

화학 1 수능은 변별력의 관점에서 17번에서 20번까지 뒷장에 어려운 문제를 배치한다. 개념적인 지문의 난이도를 높이거나 추론하고 계산까지 덧붙여 시간이 걸리게 문제를 만든다. 문제 1번에서 16번 까지 풀고 marking까지 15분~16분이 소요되는 학생들은 화학 1의 개념을 신속하고 정확하게 이해하는 1등급의 학생들이다. 3등급의 학생들은 1 ~ 16번 까지 가는데 거의 30분을 다 소비한다. 뒷장의 계산 문제는 그냥 대충 찍기로 마무리하게 된다.

화학 1의 특성상 개념은 어렵지 않고 변별력을 주려고 하니 몇 문제는 당연히 어렵게 낼 수밖에 없고 그것을 준비하는 학생들은 시간의 압박을 느낄 수밖에 없는 실정이다. 그래서 **개념 문제는 정확하게 알고 빨리 적용시킬 수 있는 훈련**이 필요합니다. 그래야 뒷장의 양적인 문제와 중화 반응문제를 약간 여유 있게 풀 수 있는 것입니다.

화학 1의 내용에서 계산 문제화 할 수 있는 부분은 첫째로 산-염기 중화 반응에서 이온의 변화등등 다양화 된 계산 문제가 수능이후로 지속적으로 출제되며 주어진 자료의 표나 그래프가 다양화 되고 있다. 이러한 다양화된 문제는 6, 9월 모의 평가에 선을 보이므로 수능에서는 그 유형을 잘 연습하고 습득하면 수능 본 시험에서는 풀기가 용이하게 된다.

두 번째의 계산 문제는 당연히 chapter 1에서 반응에 따른 몰과 질량등의 양적인 문제는 출제 된다.

세 번째는 금속의 산화 환원에서의 이온 수의 변화에 대한 것 또는 1족 금속의 물 혹은 산에서의 반응 또는 금속과 산에서의 반응에 따른 이온의 변화등 개정 이전의 수능 혹은 모의 수능에서 뒷장의 17번 ~20번 문제에서 볼 수 있었던 형태의 문제가 더욱 진화되어 나올 수 있을 것이다.

네 번째 변화의 가능성은 개정 전에는 산화 환원이 화학 2의 범위에 있었지만 개정 후에는 화학 1의 내용으로 나오므로 개정 전의 화학 2의 산화 환원에서 일부 학생들에게 어려웠던 산화 환원 반응의 계수와 산화수 문제가 얹혀져서 도표나 그림으로 바뀌어져 반응 계수를 맞추는 문제가 나올 수 있을 것이다.

다섯 번째는 계산 문제는 아니지만 원자의 성질과 수소 원자의 스펙트럼의 에너지 관계를 어렵게 도표화 하거나 그래프로 만들어 이해하는데 시간이 걸리게 만드는 문제가 나올 수 있는데 예로는 2013년 11월 시행된 수능 20번 문제와 평가원 화학 2, 2007년 6월 20번 문제 등이다.

2013년 11월 시행된 수능 17번 ~ 20번 문제를 보면 17번 오비탈 문제 쉽게 느끼지만 실수를 유발시킬 수 있게 한 것, 18번, 19번 계산 문제, 20번은 전기음성도 문제이다. 주요 원소의 전기음성도 값의 경향을 알고 있는 학생은 시간을 절약할 수 있었겠지만 준비하지 않은 학생들은 try & error로 따져 보는데 시간이 많이 걸렸을 것이다.

2014년 6월 시행 모의고사를 보더라도 17번 수소 스펙트럼은 약간 쉽게 나왔고, 19번 문제 부피 비를 신경 못 쓰면 틀리는 문제, 몰과 질량에 관한 양적인 문제 2개다.

2013년 6월 문제는 평이하게 나온 경향이 있다.

하여튼 어떻게 하면 산- 염기 중화 반응의 문제를 쉽게 풀 수 있을까?

그 경향은 또 어떻게 변화할까를 알아야 준비를 할 수 있는데.....?????.....!!!!

그래서 산 염기 중화 반응에서 지금 까지 출제 되었던 비슷한 문제들을 모아 어떻게 자료 분석을 하고 어떻게 시작해야 하는지를 다양하고 간단한 풀이로 헬 문제에 대한 교재를 만들었다.

산- 염기 부분은 더 이상의 개념도 필요 없고 어떻게 표와 그래프를 해석하고 간단한 관계식을 만들 수 있는 가에 있습니다. 수능의 계산은 절대로 복잡하지 않고 제시된 농도나 미지의 농도도 복잡하지 않습니다. 겁내지 말고 sense와 intuition이 필요 할 때 적절히 이것을 활용할 수 있는 skill이 필요한 부분입니다.

다 하고 보니 전체 page는 약 80page가 되네요. 한 문제를 풀기 위해 많은 시간을 할애해야 하는 안타까움이 있지만 이런 시련을 극복하여야만 좋은 결과를 얻을 수 있을 것입니다. 설명을 자세히 하다 보니 길어 진 것이고요. 학생들이 이것을 습, 습하여 풀이에 적용하면 한 문제당 2 ~ 3분이면 충분히 해결 가능합니다. 그때 까지 문제 분석과 자료이해, 자료 사이에서 관계식 등을 만드는 skill이 생기면 더욱 정확하고 신속하게 풀어 갈 수 있을 것입니다.

2012년 이후의 문제들은 저작권 때문에 문제는 생략하였습니다. 저작권 때문에 빠진 문제들은 따로 발췌하여 atom site의 Docs 지식 거래소에 있는 최신 무료 자료란에 upload되어 있으니 같이 down하여 보세요. Smart Solution I에 여백은 만들어 놓았습니다.

문제 처음에 나오는 숫자는 시행 년도이므로 학년도와 1년의 차이가 납니다. 예를 들면 07.11.20.3이라면 2007년 11월 시행 20번 문제 답 3번이라는 뜻이고, 2013.6.20.3은 2013년 6월 시행 모의 평가이고 문제 20번, 답은 3번입니다.

개정 전 수능에서는 산 염기에서 양금이 생기는 반응을 배웠고 그것에 대한 문제도 많은데 이번 개정 화학에서는 언급을 하지 않지만 문제를 넣고 풀이도 해 놓았습니다.

문제 풀이를 하다 보니 이런 유형의 문제는 다양성을 생각해야 하므로 농도를 결정하는데 많은 skill의 훈련을 하게 됩니다. 아무쪼록 귀찮다하지 말고 풀어 보면서 자료 분석하는 능력을 키우는데 훈련이 되었으면 합니다.

중화 반응 양금 문제는 제외하였다. 2015년 6월 9월 모평에서 출제 되는 경향을 보고 보충 교재를 만들 것입니다.

화학 1을 공부하는 학생들이 수능에서 perfect한 실력을 발휘할 수 있도록 성의를 다해 만든 자료이다. 부디 습하여 좋은 결과를 얻기를 바랍니다. 질문은 whangf@nate.com으로 mail 보내거나 orbi 쪽지 보내면 빠르게 답변 드립니다.

Good Luck!

2014년 1월에

From Dr. Chemi

Smart Solutions II, 중화 반응 계산 문제들 Contents

Part I: 산 염기 혼합 용액에서 이온 도형의 이해: 1p-4p

Part II: 평가원 문제 유형들 : 5p-44p

Part III: 교육청 2013 - 2014 문제 : 45p-61p

Part IV: 실전 연습 문제 : 62p-78p

Part V: 산과 염기의 정의: 79p-106p

Part VI : 참고 부록 중화 반응

과 양금 생성 반응: 107p-128p

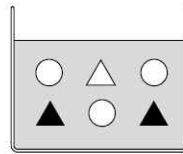
Part I: 산 염기 혼합 용액에서 이온 도형의 이해

개정 후 산 염기 계산 문제는 모형, 표와 그래프 등이 제시되는데 이온 수의 변화 (양이온에 대한 혹은 전체 이온에 대한)를 판단해야 한다. 그 예를 살펴보자.

(I) 혼합 용액의 부피 속에 존재하는 이온의 표현

(I) 산과 염기를 혼합한 용액에 존재하는 이온을 모형으로 표현
산과 염기의 부피 제시

예 1. 그림은 묽은 염산(HCl) 5mL와 수산화 나트륨(NaOH) 수용액 10mL를 혼합한 용액 A에 존재하는 이온을 모형 나타낸 것이다.



자료 분석 단계

※ 그림에서 각 모형이 나타내는 이온을 제시해 주면 쉬운 문제이지만, 제시해 주지 않으면 경우를 유추하여야 한다.

- ①. 모형이 나타내는 이온의 종류를 판단하기 위해서
- ②. 알짜 반응에서 사라지는 이온과 구경꾼 이온을 판단한다.
- ③. 이온의 종류를 판단한 후, 혼합 전 산과 염기의 농도를 예측한다.

농도는 $\frac{\text{입자수}}{\text{단위 부피}}$ 이다.

혼합 용액이 산성인지 염기성인지를 알지 못하므로 유추해야 한다.

(i) 용액이 산성일 때 : HCl의 입자 수가 NaOH보다 많다.

H^+ 는 반응하여 Cl^- 보다 입자 수가 적다. 위의 그림 모형이 산성이면 가장 많은 $\bigcirc$ 가 Cl^- 가 되고 $\frac{3HCl}{5mL}$ 가 초기 입자 수이다.

㉠. $\blacktriangle$ 가 H^+ 이면 3개 중 1개 반응하여 2개 남고

$\triangle$ 은 Na^+ 가 되어 NaOH의 초기 농도는 $\frac{1NaOH}{10mL}$ 가 된다.

㉠. Δ 가 H^+ 이면 3개 중 2개 반응하여 1개 남고

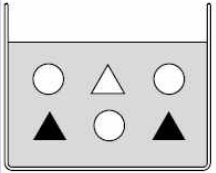
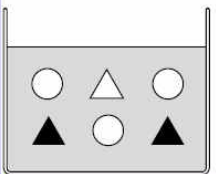
▲은 Na^+ 가 되어 농도는 $\frac{2NaOH}{10mL}$ 가 초기 농도이다.

(ii) 용액이 염기성일 때 : $NaOH$ 입자수가 HCl 보다 많다.

OH^- 는 반응하여 Na^+ 보다 입자 수가 적다. 위의 그림 모형이 염기성이면 가장 많은 $\bigcirc$ 가 Na^+ 가 되고 $\frac{3NaOH}{10mL}$ 가 초기 입자 수이다.

㉡. ▲가 OH^- 이면 3개 중 1개 반응하여 2개 남고 HCl 은 1개 반응하여 Δ 은 Cl^- 이고 초기 농도는 $\frac{1HCl}{5mL}$ 가 된다.

㉢. Δ 가 OH^- 이면 3개 중 2개 반응하고 2개의 HCl 에서 2개 반응하여 ▲은 Cl^- 2개 남는다. 초기 농도는 $\frac{2HCl}{5mL}$ 가 된다.

	(i) 용액이 산성인 경우	(ii) 용액이 염기성인 경우
	㉠ $\bigcirc Cl^- \quad \frac{3 HCl}{5mL}$ ▲ $H^+ \quad \frac{1 NaOH}{10mL}$ △ Na^+	㉡ $\bigcirc Na^+ \quad \frac{3 NaOH}{10mL}$ ▲ $OH^- \quad \frac{1 HCl}{5mL}$ △ Cl^-
	㉢ $\bigcirc Cl^- \quad \frac{3 HCl}{5mL}$ △ $H^+ \quad \frac{2 NaOH}{10mL}$ ▲ Na^+	㉣ $\bigcirc Na^+ \quad \frac{3 NaOH}{10mL}$ △ $OH^- \quad \frac{2 HCl}{5mL}$ ▲ Cl^-

이온 모형에서 각 도형에 해당하는 이온을 정확하게 판단하여 다양한 경우를 유추할 수 있고 각 경우의 부피에 대한 입자 수를 빠른 시간에 결정할 수 있어야 지문에 대한 답을 구할 수 있다. 이것은 연습을 하면서 skill을 증진시킬 수 있다. 연습만이 답이다.

지문의 예를 들면 HCl 과 $NaOH$ 의 단위 부피당 이온 수의 대소 비교라든지 HCl 을 10 mL 더 넣었을 경우 혼합 용액의 액성등을 물어 보는 지문등 다양한 질문의 답을 쉽게 구할 수 있다.

(II). 혼합 전 후 용액의 부피 속에 존재하는 이온의 표현

(II) 혼합 전 후 용액에 존재하는 이온을 입자 모형으로 표현

예2 그림은 산 수용액 A 20 mL에 염기 수용액 B 20 mL를 넣을 때, 혼합 전 후 수용액 속에 존재하는 이온을 입자 모형으로 나타낸 것이다.



이런 유형은 다음과 같은 단계로 생각하면서 풀어 보자.

혼합 전

염기 수용액 B 20 mL 첨가

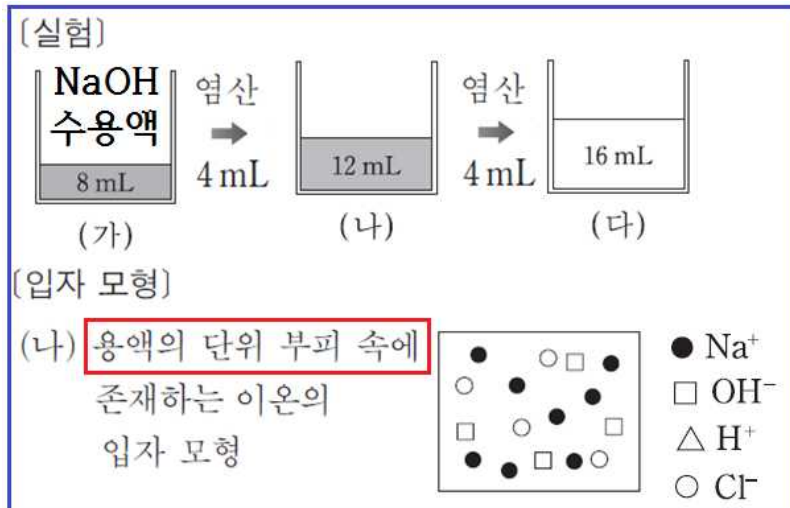
혼합 후

1. 1가 산: $\frac{4 \text{ HCl}}{20 \text{ mL}}$
2. 중화 반응 후 도형의 변화 확인
3. 혼합 전 후 용액의 모형 비교
4. 초기 용액의 구경꾼 이온
없어진 반응한 이온의 모형
염기의 가수 확인
5. 혼합 후 새로 생긴 도형의 수 확인
6. 알짜 반응 후 넣어준 용액의 구경꾼 이온
7. 넣어준 용액의 농도 판단

1. 입자의 산이지만 완전히 해리하여 8개의 이온 입자를 만들고 4개씩의 이온이므로 1가 산이다. 쉽게 HCl이라고 생각하면서 하자. 초기 농도는 $\frac{4 \text{ HCl}}{20 \text{ mL}}$ 로 할 수 있다.
2. 여기에 염기 B를 20 mL 첨가 후 모형의 변화를 보면 △는 변화가 없으므로 산의 구경꾼 이온이므로 Cl^- 이고, 없어진 ●는 H^+ 인 것을 쉽게 알 수 있고 4개 중 2개 반응한다. □는 염기에서 온 것이고 OH^- 는 반응하여 없어지고 H^+ 2개 반응하므로 OH^- 2개 있었고 그에 따른 구경꾼 이온 □도 2개 이므로 염기도 1가 염기인 NaOH 같은 것이다. □은 Na^+ 이고 넣어준 염기의 초기 농도는 $\frac{2 \text{ NaOH}}{20 \text{ mL}}$ 로 쉽게 구할 수 있다.
3. 혼합 용액의 액성은 산성이고 단위 부피당의 입자 수를 비교할 수 있다.
4. 혼합 전 수용액의 농도 비교를 할 수 있다.

(III). 산과 염기를 혼합한 용액의 단위 부피당 존재하는 이온의 모형:

혼합하여 단위 부피로 → 이온 수와 부피가 약분되어진 것



(다) 용액의 단위 부피 속에 존재하는 이온의 입자 모형을 예측하자.

그림으로 해석해 보자.

단위 부피당의 표현은 혼합 용액에 존재하는 이온의 수를 전체 혼합 용액의 부피로 나누어 단위 부피로 한 것이다. 부피를 알면 전체 부피 속에 존재하는 이온의 수를 알 수가 있고 반응 전의 산과 염기의 농도도 계산할 수 있다.

그림으로 풀 것인지 계산으로 할 것인가를 판단하여 각각 연습하여 보자.

염산 혹은 NaOH의 농도 = $\frac{\text{HCl 입자수}}{\text{단위 부피}}$, $\frac{\text{NaOH 입자수}}{\text{단위 부피}}$ 로 알자.

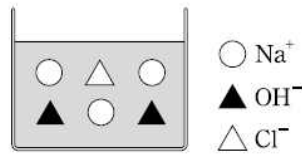
각 이온의 농도 = $\frac{\text{각 이온의 입자수}}{\text{단위 부피}}$

Part II: 문제 유형들

1. 산 염기 혼합 용액에서 이온을 모형으로 표현

1]. 2010.6.11.③

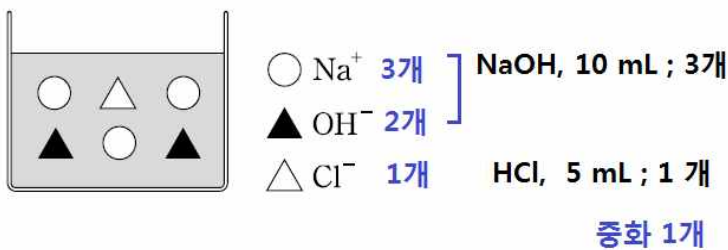
1. 그림은 묽은 염산(HCl) 5mL와 수산화나트륨(NaOH) 수용액 10mL를 혼합한 용액 A에 존재하는 이온을 모형으로 나타낸 것이다.



이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

- < 보 기 >—
- ㄱ. 혼합 전 단위 부피당 이온수는 묽은 염산이 수산화나트륨 수용액보다 작다.
 - ㄴ. 용액 A에 페놀프탈레인 용액을 넣으면 붉은 색을 띤다.
 - ㄷ. 용액 A에 위에서 사용한 묽은 염산 10mL를 더 넣으면 산성이 된다.

- ① ㄱ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ
- 농도비 결정하자.



농도는 단위 부피당에 들어 있는 입자 수의 표현이므로 $\frac{\text{입자수}}{\text{단위부피}}$ 의 형태로 만들어 주면 된다.

NaOH 10mL인데 반응 후 Na^+ 가 3개 존재하므로 3NaOH 이며 농도는 $[\frac{3}{10}]$, HCl 5mL중에는 Cl^- 가 1개 존재하므로 1 HCl 이다. 농도는 $[\frac{1}{5}]$

①혼합 전 단위 부피당 이온 수

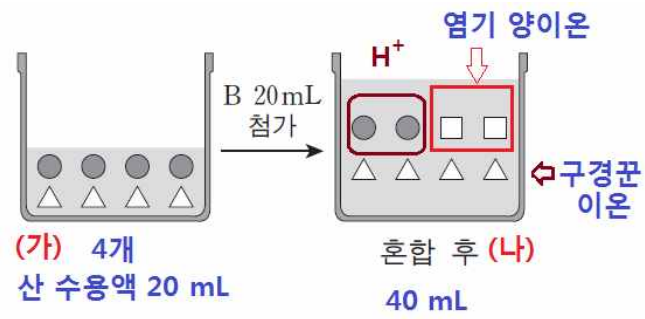
HCl 5mL [$\frac{1}{5}$] $\rightarrow$ H⁺ 1개, Cl⁻ 1개 이므로 5 mL안에 총 2개 $\frac{2}{5mL}$

NaOH 10mL [$\frac{3}{10}$] $\rightarrow$ Na⁺ 3개, OH⁻ 3개 이므로 $\frac{6}{10mL}$

②. 염기성이므로

③. 묽은 염산 10mL [$\frac{1}{5}$]이면 $\rightarrow$ H⁺ 2개 첨가 되므로 중화된다.

2]. 2012.9.13.②



㉠. 혼합 후 H^+ 존재하므로 산성이다.

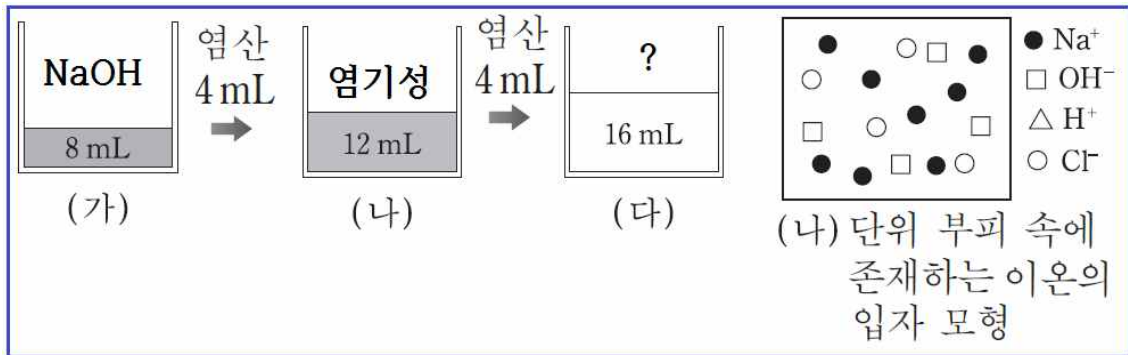
㉡. 구경꾼 이온이다.

㉢. (가) 수용액의 단위 부피당 총 이온 수 = $\frac{\text{총이온수} = 8\text{개}}{20\text{ mL}}$

(나) 수용액의 단위 부피당 총 이온 수 = $\frac{\text{총이온수} = 8\text{개}}{40\text{ mL}} = \frac{4}{20\text{ mL}}$

2배이다.

3]. 2013 예비



주어진 자료에서 (나)의 단위 부피 속의 도형으로 반응 전 HCl과 NaOH의 이온 수를 유추할 수 있고 (나)에 다시 4mL의 HCl을 넣었을 때의 이온의 수를 판단할 수 있다. 여기에서 혼합 용액 16 mL의 단위 부피에서의 모형을 생각할 수 있다.

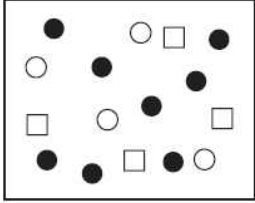
	● Na ⁺ 8*12	□ OH ⁻ 4*12	● Na ⁺ 8개	□ OH ⁻ 4개
	△ H ⁺ 0	○ Cl ⁻ 4*12	△ H ⁺ 0	○ Cl ⁻ 4개
	12 mL		mL	
반응 전 이온 수	● Na ⁺ 8*12	△ H ⁺ 4*12		
유추	□ OH ⁻ 8*12	○ Cl ⁻ 4*12		
	8 mL		4 mL	

이것을 수로 표현하면서 아래와 같이 풀어 보면 (나)의 부피 속에 있는 이온의 수를 용액 12 mL로 환산하고 여기에서 반응 전의 HCl의 농도와 NaOH의 농도를 유추한다. (다)의 반응을 하기위하여 4mL의 HCl을 첨가하여 16mL에서 이온의 반응을 살펴본다.

남아 있던 OH⁻는 추가로 넣어준 H⁺와 완전 반응한다.

	(나)		(다)
● Na ⁺	□ OH ⁻ 4*12	△ H ⁺ 4*12	● Na ⁺ 8*12
△ H ⁺ 0	○ Cl ⁻ 4*12	○ Cl ⁻ 4*12	○ Cl ⁻ 8*12
12 mL		4 mL →	16 mL

각 이온 수를 단위 부피로 다시 환산하여 간단히 한다.

(나)		(다)	
	$\bullet \text{Na}^+ : 8$ $\square \text{OH}^- : 8$ $\triangle \text{H}^+ : 4$ $\circ \text{Cl}^- : 4$	$\bullet \text{Na}^+ : 8 * 12$ $\circ \text{Cl}^- : 8 * 12$	$8 * 12$ $8 * 12$ $4 * 12$ $4 * 12$ $\xrightarrow[4\text{mL}]{\text{HCl}}$ 완전 중화 $\xrightarrow{\text{단위 부피로 전환}}$
단위 부피	단위 부피 용액 12 mL	용액 16 mL	

(나)의 단위 부피당의 모형에서 추론하여 혼합 용액 12 mL에 있는 이온 수를 계산하면 초기의 NaOH 8 mL에는 Na^+ ; $8*12$ 개, Cl^- : $8*12$ 개가 있었고 HCl, 4 mL에는 H^+ ; $4*12$, Cl^- ; $4*12$ 이 들어있다.

용액 16 mL에는 위의 그림에서처럼 $\text{Na}^+ : 8*12$, $\text{Cl}^- : 8*12$ 있다.

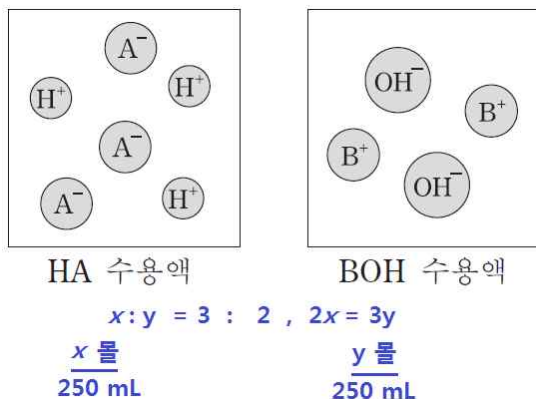
단위부피로 환산하면 $\frac{8*12 \text{Na}^+, 8*12 \text{Cl}^-}{16 \text{mL}} \rightarrow \text{단위 부피로 계산} \rightarrow \frac{6\text{Na}^+, 6\text{Cl}^-}{\text{mL}}$ 이므로 6개씩 그려진 보기를 선택하면 된다.

$$\text{NaOH의 농도는 } \frac{8 \times 12 (\text{Na}^+, \text{OH}^-)}{8 \text{mL}} = \frac{12 (\text{Na}^+, \text{OH}^-)}{\text{mL}}$$

$$\text{HCl의 농도는 } \frac{4 \times 12 (\text{H}^+, \text{Cl}^-)}{4 \text{mL}} = \frac{12 (\text{H}^+, \text{Cl}^-)}{\text{mL}} \text{ 이므로 서로 같다.}$$

답. ②

4]. 2013.9.18.①.



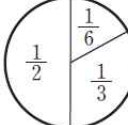
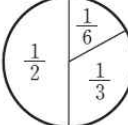
각 10 mL에 들어있는 양을 계산하자. HA : $\frac{x \text{ 몰}}{250 \text{ mL}} \rightarrow \frac{\frac{x}{25} \text{ 몰}}{10 \text{ mL}},$ BOH :

$$\frac{y \text{ 몰}}{250 \text{ mL}} \rightarrow \frac{\frac{y}{25} \text{ 몰}}{10 \text{ mL}}$$

㉠. HA 용액은 그림에서 보는 것과 같이 농도는 당연히 HA가 크다. 10 mL를 취할 때에 각 10 mL에 들어가 있는 몰수는 $HA: \frac{x}{25}, BOH: \frac{y}{25}$ 이고, 두 용액의 혼합 용액은 산성이므로 페놀프탈레인 용액에 색깔이 변하지 않는다. 남아있는 양이온은 H^+ 와 B^+ 일 것이다.

㉡. 남아있는 $H^+ = \frac{x}{25} - \frac{y}{25}$ 와 염기에서 온 구경꾼 이온 B^+ 는 $\frac{y}{25}$ 이고 용액에 존재하는 전체 양이온 수는 $\frac{x}{25}$ 이다. 몰수의 관계는 $2x = 3y$ 이므로 x 를 y 로 표현하면 $\frac{y}{50}$ 몰이다.
 몰에 아보가드로수를 곱하면 입자수가 계산된다.

5]. 2013.6.20.②.

	용액 (가)	용액 (나)	용액 (다)	
HCl의 부피(mL)	x	x	x	← 일정
NaOH의 부피(mL)	30	60	10	← 2배
이온 수의 비율			㉠	

이온 수의 비율을 개수로 표현 1 : 3 : 2 혹은 5 : 15 : 10

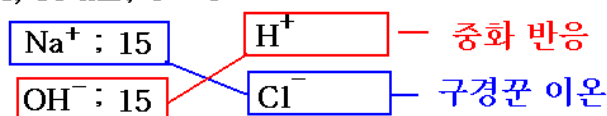
혼합 용액의 이온의 비율이 3 : 2 : 1로 하든 15 : 10 : 5로 하든 계산 편한 것을 선택한다. 이온의 비율을 15 : 10 : 5로 하면 반응하지 않는 구경꾼 이온인 Na^+ 가 가장 많은 이온이 되므로 15개가 되어야 한다.

HCl의 부피가 일정하지만 미지수이므로 NaOH의 농도를 임의의 수로 정해도 비교할 수가 없다. 그러므로 유추해야 한다.

일정한 양의 HCl에 NaOH를 넣어 남아있는 이온의 비율을 결정하면 된다.

용액 (가) NaOH, 30 mL, [0.5]

HCl



Na^+ 이온 수가 많다.

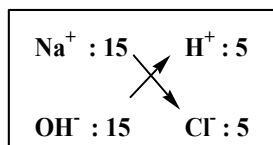
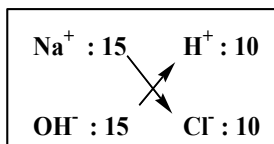
중화 반응하면 Na^+ 와 Cl^- 는 참여하지 않으므로 제일 많은 이온은 Na^+ 이고 이것의 개수를 15개로 정하면 다음의 (i)과 (ii)의 두 가지 경우가 생긴다. 이온 수를 15 : 10 : 5에 맞추어 경우의 수를 고려하면

(i). 10개의 이온이 Cl^- 가 되면 5개는 $\text{OH}^- \rightarrow 15 : 10 : 5$ 의 비율이 맞는다.

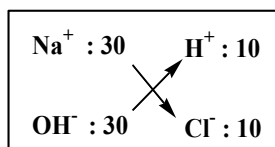
(ii). 10개의 이온이 OH^- 이면 Cl^- 는 5개로 되고 용액 (나)를 적용하면 다음과 같이 되고 결과적으로 (i)의 비율이 맞는다.

i) $\text{Na}^+ : 15, \text{OH}^- : 5, \text{Cl}^- : 10$

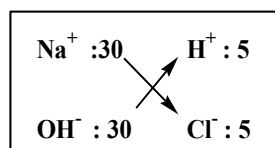
ii) $\text{Na}^+ : 15, \text{OH}^- : 10, \text{Cl}^- : 5$



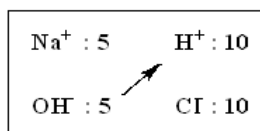
↓ (나)에 적용



30 : 20 : 10 = 3 : 2 : 1



30 : 25 : 5 -- 비율이 맞지 않는다.



(i)의 경우를 가지고 NaOH의 부피를 10 mL로 하면 이온 수가 $\frac{1}{3}$ 로

줄게 되어 의 비율로 되고 2 : 1 : 1이 결정된다.

만약 (ii)를 (나)에 적용하지 않고 NaOH의 부피를 10 mL로 하여 비율을 구하면, 1:1이 된다. 경우의 수를 놓치지 말고 경우의 수를 잘 생각해 보아 주어진 자료를 다 적용해 보아야 한다. 시간이 없다고 자료를 건너뛰지 말자. 주어진 자료는 다 이용하여 비교해야 한다.

6]. 2014.6.19.①.

모형에서 각 도형이 어떤 양이온인지 모르므로 각 도형이 어떤 이온을 나타내는지를 빨리 판단하여야 한다. (가)와 (나)의 모형을 비교하면 사라진 도형이 확인된다. H^+ 는 중화 반응하여 없어지므로 사라진 도형▲은 H^+ 로 예측 가능하고 4배 증가한 NaOH 양으로 판단하여 ●은 Na^+ 이므로 ■은 K^+ 임을 알 수 있다. 확인이 되면 자료를 더 보면서 계산으로 할 것인지 그림으로 바로 생각할 것인가를 판단하자.

(가)의 액성은 H^+ 가 2개 남아 있으므로 산성

- ①. HCl의 부피가 2배 증가; 염기도 같이 증가, (나)의 혼합 용액의 액성 모름
- ②. (가)에서 반응 전 초기의 HCl 개수 확인 가능한가?
- ③. NaOH의 부피가 4배 증가, 혼합 용액의 부피가 2배

(가)에서 H^+ 가 2개 남아 있으므로 6개의 염기와 반응하고 남은 것이므로 처음에는 8개가 있었고 HCl 부피가 (나)에서 2배 증가하므로 (나)의 반응 전 초기에는 16개의 H^+ 가 있었을 것이다. HCl을 기준으로 하지 못하는 이유는 양이온의 모형이고 H^+ 는 반응하여 없어지므로 이온수가 변하지 않는 구경꾼 이온을 선택하는 것이 좋다.

그러므로 NaOH의 부피가 4배 증가하므로 수적으로 판단하기 쉬우므로 Na^+ 의 수를 확인하

먼저 관계를 찾는 것이 효율적이다.

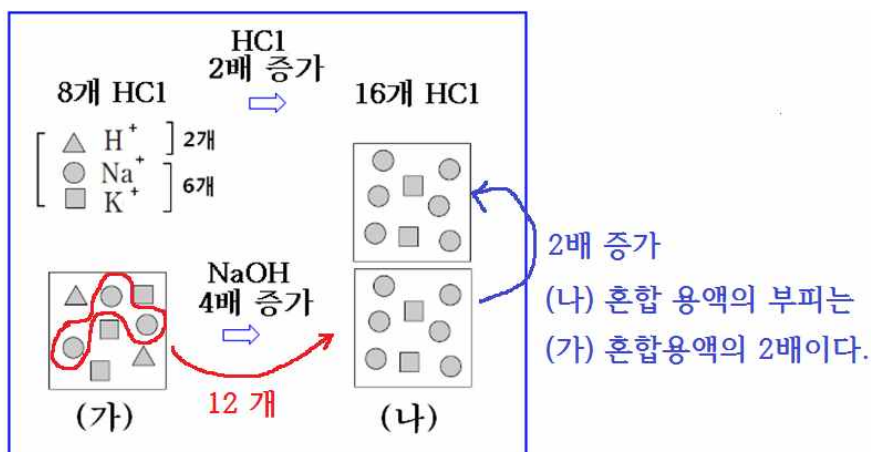
(가)의 Na^+ 는 3개 존재하고 (나)에서는 부피가 4배로 증가 ($5\text{mL} \rightarrow 20\text{mL}$) 증가하였으므로 구경꾼 이온인 Na^+ 가 12개가 있어야 한다.

용액		(가)	(나)
혼합 전 각 용액의 부피(mL)	$\text{HCl}(aq)$	20 $\xrightarrow{2\text{배}}$ 40	
	$\text{NaOH}(aq)$	5 $\xrightarrow{4\text{배}}$ 20	
	$\text{KOH}(aq)$	15	20
혼합 후 용액의 단위 부피 속에 존재하는 양이온의 모형			

산성
반응 후 : 2H^+ 남고
반응 전 : 8H^+ 있었고
없어진 이온 : 2H^+

● : 증가된 이온
 $\text{NaOH}(aq)$
 $5\text{ mL} \rightarrow 20\text{ mL}$
● 3개 ● 12개

(나)의 그림에는 Na^+ , ●가 6개 있으므로 (가)의 5mL (Na^+ , ●가 3개)에서 20 mL 로 증가하므로 Na^+ 는 12개의 이온이 되려면 (나)의 초기 그림을 2배해야 한다. 이 의미는 (나)의 혼합 용액의 부피는 (가)의 혼합 용액의 부피의 2배가 된다. (실제 확인하여 보라.)



(가)에는 8개의 H^+ 중 2개가 남으므로 6개가 중화되었다.

(나)의 그림을 2배로 증가시켜 생각하면 다 중화하고 남은 양이온이 16개 이므로 16개의 물이 생겼다. (가)에서는 6개 생겼다. $\frac{6}{16} = \frac{3}{8}$ 이다.

각 도형은 단위 부피당의 이온 수를 나타내므로 사용한 부피의 총 혼합 용액에 포함된 이온 수를 계산할 수 있다.

이 문제는 단지 물의 생성 비율을 물어 보았으나 HCl, NaOH 혹은 KOH의 농도 비교등에 대한 질문은 없었다. 이런 경우를 대비하여 숫자로 풀어 보자.

혼합 용액 (가)에서 단위 부피당의 양이온이므로 단위 부피가 아니라 혼합 용액의 부피에 존재하는 이온의 수를 고려하여 초기에 사용하였던 용액에 존재하는 이온의 수를 알아보자.

$$\frac{H^+(2), Na^+(3), K^+(3)}{\text{단위 부피}} \rightarrow \frac{40 [H^+(2), Na^+(3), K^+(3)]}{\text{혼합 용액 } 40 mL} \text{ 이것을 반응 전 상태로 바꾸면}$$

$$\rightarrow \frac{40 [H^+(8), Na^+(3), K^+(3)]}{\text{혼합 용액 } 40 mL}$$

$$\text{HCl의 초기 이온} = \frac{40 \cdot 8 (HCl)}{20 mL} \rightarrow \frac{2 \cdot 8 (HCl)}{mL} \rightarrow \frac{2 \cdot 40 \cdot 8 (HCl)}{40 mL}$$

$$\text{초기 NaOH 이온} = \frac{40 \cdot 3 (NaOH)}{5 mL} \rightarrow \frac{8 \cdot 3 (NaOH)}{mL} \rightarrow \frac{20 \cdot 8 \cdot 3 (NaOH)}{20 mL}$$

$$\text{KOH의 초기 이온} = \frac{40 \cdot 3 (KOH)}{15 mL} \rightarrow \frac{8 (KOH)}{mL} \rightarrow \frac{8 \cdot 20 \cdot (KOH)}{20 mL}$$

이렇게 해보면 초기 농도의 비교뿐만 아니라 다른 응용된 것들도 실수 없이 풀 수 있다.