㄷ. 단순 계산하면 $K_a = 10^{-5}$ 이니, 2×10^{-1} 에서 두 칸 이동으로 계산하면 $\sqrt{2} \times 10^{-3}$ 으로 앞서 pH 계산에 의해 3보다 작음을 알 수 있습니다. 그러나, 특히 $K_a = 10^{-5}$ 라는 특별한 숫자인 만큼 도식을 머리에 두고 더 간단히 생각을 해봅시다.



아까의 도식을 크기를 다르게 하여 두 개를 들고 왔습니다. 혹시 눈금을 들고 온 이유를 아시겠나요? 여기서, K_a 는 항상 10^{-5} 로 고정입니다. 농도 C 만 변하는 상황이죠.

그렇다면, 위 도식처럼 K_a 는 오른쪽에 고정되어 있는 상황에서 C 가 변할 때 $C, C\alpha, C\alpha^2$ 의 간격이 줄어드는 도식을 상상할 수 있습니다. 여기서 우리는 기준이 되는 아주 유명한 눈금을 잘 알고 있습니다. 그것이 $C=0.1, C\alpha = 10^{-3}, K_a = 10^{-5}$ 이죠.

그렇다면 $C=0.2$ 인 상황이라면? $C=0.1, C\alpha = 10^{-3}, K_a = 10^{-5}$ 에 비해서 도식이 왼쪽으로 확장된 형태일 것이고, 당연히 pH 는 3보다 작을 것입니다. 처음에 1.6M인 상황으로 제시되었는데 이와도 비교해보시길 바랍니다.

단순히 K_a 가 고정된 경우가 아니라, C , 혹은 $C\alpha$ 가 고정된 경우에도 이 도식의 확장 - 축소는 요긴하게 쓰입니다. 따라서 잘 알아두시길 바랍니다.

마지막으로, 반당량점을 제시하는 조건들을 캐치하는 게 중요하다고 생각해서 역대 반당량 점을 제시한 조건들을 묶어서 정리했습니다.

[2015.10.11.] $[HA]=[A^-]$ 로 제시

[2015.11.19.] HA 와 OH^- 총량의 비교로 제시

[2016.09.07.] 중화 적정 과정에서 A^- 의 양을 그래프로 나타냄으로 제시

[2016.10.19.] $pK_a = pH$ 로 제시

[2017.09.12.] $pK_a = pH$ 로 제시

[2017.09.19.] 가한 HCl 부피의 절반 지점으로 제시

[2017.11.20.] *반당량점 아님 - 1/4당량점 $\frac{[A^-]}{[HA]}$ 로 제시

[2018.07.20.] 가한 NaOH 부피의 절반 지점으로 제시, 서로 다른 농도의 두 용액의 그래프에서 $pK_a = pH$ 로 제시

[2018.09.17.] *반당량점 아님 - 1/5 당량점 가한 NaOH 부피의 1/5 지점으로 제시

[2018.10.14.] $[HA]=[A^-]$ 로 제시

[2018.11.14.] 가한 NaOH 부피의 절반 지점으로 제시

[2019.07.16.] *반당량점 아님 - 3/4 당량점 HA 와 OH^- 총량의 비교로 제시

[2019.10.14.] HA 와 OH^- 총량의 비교로 제시

[2020.07.16.] $\frac{[A^-]}{[HA]}$ 로 제시

[2020.09.14.] *반당량점 아님 - 3/4 당량점 HA 와 OH^- 총량의 비교로 제시

[2021.07.15.] $[HA]=[A^-]$ 로 제시

[2021.09.11.] $\frac{[A^-]}{[HA]}$ 로 제시

[2021.09.15.] $\frac{[A^-]}{[HA]}$ 로 제시

[2021.10.15.] A^- 의 양으로 제시

보시면 알겠지만 크게 어려운 조건 없이, 거의 똑같은 조건으로 제시되었고, 오히려 반당량 점이 아닌 경우가 종종 출제되었음을 알 수 있습니다. 개정 화학2에서는 반당량점이 아닌 경우가 출제될 확률은 낮아보이지만, 개정 첫 해였던 만큼 아직은 조금 더 지켜볼 필요가 있겠습니다.