

SMART Solutions III

Securable, Managable, Applicable,
Reasonable, Thinkable Solutions

원소의 주기적 성질에서 분자 구조까지 *Workbook*

시간 절약과 철저한 복습
화학 1 만점을 위한 완벽한 전략
“수능 11년간의 문제 분석”
더 이상의 다른 교재가 필요 없다.
WORKBOOK 하나로 수능까지

2015

(2016학년도)

written by Dr. Chemi

개요! 꼭 읽어 주세요.

화학 1 수능 기출 개념 내용	
I) 원소, 화합물 탄소의 동소체 산화수 계산 산 염기 정의 전자 배치와 원리 * 전자와 핵의 발견 실험	II) 탄화수소 구조 빅뱅; 수소, 헬륨 생성 DNA: 뉴클레오타이드 : 산 염기 정의 *Lewis 점 구조 ; 옥텟, 비 공유 전자쌍
III) 산화 환원 반응 *반응 계수 (산화제와 환원제) *정량 문제 *금속의 반응성 (이온 수의 증감) 주기적 성질 *전기음성도 *오비탈 *유효핵전하 *원자가 전자 *홀전자 수 이온화 에너지 순차적 이온화 에너지 * 원자 & 이온반지름 원소 분석 실험 계산 화학 결합: 공유 결합과 이온 결합 분자 구조 : 결합 각 & 분자의 극성 아보가드의 법칙 혹은 몰의 정의 문제	IV) 몰, 분자량 계산 문제 수소 스펙트럼 $E_n, \Delta E +$ 오비탈 + 스펙트럼 원소의 주기적 성질 통합 문제 전기음성도, 오비탈, 홀전자 수, 유효 핵전하 화학 양론 중화 계산

표에서 보는 것과 같이 원소의 주기적 성질에서 분자 구조, 탄화수소까지의 범위는 수능 시험에서 3page에 걸쳐 다양하게 약 10 ~12 문제가 출제된다. 계산 문제와 화학 양론, 중화 문제를 풀기 위해서는 이 범위의 개념을 잘 습득하고 각 문제에서 실수 없이 빠르게 풀어야만 한다. 시험지 4 페이지 중에서 3 페이지까지 약 16분 정도에 다 풀기 위해서 이 부분을 좀 더 완벽하게 연습해야 한다. 그렇지 않으면 뒤의 문제는 풀어 보지도 못하고 찍고 만다. 찝찝한 기분이 될 수밖에 없다.

연습과 훈련을 통해 문제를 해석하고 함정에 빠지지 않도록 skill을 가져야 시험장에서 mental이 흔들리지 않는다. 많은 학생들이 화학 1 평가원 문제의 새로운 유형의 문제를 접하면 평소에 잘 풀렸던 것이 풀리지 않는 멘붕을 경험하기도 한다. 풀기는 잘 풀었는데 답을 맞추면 많이 틀리는 경우 이것들은 평소에 문제를 푸는 훈련, 분석 훈련, 즉 연습 부족이다.

이 교재로 연습하면 해결할 수 있을 것이라 생각되며 여러 번 풀어 오 개념을 확실히 잡을 수 있도록 자세한 문제 풀이 설명과 각 문제 해결을 위한 개념 정리등을 외워야 될 것과 외우지 않고 해결할 방법등을 학생들의 눈높이로 정리하여 기술하였다.

원소의 주기적 성질과 분자 구조까지 2004년부터 평가원 화학 II 기출 출제 문제들을 화학 1의 내용에 맞게 고치고 2014년 11월 수능까지 문제들을 단원별, 문제 유형별로 나열하여 약 130여 문제에 대한 자세한 풀이와 학생들이 틀렸던 예를 제시하면서 지금까지 공부하면서 잘못 알고 있었던 오 개념들을 정리할 수 있도록 편집하였다.

개념 정리가 잘 된 학생들은 읽어 가면서 문제 풀 때 주의 할 점들에 관심을 두고 보면 정리하는데 많은 도움을 받을 것이라 생각된다. 개인 과외처럼 충분한 설명으로 실수하지 않도록 개념을 확실히 잡을 수 있도록 애를 써 보았다. 개념이 덜 잡힌 학생들은 더 많은 시간을 들여 열심히 보고 생각하도록 외우지 않고 풀어 갈 수 있도록 하였다.

각 문제의 앞부분은 평가원 시험 시행일이고 문제 다음 페이지에 해설을 위치하여 먼저 풀어 보고 무엇을 고쳐야 하는지 혹은 주의할 사항이 무엇인지 알게 하였다. 여백을 두어 본인이 정리할 공간도 만들었다.

화학 1 시험에서 앞 3장까지는 시간 허비 없이, 실수 없이 풀어야 뒤의 문제들을 조금 여유롭게 풀어 갈 수 있을 것이다. 그러나 가끔 앞부분에서 이상한 문제가 나오는 경우가 있지만 개념만 잘 가지고 있으면 해결 된다. 개성 있는 원소에서는 여러 가지 수적인 data 예를 들면, 유효 핵전자, 제1, 2 이온화 에너지, 원자 반지름, 이온 반지름에 대한 자료도 정리하였다.

보고 또 보고 하면서 정리하길 바랍니다. 2012년 이후 평가원의 문제들은 저작권이 있어 문제를 빼고 풀이 해설만 실을 예정입니다. 불편하지만 여백을 남겨 놓았고 그 문제 file은 따로 free로 제공할 예정입니다. 부디, workbook 잘 이용하여 좋은 결과가 있었으면 하는 바람이다. 후에 2015년 6월 9월 모평 문제를 paste할 여백도 만들어 놓아 이 부분에서 수능의 전체적인 경향을 준비할 수 있을 것이다.

여러 학생들을 괴롭히는 killer 문제의 해결책으로 “화학 양론과 계산 문제들”이란 제목으로 SMART SOLUTION I이 있다.

여러 양적인 다양한 계산 문제들을 빠르게 해석하고 풀 수 있게 문제의 유형 분석과 know-how를 제시하는 SMART SOLUTION series인 SMART SOLUTION I을 공부하면 화학 양론에 대한 근심과 걱정은 없어지고 자신감이 생길 수 있을 것이다.

또한, SMART SOLUTION series II “중화 문제에 관한 여러 문제들“은 개정 후의 평가원 중화 문제와 개정 전의 평가원 문제들의 유형 분석과 자료를 해석하는 know-how를 제시하여 빠른 시간 안에 풀 수 있는 방법을 터득할 수 있게 도와주는 교재이다.

이 교재들은 저자가 많은 시간을 들여 만든 것이고 학생들이 스스로 공부할 수 있도록 많은 정보를 제공하고 있다. 아무쪼록 연습하고 연습하여 자기 것으로 만들어 수능 때 웃을 수 있었으면 한다.

각 교재를 구매하는 학생들은 whangf@nate.com로 학생 본인의 e-mail 주소를 보내주면 화학 1에 대한 자료를 지속적으로 e-mail로 받아 볼 수도 있다. 질문이 있으면 mail이나 orbi site에서 쪽지를 보내주면 빠른 답변을 받아볼 수 있을 것이다.

많은 도움이 되길 바라며
2015.1.

from Dr. Chemi

Contents

개요!

기출 문제와 해설 -----1p.~ p.110

원자의 구조와 전자를 발견할 확률

수소 스펙트럼 해석

오비탈 관련 문제

원자 반지름과 이온 반지름

이온화 에너지

전기음성도

결합

주기적 성질 혼합 문제

Lewis 점 구조, 분자 구조, 극성

탄화수소 구조

탄소의 동소체

주기율 기타

보충 자료----- p.111

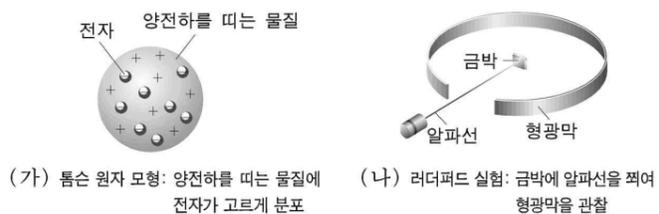
1. Lewis 전자 점식 해석하기-----p.111

2. 분자 구조 예측 (VSEPR: 전자쌍 반발이론)-----p.116

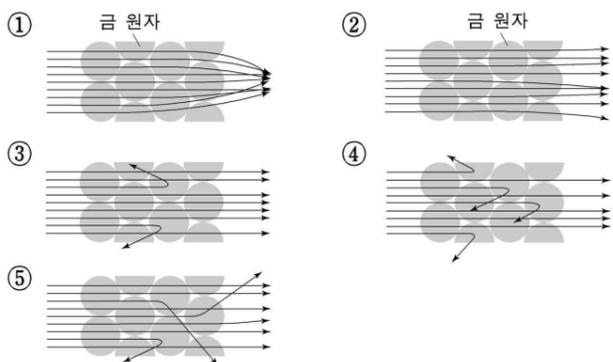
3. 전기음성도----- p.125

4. 탄화수소와 탄소의 동소체 -----p.128 ~ p.142

1]. 2006.9.10. 러더퍼드는 그림 (가)와 같은 톰슨의 원자 모형을 검증하기 위하여 그림 (나)와 같이 실험을 하였다.



톰슨의 원자 모형이 옳다면, 금박에 알파선을 쬐었을 때 예상한 결과로 가장 적절한 것은?



2]. 2012.6.2.

2. 그림은 3가지 원자 모형을 나타낸 것이다.



이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

—<보기>—
 ㄱ. 톰슨 모형은 음극선 실험 결과에 근거하여 제시되었다.
 ㄴ. 러더퍼드 모형은 중성자 발견에 근거하여 제시되었다.
 ㄷ. 보어 모형은 오비탈에 근거하여 제시되었다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄷ ④ ㄱ, ㄴ ⑤ ㄱ, ㄷ

3]. 2014.6.8.

8. 다음은 러더퍼드의 α 입자(He^{2+}) 산란 실험 결과와, 이를 토대로 민수가 가설을 세운 후 수행한 실험이다.

[러더퍼드의 실험 결과]

몇몇 α 입자는 경로가 휘거나 튕겨 나온다.
 대부분의 α 입자는 그대로 통과한다.

[민수의 가설]

[민수의 실험 결과]

러더퍼드의 α 입자 산란 실험에서 사용한 금($_{79}\text{Au}$)박 대신 알루미늄($_{13}\text{Al}$)박으로 실험하였더니 경로가 휘거나 튕겨 나온 α 입자의 수가 감소하였다.

민수가 실험을 통해 검증하고자 했던 가설로 가장 적절한 것은? [3점]

- ① 모든 원자에는 음전하를 띠는 입자가 있다.
- ② 원자에서 전자의 위치는 확률적으로만 나타낼 수 있다.
- ③ 전자는 원자핵 주변의 허용된 원형 궤도를 따라 움직인다.
- ④ 경로가 휘거나 튕겨 나온 α 입자의 수는 원자핵의 전하량에 따라 달라진다.
- ⑤ 원자에서 음전하를 띤 전자는 퍼져 있는 양전하 구름에 무질서하게 분포한다.

1]. 2006.9.10.②.

그 당시 많은 학생들이 틀렸던 문제이다. 어렵지 않았던 것인데 확실한 개념을 잡자.

طوم슨의 원자 모형은 원자핵이 발견되기 전의 모형으로 양전하가 퍼져 있고 군데 군데 전자가 박혀 있는 모형이다. 원자가 이런 모형을 가정하고 러더포드가 금박에 α 입자를 충돌시켜 입자가 많이 통과되고 간간히 휘어가는 경우와 매우 작은 확률로 튕겨 나오는 것을 발견하였다.

입자가 많이 통과 되는 것은 원자에 빈 공간이 많이 있고, 튕겨 나온 것은 무거운 물질이 공간에 존재하고 이것과 충돌한 결과로 중앙에 양전하를 가진 무거운 물질이 핵이라는 것을 발견한 것이다.

طوم슨의 모형에서는 핵이 없으므로 그냥 직진 통과하는 결과를 선택하면 된다.

러더포드의 금박 실험은 원자핵의 발견이다. 전자와는 상관이 없다. α 입자 (He^{2+})가 휘는 것은 핵전하가 + 전하를 띠는 것이다.

러더포드의 금박실험은 1910년대 이고 중성자는 1932년에 러더포드의 제자인 채드윅이 발견.

2]. 2012.6.2.①

각 원자 모형이 어떤 근거로 만들어 졌는지를 확실하게 알자. 현대 모형은 그려지지 않았지만 잘 생각해 복습하라. 현대 모형은 전자를 발견할 확률을 고려한 것으로 전자가 원운동이 아닌 전자구름으로 고려한 것이다.

3]. 2014.6.8.④

①. 톰슨의 전자 발견 실험

②. 원자의 현대 모형

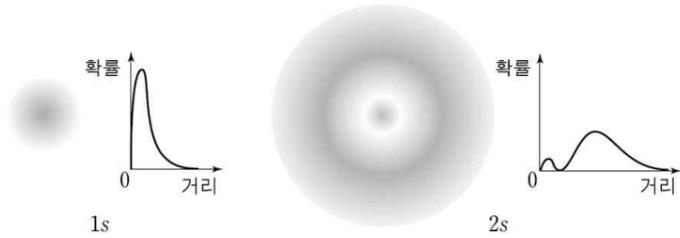
③. 보어의 원자 모형

④. 금의 양성자수와 Al의 양성자수 비교하면 이해할 수 있다.

⑤. 톰슨의 원자 모형

4]. 2009.6.3.

3. 그림은 수소 원자의 1s, 2s 오비탈의 모습과 각 오비탈에서 전자가 발견될 확률을 핵으로부터의 거리에 따라 나타낸 것이다.



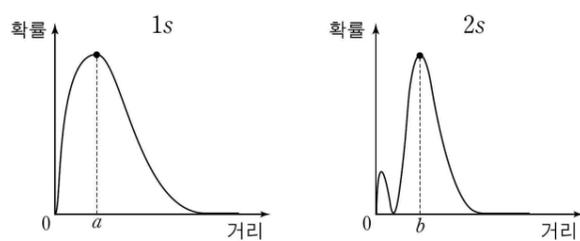
이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

- < 보 기 > —
- ㄱ. 전자는 원운동을 한다.
 - ㄴ. 1s 오비탈에서 핵으로부터 거리가 같으면 전자가 발견될 확률은 방향에 관계없이 같다.
 - ㄷ. 2s 오비탈에서 전자가 발견될 확률이 0인 곳이 있다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄱ, ㄷ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

5]. 2010.6.2.①.

2. 그림은 수소 원자의 1s, 2s 오비탈에서 전자를 발견할 확률을 핵으로부터의 거리에 따라 나타낸 것이다.



이에 대한 설명으로 옳지 않은 것은? [3점]

- ① 거리 a와 b는 같다.
- ② 오비탈의 에너지는 2s가 1s보다 높다.
- ③ 2s 오비탈에는 전자가 발견될 확률이 0인 곳이 있다.
- ④ 오비탈에 채워질 수 있는 전자의 최대수는 1s와 2s가 같다.
- ⑤ 1s 오비탈에서 핵으로부터 거리가 같으면 전자가 발견될 확률은 방향에 관계없이 같다.

4]. 2009.6.3.④.

생각 없이 풀면 ㉠에 당한다. 보어 모델에서는 전자가 핵 주위를 원운동 하지만 현대 모델에서는 어떻게 도는지 모른다, 그래서 전자를 발견할 확률 개념을 도입하여 전자구름이라는 용어를 사용한다. 1s orbital은 방향성이 없어 당구공같은 구처럼 그리고 핵으로부터 같은 거리에서는 전자가 발견될 확률은 같다.

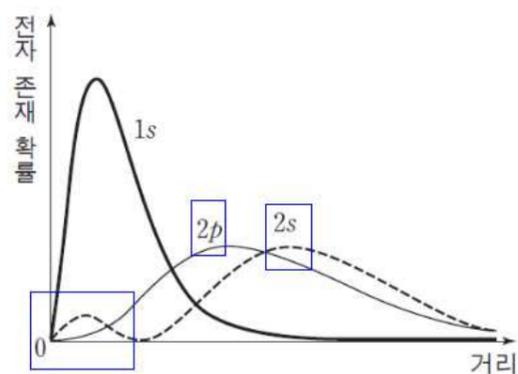
주양자수가 증가하면서 s orbital의 크기는 증가하고 위의 그림처럼 전자가 발견될 확률이 0인 곳이 생긴다. 2s orbital의 전자는 1s보다 멀리 떨어져 있지만 핵 가까이 가면서 전자를 발견할 확률이 0인 곳을 지나 핵 주변에 약간 2s 전자가 발견될 확률이 있다. 이 의미는 2s전자는 2p전자 보다 더 핵에 가까이 갈 수 있고 핵과의 인력이 더 생긴다. 예로는 B와 Be의 일차 이온화 에너지가 차이가 나는 것을 이해할 수 있다. B: $1s^2 2s^2$ 와 Be: $1s^2 2s^2 2p^1$ 에서 $2s^2$ 보다는 $2p^1$ 의 전자가 쉽게 떨어지는 이유와 같다.

2p orbital의 그림도 생각해 보라. 공간의 3개의 축 x, y, z이 축에 모여 있는 아령 모양처럼 생겼고 원점에서는 발견될 확률이 0이다. 그 외곽에서도 전자를 발견할 확률은 존재한다. orbital은 전자를 발견할 확률이 90% 이상만 그리므로 그림 외부에도 전자를 발견할 확률은 있지만 작다.

5]. 2010.6.2.①.

1s orbital 전자 발견 확률 그림에서 표시된 a의 의미는 보어 모형에서 전자가 원 운동하는 반지름이다. 1s와 2s orbital은 전자껍질로 인해 크기가 다르다.

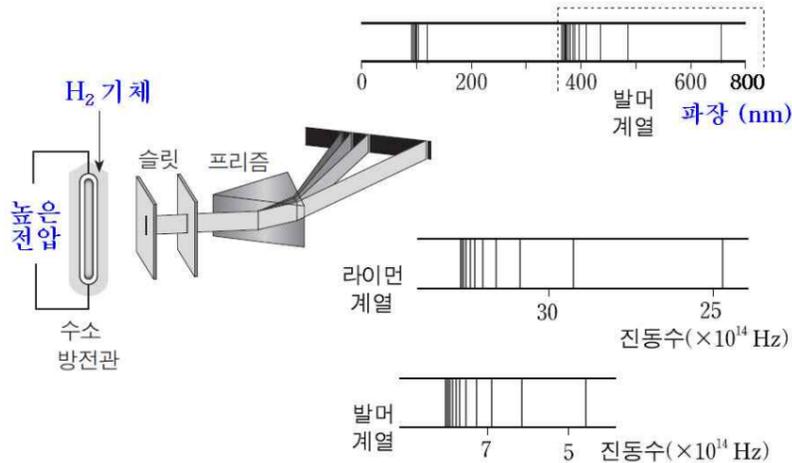
아래 그림에서 2p와 2s를 비교해 보자. 전자를 발견할 확률이 핵에서부터 2s보다 2p가 더 가깝다. 그러나 2s에서는 1s 보다 더 핵에 가까이에서 전자를 발견할 확률을 보여주는 작은 봉우리가 있다. 그렇다고 해서 수소 원자에서 2s orbital의 에너지 준위가 2p orbital의 에너지 준위가 차이가 있다고 생각하면 안 된다. 수소 원자에서는 2s와 2p의 에너지 준위가 같다.



이러한 사실을 수소원자가 아닌 다 전자 원자에 적용해보면 2s orbital의 에너지 준위가 2p orbital의 에너지 준위보다 더 낮다는 것과 일치한다.

앞에서 설명한 것과 같이 B와 Be의 일차 이온화 에너지가 차이가 나는 것을 이해할 수 있다. B: $1s^2 2s^2$ 와 Be: $1s^2 2s^2 2p^1$ 에서 $2s^2$ 보다는 $2p^1$ 의 전자가 쉽게 떨어지는 이유와 같다.

수소 방전관과 수소 스펙트럼



유리관에 수소 기체를 넣고 높은 전압을 걸어주면 빨간 빛이 발생한다. 이 빛을 슬릿과 프리즘을 거치면 다양한 띠가 사진 건판에 나타난다. 사진 건판에 나타난 다양한 띠를 수소 스펙트럼이라고 한다. 다양한 띠 스펙트럼을 분석하는데 진동수 별로 혹은 파장으로 표현한다. 자외선 계열을 라이먼 계열이라고 하고 가시광선 영역을 발머 영역이라고 한다.

공통적으로 각 영역에서 에너지가 증가하는 쪽으로 띠의 간격이 좁아진다.

수소 기체는 높은 전압에서 발생하는 전자와 충돌하여 수소 원자가 되어 수소 원자의 전자가 다양한 전이를 일으키면서 빛이 발생하는 것이다. 전압을 더 높이면 충돌하여 생성되는 수소 원자가 더 많아지므로 수소 방전관은 더 밝아진다. 수소 원자의 전자가 가지는 고유한 에너지 전위를 외부인자로 바꿀 수는 없다. 수소를 더 많이 넣어주어도 수소방전관은 더 밝아진다.

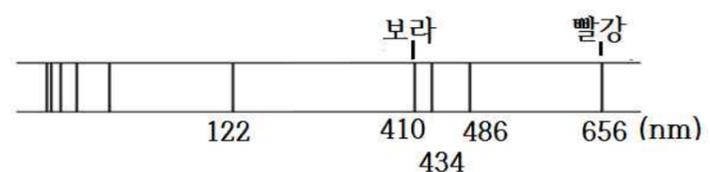
수소의 전자가 더 높은 준위로 올라갔다가 다시 떨어지면 그 에너지의 차이가 빛에너지로 방출되는 것이다. 에너지의 차이를 알기 위해서는 에너지 준위를 알아야 한다. 수소원자에서 전자가 갖는 에너지 준위는 $E_n = -\frac{B}{n^2}$ 인 것을 꼭 알고 가야 한다. 에너지 준위를 우

물이라고 생각하면 물을 퍼 올릴 때 0의 에너지는 지상에 있을 때, 지하에 있는 물의 에너지 상태를 음의 값으로 보면 된다.

전자가 높은 전위($E_{\text{전}}$)에서 낮은 전위($E_{\text{후}}$)로 이동할 때 $\Delta E = E_{\text{후}} - E_{\text{전}}$ 혹은 $\Delta E = E_{\text{나중}} - E_{\text{처음}}$ 로 계산한다.

꼭 알아야 할 사항

1. 수소 원자 모형에서 전자 궤도의 에너지 준위 식 $E_n = -\frac{B}{n^2}$
2. 수소 방전관에서 전자의 전이 → 에너지 차이 → 빛 에너지 : 에너지 차이 계산 가능?
3. 빛 에너지와 전자 전이의 해석
4. 주양자 수 n와 오비탈의 표현
5. 띠 스펙트럼에서 파장 혹은 진동수로 표현 될 때의 전환
6. 띠 스펙트럼과 전자 전이의 MATCHING
7. 전자 궤도의 에너지 준위와 전이 에너지에 대한 다양한 표현
8. 전자 전위에 해당되는 파장의 계산
9. 아래 자료에서 $n = \infty \rightarrow n=2$ 로 방출되는 빛의 파장을 구할 수 있는가?



$\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$ (h : 플랑크 상수, c : 빛의 속도)

계산을 쉽게 하기 위해서 122 nm을 선정해서 풀어 보

자.

n = 2 → n = 1에 해당되는 에너지는

$$E_{2 \rightarrow 1} = -B\left(1 - \frac{1}{4}\right)$$

$$= -\frac{3}{4}B \rightarrow \frac{3}{4}B = \frac{hc}{\lambda} = \frac{hc}{122}$$

$$\frac{hc}{B} = \frac{3 \times 122}{4}$$

$$E_{\infty \rightarrow 2} = -B\left(\frac{1}{4} - 0\right) = -\frac{1}{4}B$$

$$\rightarrow \frac{1}{4}B = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\lambda = 4 \frac{hc}{B} = 4 \frac{3 \times 122}{4}$$

$$= 366(\text{nm})$$

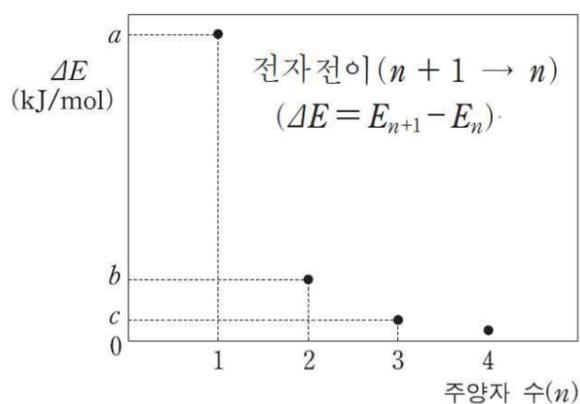
400nm보다 작으면 자외선이므로
 $\infty \rightarrow 2$ 로 방출되는 빛은 자외선이다.

수능에서 표현된 수소의 주양자 수와 전자 에너지 준위

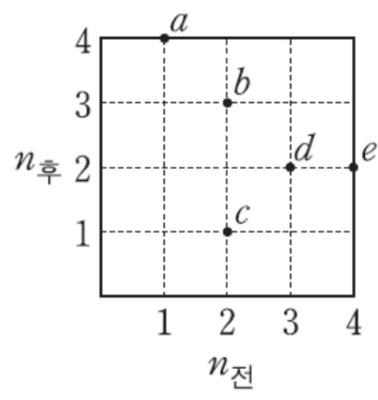
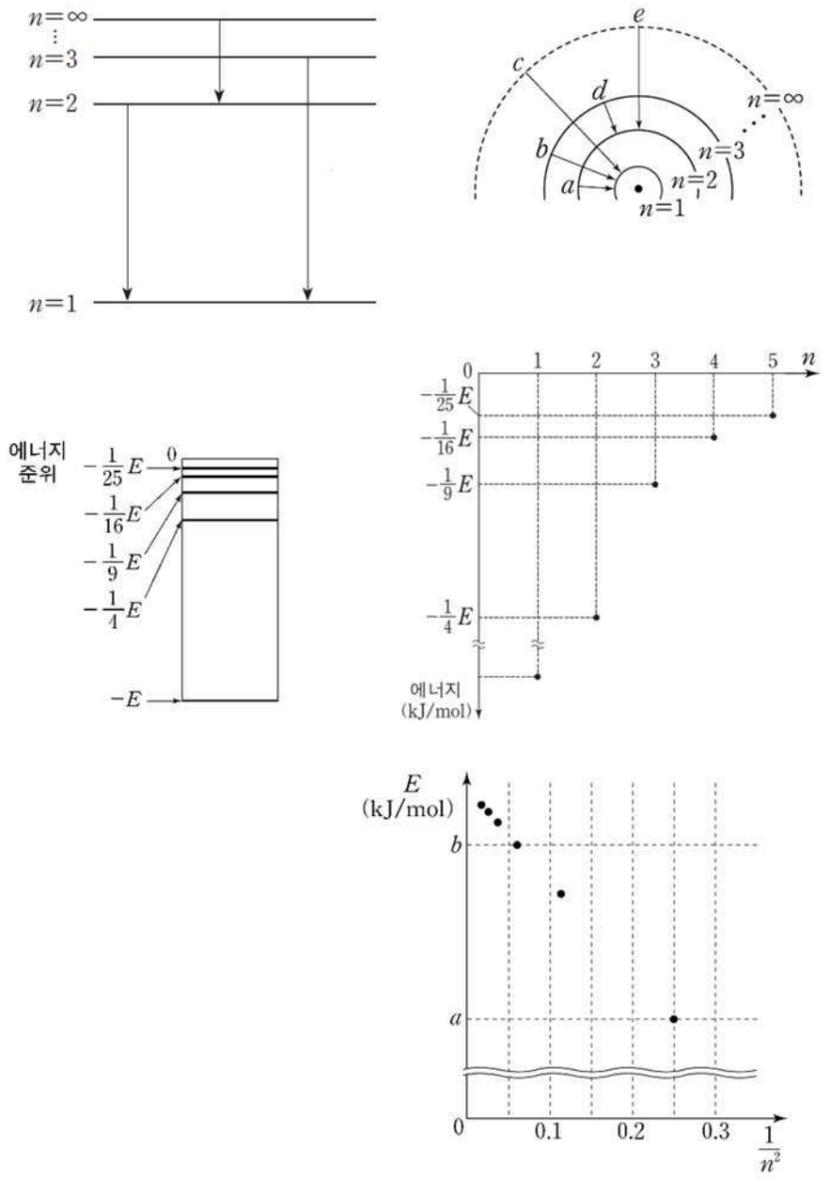
그래프 혹은 도표의 해석을 빠르게 할 수 있나?
 각 그림이 무엇을 의미하는지 알 수 있나? 지금까지 출제된 수소 전자 에너지 준위 그래프이다.

수소 원자의 전자의 전이에 의한 에너지 차이 ΔE 의 의미

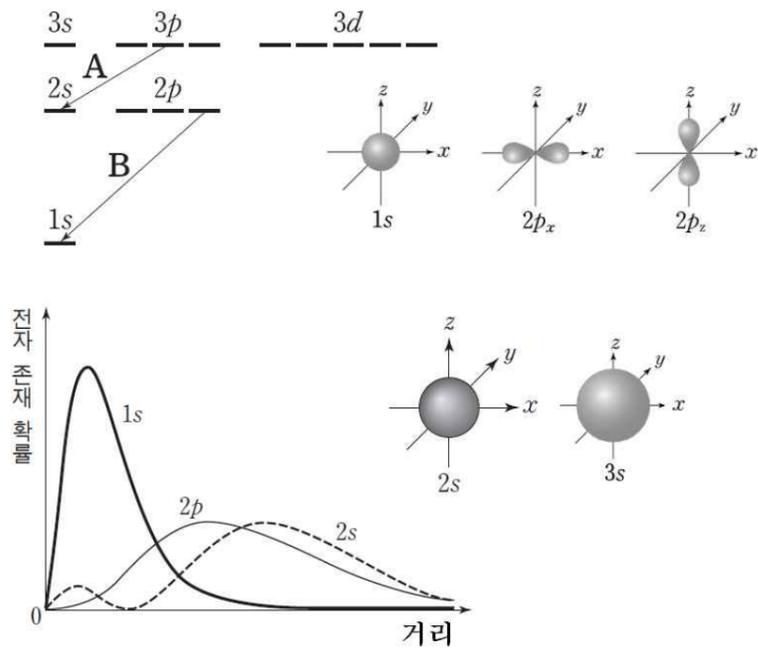
그래프 혹은 도표의 해석을 빠르게 할 수 있나?



전이 전 주양자 수 n(전)과 전이 후 주양자 수 n(후)에 따른 에너지 차이 ΔE?

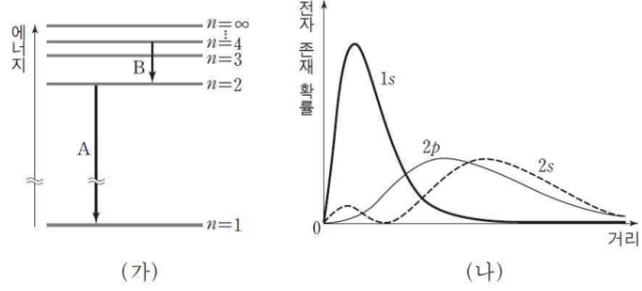


수소 오비탈과 에너지 준위에서 전자의 전이를 이해할 수 있는가



6]. 2012.6.18.

18. 그림 (가)는 수소 원자의 주양자수(n)에 따른 에너지 준위 ($E_n = -\frac{1312}{n^2}$ kJ/mol)와 전자 전이의 일부를, (나)는 수소 원자에서 핵으로부터의 거리에 따른 1s, 2s, 2p 오비탈의 전자 존재 확률을 나타낸 것이다.



이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

- <보기> —
- ㄱ. 방출되는 빛의 파장은 B가 A의 3배이다.
 - ㄴ. 전자 존재 확률이 최대인 거리는 2s가 2p보다 크다.
 - ㄷ. 2p 오비탈과 1s 오비탈의 에너지 준위 차이는 A의 에너지 크기와 같다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄱ, ㄷ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

7]. 2007.6.12. 그림 (가)는 수소 기체 방전관에서 관찰할 수 있는 라이먼과 발머 계열의 선스펙트럼을, (나)는 보어의 수소 원자 모형에서 전자 전이를 나타낸 것이다.

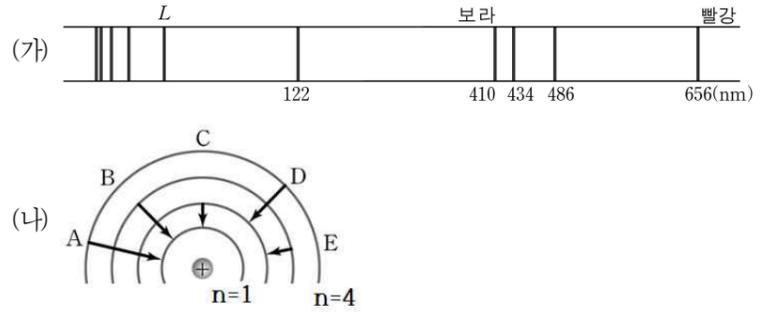


그림 (가)의 스펙트럼선 486 nm에 해당하는 전자 전이를 (나)에서 바르게 고른 것은?

- ① A ② B ③ C ④ D
⑤ E

6]. 2012.6.18.④.

(나)의 그래프를 보면 2s orbital의 전자는 1s보다 멀리 떨어져 있지만 핵 가까이에서 전자를 발견할 확률이 0인 곳을 지나 핵 주변에 약간 2s 전자가 발견될 확률이 있다. 전자를 발견할 확률그래프만 보고 2s, 2p orbital의 에너지 준위를 잘못 판단할 수 있으니 조심하자. 수소인 경우 같은 주양자수이면 그 전자의 에너지 준위는 같다. 오비탈에서 주양자 수를 확인할 수 있어야 한다.

이 의미를 확장하면 2s전자는 2p전자 보다 더 핵에 가까이 갈 수 있고 핵과 인력이 더 생긴다. 예로는 B와 Be의 일차 이온화 에너지가 차이가 나는 것을 이해할 수 있다. B:1s²2s² 와 Be:1s²2s²2p¹에서 반발력이 존재하지만 핵과의 인력이 큰 2s²보다는 인력이 작은 2p¹의 전자가 쉽게 떨어지는 이유와 같아 제 1이온화 에너지가 Be가 B보다 더 작게 되는 이유이다.

방출되는 빛의 에너지를 구해야 한다.

㉠. 1312페이지 $E_n = -\frac{B}{n^2}$ 로 바꾸어 계산하자.

숫자로 나오면 습관적으로 계산한다. 여기서는 비율만 물어본다. 에너지 차이를 계산하고 에너지와 파장은 반비례 관계를 적용한다.

$$\Delta E_A(2 \rightarrow 1) = -\frac{B}{1} - (-\frac{B}{4}) = -\frac{3B}{4}$$

$$\Delta E_B(4 \rightarrow 2) = -\frac{B}{4} - (-\frac{B}{16}) = -\frac{3B}{16}$$

$$\frac{\Delta E_A}{\Delta E_B} = \frac{-\frac{3B}{4}}{-\frac{3B}{16}} = 4, \text{ 에너지는 4배 차이 이므로 파장은}$$

그 역수이므로 $\frac{1}{4}$ 배 짧다.

B의 파장은 A의 파장의 4배이다.

㉡. (나)의 그림에서 최고점을 비교하면 된다.

㉢. 수소에서만 적용된다.

수소의 경우 2s or 2p → 1s로 떨어지는 에너지는 같다. 하지만 다른 다 전자 원자의 경우에는 적용되지 않는다.

선 스펙트럼 없이 말로만 물어 보는데 함정에 걸리기 쉽다.

산소의 예를 들면 2s → 1s와 2p → 1s로 떨어지는 에너지는 당연히 다르다.

전자가 핵에서 멀어질수록 에너지 준위가 높다. 주양자수(n)가 작으면 핵에 가까이 있어 안정한 궤도이고 에너지가 낮다.

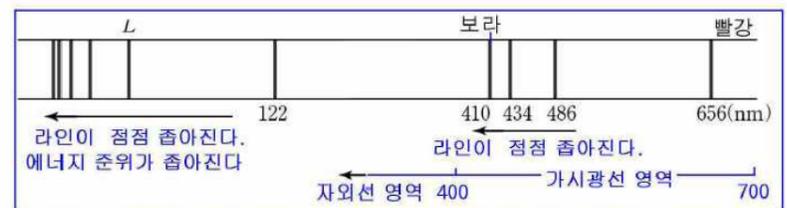
화학에서 안정하다는 것은 에너지가 낮다는 것이다 (-부호 포함하여)

7]. 2007.6.12.④.

가시광선 영역은 파장 400nm ~ 700 nm인 것을 알자. 수소 원자 스펙트럼에서 나타나는 4가지 선, 가시광선, 발머 영역은 3→2, 4→2, 5→2, 6→2 의 4가지 선이며 필히 알고 가야 한다. 3 → 2로 가는 에너지가 가장 작은 빨강인 것도 꼭 알고 가야 한다.

그림에서 n의 값을 표시하라.

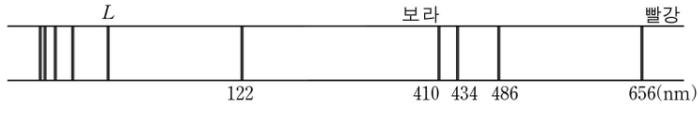
핵과 전자 궤도를 확실히 구별하여 표시하여 문제를 풀도록, 실수하는 학생이 있음.



빛의 파장과 진동수에 관한 식은 있으면 안 되는 매우 중요한 식이다.

$$\Delta E = hf = h\frac{c}{\lambda}$$

8]. 2007.6.13.①. 수소 기체 방전관에서 관찰할 수 있는 라이먼과 발머 계열의 선스펙트럼에 대한 설명으로 옳은 것을 <보기>에서 모두 고른 것은? (E_n 은 주양자수 n 인 전자껍질의 에너지 준위, h 는 플랑크 상수, c 는 빛의 속도이다.)



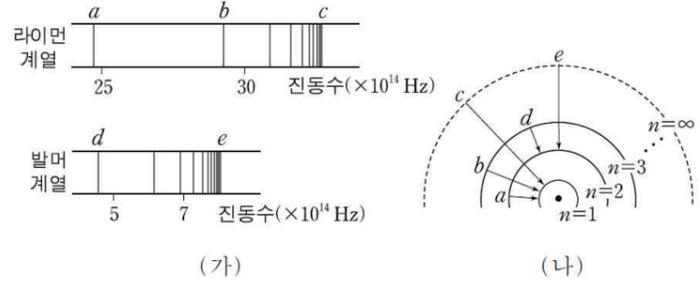
<보 기>

ㄱ. 수소 기체가 많아지면 연속 스펙트럼으로 변한다.
 ㄴ. 스펙트럼선 L의 파장은 $\frac{hc}{E_3 - E_1}$ 로 구한다.
 ㄷ. 수소 기체 방전관에 더 높은 에너지를 가하면 스펙트럼선들의 파장이 짧은 쪽으로 이동한다.

- ① ㄴ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ
 ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

9]. 2007.11.8.

8. 그림 (가)는 수소의 선 스펙트럼 중 라이먼 계열과 발머 계열을 진동수로 표현한 것이고, (나)는 (가)의 선 a~e에 해당하는 전자 전이를 보여주는 수소 원자 모형에 나타낸 것이다.



이에 대한 설명으로 옳은 것을 <보기>에서 모두 고른 것은?

<보 기>

ㄱ. n 값이 커질수록 이웃하는 궤도 간의 에너지 차이가 작아진다.
 ㄴ. b와 a선의 진동수 차이는 d선의 진동수와 같다.
 ㄷ. e선에 해당하는 에너지는 수소의 이온화 에너지와 같다.

- ① ㄱ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄱ, ㄷ ⑤ ㄴ, ㄷ

8]. 2007.6.13.①.

㉠㉡에서 많이 틀렸던 문제이다.

수소 기체 방전관은 수소 등이며, 진공관에 수소를 넣고 높은 전압을 걸어 주면 빨간 빛이 나오는 전등이라고 생각한다.

수소원자가 갖는 전자의 에너지 준위는 고유한 값이며, 모든 원자들은 고유한 값을 가지고 있다. 외부에서 에너지를 가해도 변화하지 않는다.

이것은 각 원소의 양성자와 전자들에 의한 인력과 반발력에 의한 그 원소 자체의 값이므로 외부에서 어떤 변화를 준다고 해서 바뀌어 지는 값이 아니다. 그 전자들이 움직이는 에너지 준위는 변하지 않는다.

수소 등에 수소를 많이 넣어 주면 움직이는 수소 원자 수가 많아져서 전등 빛이 밝아 질 것이고, 외부 전압을 높이 걸어 주어도 수소 원자의 수가 많아져서 수소방전관이 밝아지는 것 뿐 이다.

띠 스펙트럼이 연속스펙트럼 나오지는 않는다. 띠 스펙트럼은 원자 구조에서 전자의 움직임의 에너지가 양자화(단계적)되어 있음을 보여주는 것이다.

최근에는 파장을 더하고 빼는 $|\lambda_1 - \lambda_2|$ 나오는데 이것은 에너지에 해당되는 것이 아니다. 파장으로 표시된 선 스펙트럼에서 파장간의 간격을 나타낸 것이다. 에너지

$$E = hf = \frac{hc}{\lambda} \quad \text{공식은 평생 가지고 간다.}$$

예를 들면 발머 영역에서 656, 486, 434, 410nm의 스펙트럼에서 각 파장간의 차이가 좁아지는 것을 알 수 있다. 에너지 준위가 증가할수록 에너지 차이는 감소한다.

9]. 2007.11.8.③

라이먼 계열은 자외선 영역이고
? $\rightarrow n = 1$ 로 떨어지는 빛의 계열이다.

발머 계열은 가시광선 계열이고
 $n = 6, 5, 4, 3 \rightarrow n = 2$ 로 떨어지는 빛의 계열이다.

스펙트럼에서 진동수와 파장으로 나왔을 때 에너지가 어디로 증가하는지를 판단할 수 있어야 한다. 같은 계열에서 각 선의 간격이 줄어드는 쪽이 에너지가 큰 쪽이다.

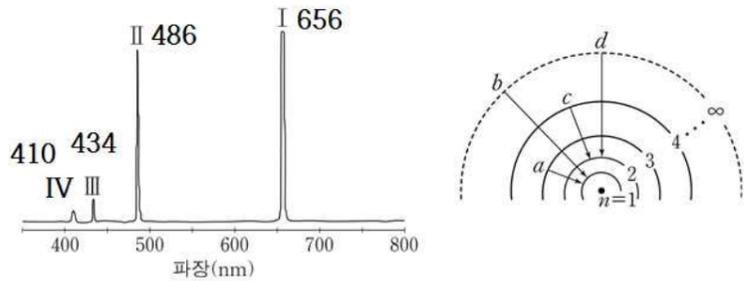
n 이 커질수록 이웃하는 궤도 간의 에너지 차이는 $\frac{1}{n^2}$ 으로 인하여 작아진다.

진동수는 에너지와 비례한다.

이온화 에너지는 $n = 1 \rightarrow n = \infty$ 로 전자를 이동시키는 데 필요한 에너지이다.

10]. 2008.6.16.

그림은 가시광선 영역의 수소 원자 스펙트럼과 보어의 수소 원자 모형에서 전자 전이를 나타낸 것이다. 전자 전이 a~d에 해당하는 에너지는 각각 $E_a \sim E_d$ 이다.

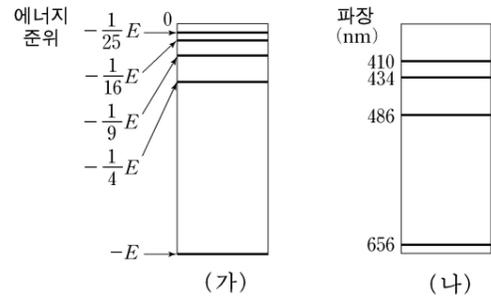


가시광선 영역의 수소 원자 스펙트럼에 대한 설명으로 옳은 것을 <보기>에서 모두 고른 것은? [3점]

- <보 기>
- ㄱ. I에 해당하는 전자 전이의 에너지가 가장 작다.
 - ㄴ. II의 파장에 해당하는 에너지는 $E_d - E_c$ 와 같다.
 - ㄷ. III은 전자 전이 d에 의해 나타난다.

- ① ㄱ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄴ, ㄷ
 ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

11]. 2008.11.13. 그림 (가)는 보어의 수소 원자 모형에서 에너지 준위를, (나)는 수소 방전관에서 얻은 가시광선 영역의 선 스펙트럼을 모식적으로 나타낸 것이다.



이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, $E = 1312 \text{ kJ}$ 이다.) [3점]

- <보 기>
- ㄱ. 수소의 이온화 에너지에 해당하는 값은 E 이다.
 - ㄴ. 434 nm선에 해당하는 에너지는 486 nm선에 해당하는 에너지보다 크다.
 - ㄷ. 656 nm선에 해당하는 에너지 값은 $\frac{3}{4}E$ 이다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄷ ④ ㄱ, ㄴ ⑤ ㄱ, ㄷ

10]. 2008.6.16.①

가시광선 영역은 400 - 700 nm

수소 원자 스펙트럼 가시광선 영역에서 4가지 선은

$n = 3, 4, 5, 6 \rightarrow n = 2$ 으로 전이되는 경우이며 에너지가 가장 낮은 것 $n = 3 \rightarrow n = 2$ 의 에너지가 빨강이다.

위 그림 에너지 궤도에서 a ($n = 3 \rightarrow n = 1$) 와 b ($n = \infty \rightarrow n = 1$)의 에너지는 확실한 자외선 영역이다. d선은 $n = 2$ 로 떨어지지만 ∞ 에서 떨어져 에너지 값이 가시광선보다 큰 자외선 영역의 파장이다.

$n = \infty \rightarrow n = 2$ 로 떨어지는 파장을 계산할 수 있어야 한다. p. 15 참고.

I: ($n = 3 \rightarrow 2$), 656 nm, II: ($n = 4 \rightarrow 2$), 486 nm,
III:($n = 5 \rightarrow 2$), 434 nm, IV:($n = 6 \rightarrow 2$), 410 nm

11]. 2008.11.13.④

가시광선 영역은 파장 400 ~ 700 nm인 것을 알자.

수소 원자 스펙트럼에서 나타나는 4가지 선은 각각 $3 \rightarrow 2, 4 \rightarrow 2, 5 \rightarrow 2, 6 \rightarrow 2$ 의 4가지 선이며 $3 \rightarrow 2$ 가 에너지가 가장 작은 빨강이다.

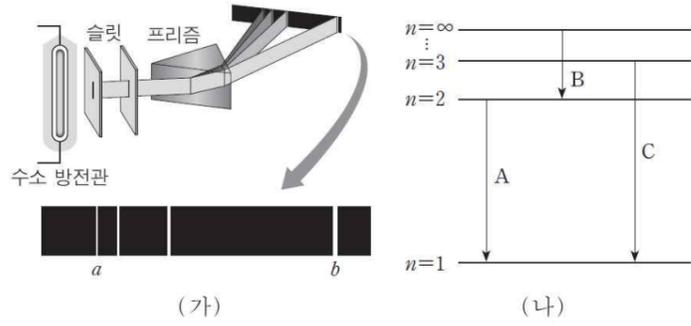
$\Delta E = -\frac{B}{n^2}$ 를 잊지 말자.

수소 스펙트럼에서 656 nm는 가장 에너지가 작은 가시광선이므로 $3 \rightarrow 2$ 로 떨어지는 에너지 선이므로

$[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}]B = \frac{5}{36}B$ 의 비율을 갖는다.

12]. 2011.6.12.

12. 그림 (가)는 수소 원자의 가시광선 영역의 선스펙트럼을, (나)는 수소 원자의 주양자수 n 에 따른 에너지 준위($E_n = -\frac{1312}{n^2}$ kJ/mol)와 전자 전이 A~C를 모식적으로 나타낸 것이다.



이에 대한 설명으로 옳은 것은?

- ① (가)에서 파장은 a 가 b 보다 길다.
- ② A에서 방출되는 빛은 적외선이다.
- ③ B에서 방출되는 빛은 b 에 해당한다.
- ④ C에서 방출되는 빛의 에너지는 $\frac{1312}{9}$ kJ/mol이다.
- ⑤ 방출되는 빛의 에너지는 A가 B의 3배이다.

12]. 2011.6.12.⑤.

그림 (가)를 보면 파장의 대소 관계를 나타내지 않았다. 주의하라.

b에서 a쪽으로 가면서 간격이 좁아지고 있음을 보라.

가시광선 영역이나 자외선 영역에서 선 스펙트럼의 간격이 좁아지는 쪽이 에너지가 큰 쪽이다. 즉, 파장이 짧은 쪽이다.

수소 원자 모델에서 꼭 기억해야 할 식은 $E_n = -\frac{B}{n^2}$ 를 꼭 기억하라. (-)의 부호, n의 제곱분의 1의 형태라는 것은 잊으면 안 된다.

(-)의 의미는 에너지가 가장 낮은 안정한 상태로 보면 된다.

∞ 의 의미는 전자를 핵에서부터 완전하게 제거한다는 뜻이므로 이온화 에너지를 가해서 이온을 만든다는 뜻과 같다.

수소 스펙트럼에서 가시광선은 4가지이고 n=6, 5, 4, 3 에서 n=2로 떨어지는 빛이고 그 값은 대강이나마 410, 434, 486, 656nm로 알면 좋고 최근에는 파장을 $|\lambda_1 - \lambda_2|$ 의 식 같은 식으로 만들어 더 복잡하게 만들고 있다. 각 파장 값의 차이가 점점 좁아지는데 이것의 의미는 전자의 에너지 준위가 높아갈수록 에너지 준위가 점점 좁아진다는 것과 같은 의미이다.

위의 그림에서 $n=\infty \rightarrow n=2$ 로 떨어지는 에너지는 가시광선보다 에너지가 큰 자외선 이다.

몰라도 되지만 계산할 수 있으니 비교해 보자

$n=\infty \rightarrow n=2$ 로 떨어지는 에너지 계산
410 nm에 해당되는 에너지를 이용

$$\Delta E_{\infty \rightarrow 2} = E_2 - E_\infty = -\frac{B}{4} - (-\frac{B}{\infty}) = -\frac{8B}{36}$$

이것을 에너지와 파장의 관계식 $\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$ 에 적용

$$\frac{hc}{410} = \frac{8B}{36}, \frac{hc}{B} = \frac{8 \times 410}{36}$$

$n=\infty \rightarrow n=2$

$$\Delta E_{\infty \rightarrow 2} = E_2 - E_\infty = -\frac{B}{4} - (-\frac{B}{\infty}) \text{ 이므로}$$

$$= -\frac{B}{4} = -\frac{9B}{36}$$

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\frac{hc}{\lambda} = \frac{B}{4}, \lambda = \frac{4 \times hc}{B} = 4 \left[\frac{8 \times 410}{36} \right] = 364.4 \approx 364 (nm)$$

그러면 이온화 에너지에 해당하는 1312kJ/mol은 어떤 전자기파에 해당할까? 수소원자 1개에 해당되는 에너지를 생각하여 계산하면 X-ray의 정도의 에너지이다.

$E_n = -\frac{B}{n^2}$ 는 각 n에 해당되는 에너지 준위이다.

에너지 준위와 에너지 차이를 구별하라.

평소에 연습을 통해서 쉽게 푸는 연습을 하자.

위의 방전관에서 전압을 높여도 에너지 준위는 변하지 않는다. 에너지 준위는 수소 원자의 고유한 값이다. 전압 때문에 수소 방전관에서 생성되는 수소 원자의 수가 증가하여 빛이 더 밝아 질 것이다. 위의 방전관에 수소를 많이 넣어주면 단지 빛이 밝아진다.

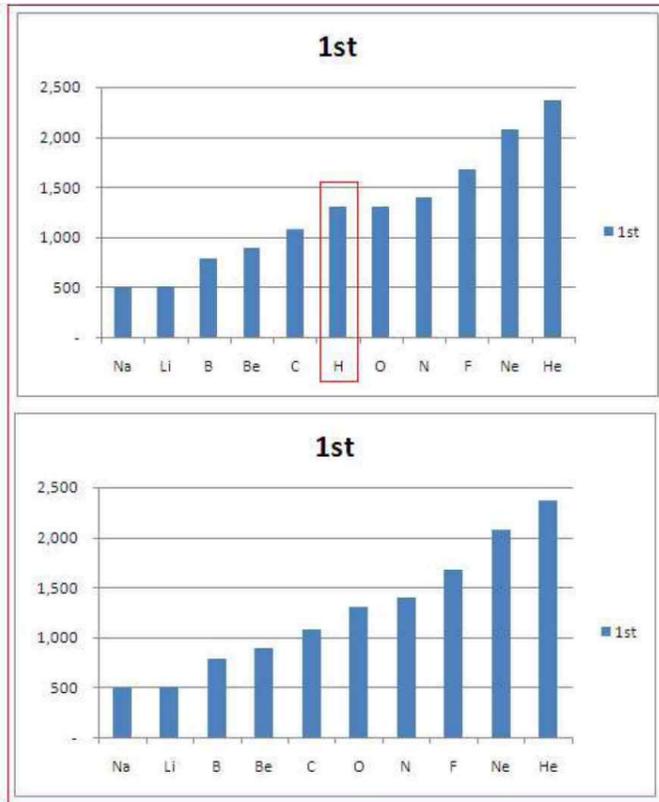
전자기파 에너지 관련 식 $E = hf = h\frac{c}{\lambda}$ 식은 평생 알고 가는 식이다.
h는 플랑크 상수, f는 진동수(hz),
c는 빛의 속도 = 3×10^8 m/sec
알면 좋고 모르면 할 수 없고!

가시광선의 영역은 400nm에서 700nm
UV의 영역은 400 nm 미만 ~100nm정도

<중간 생략>

< Further Study >

이온화 에너지



이 자료는 정확한 data를 가지고 그린 그래프이다.

우연스럽게도 수소의 1차 이온화 에너지와 산소의 1차 이온화 에너지가 매우 근사하다. 일단 몰라도 됨.

제1 이온화 에너지는 Be-B, N-O에서 예외, 증가하는 순으로 차근차근 써 보자. 외우면 좋다.

Li, B, Be, C, O, N, F, Ne, He

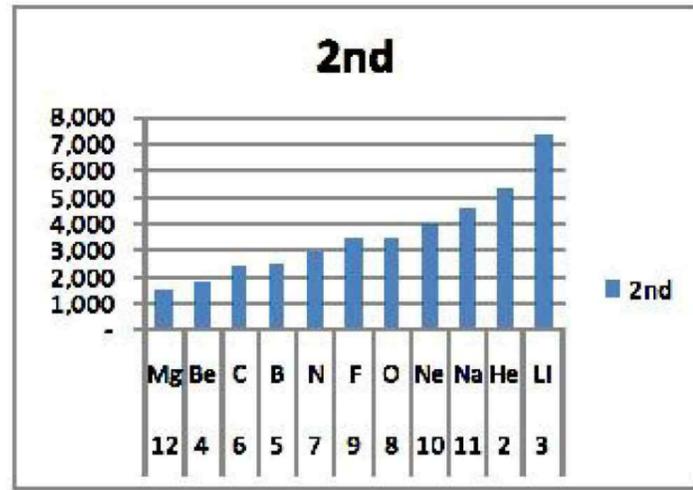
더 고려해야 할 것은 2차 이온화 에너지면 어떨까?
한번 해 보지 않으면 시간 무지 걸린다. 전자 배치, orbital box 그림 그려 놓고 생각해 보자.

제 1 이온화 에너지의 Be-B, N-O의 관계가 다른 원소에서 그대로 적용된다.

의외의 복병으로 헬 문제 기대 된다.

제 2 이온화 에너지를 이 문제처럼 만들고 판단해 보자. 주요한 것 많다.

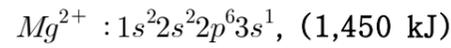
평소에 Be-B, N-O의 관계를 잘 생각하고, 3주기의 Mg-Al, P-S의 관계도 기억하기 바란다.



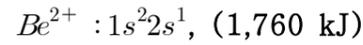
Li의 제2 이온화 에너지가 제일 크다. 순서는

Mg, Be, C, B, N, F, O, Ne, Na, He, Li

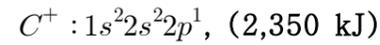
제 2 이온화 에너지를 적용시키기 위해 각 원소에서 전자 한 개 떼어 낸 (+1)가의 전자배치를 생각하고 여기서 다시 적용하면 쉽게 이해 된다.



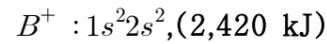
Na과 같은 배열. 아직 $3s^1$ 에 전자 있으므로
2차 이온화 에너지 제일 작고



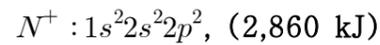
Li의 일차 이온화 에너지와 같은 경향



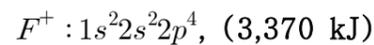
B의 일차 이온화 에너지와 같은 경향



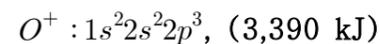
Be의 일차 이온화 에너지와 같은 경향



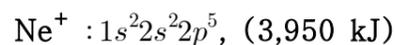
C의 일차 이온화 에너지와 같은 경향



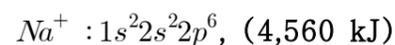
O의 일차 이온화 에너지와 같은 경향



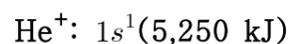
N의 일차 이온화 에너지와 같은 경향



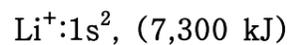
F의 일차 이온화 에너지와 같은 경향



Ne의 일차 이온화 에너지와 같은 경향



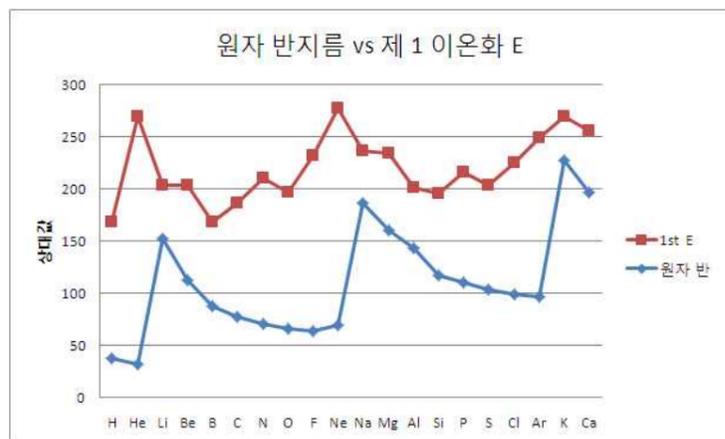
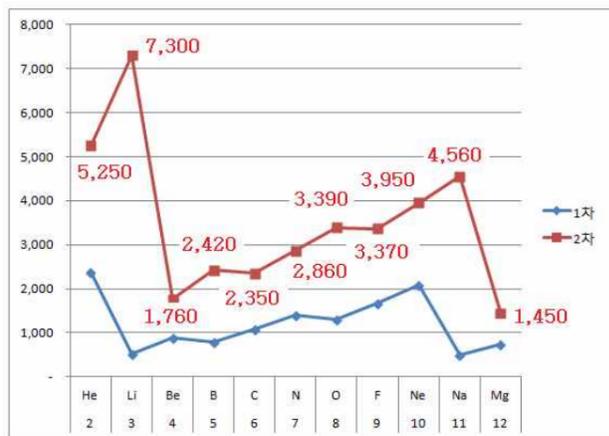
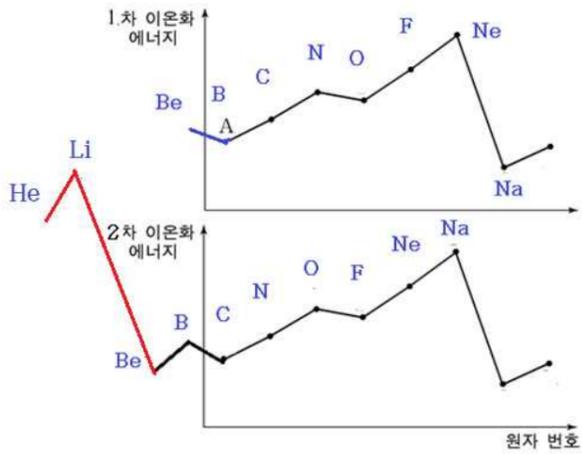
Li의 일차 이온화 에너지와 같은 경향



He의 일차 이온화 에너지와 같은 경향

중성이온에서 전자 한 개를 각각 떼어내면 +1가 이온이 되며 여기에서 제 2 이온화 에너지를 예측하려면 제2 이온화 에너지의 경향은 제1 이온화 에너지 도표에서 도표는 그대로 두고 원소의 원자 번호만 왼쪽으로 "1" 대칭이동 시키면 경향이 맞는다.

일차 이온화 에너지와 이차 이온화 에너지의 경향

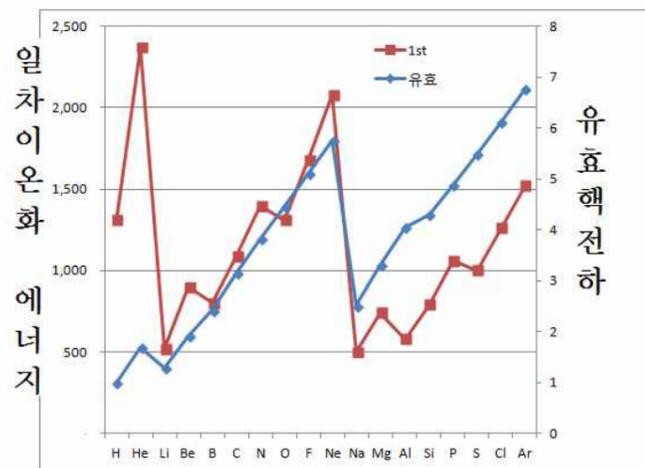


원자 반지름과 제 1 이온화 에너지 그래프이다. 원자 반지름은 같은 주기에서 감소하는 경향에 예외가 없다. 원자 반지름이 작다고 이온화 에너지가 증가하긴 하는데 예외가 있다. Be-B, N-O와 Mg-Al, P-S 예외 ※ 비활성 기체의 원자 반지름의 측정은 다른 원소와 다르게 측정하므로 비교 대상에서 제외한다.

유효 핵전하의 경향



같은 족에서 아래로 갈수록 증가한다. 같은 주기에서 증가하다 주기가 바뀌면서 급격히 감소하다 다시 주기에 따라 증가한다.

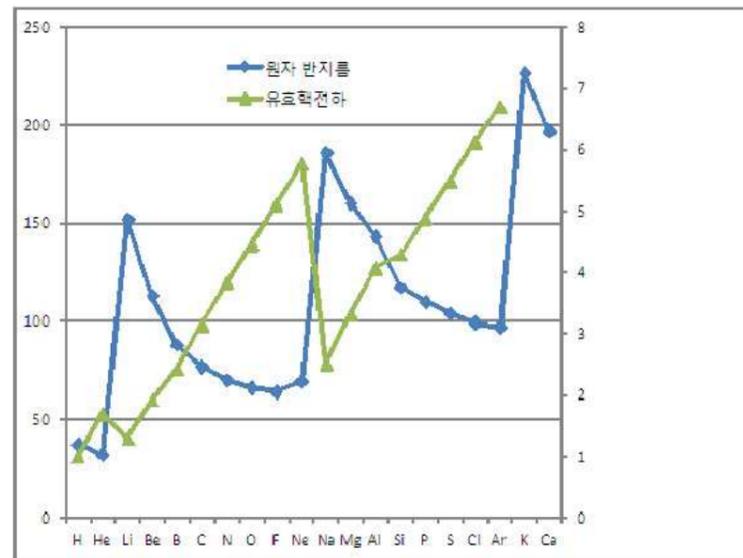


일차이온화 에너지와 유효핵전하의 경향

1주기에서는 같은 증가 경향

2주기: 이온화 에너지는 증가하다 Be-B, N-O에서 예외 유효핵전하는 계속 증가

3주기: 2주기에서 3주기로 가면서 감소하다 다시 증가



유효 핵전하와 원자 반지름과의 관계

같은 주기에서 유효 핵전하가 증가하면 원자 반지름 감소한다.

같은 족에서는 경향이 다르다.

다음 자료를 보고 감을 익히고 알아야 할 것들!

다음은 $\frac{\text{제2이온화에너지}}{\text{제1이온화에너지}}$ 의 비율을 표로 나타낸 것이다.

원자 번호	원소	1st	2nd	2nd/1st	
1	H	1,310			
2	He	2,370	5,250	2.2	
3	2주기	Li	520	7,300	14.0
4		Be	900	1,760	2.0
5		B	800	2,420	3.0
6		C	1,090	2,350	2.2
7		N	1,400	2,860	2.0
8		O	1,310	3,390	2.6
9		F	1,680	3,370	2.0
10		Ne	2,080	3,950	1.9
11	3주기	Na	500	4,560	9.1
12		Mg	740	1,450	2.0
13		Al	580	1,820	3.1
14		Si	790	1,580	2.0
15		P	1,060	1,900	1.8
16		S	1,000	2,250	2.3
17		Cl	1,260	2,300	1.8
18		Ar	1,520	2,670	1.8
19	K	420	3,050	7.3	
20	Ca	590	1,140	1.9	

①. $\frac{\text{제2이온화에너지}}{\text{제1이온화에너지}}$ 에서 가장 큰 값을 갖는 것은 1족 Li이고 1족 중에서 주기가 증가할수록 비율은 감소한다.
→ 껍질 수의 증가에 따른 인력의 차이

②. 2주기에서 1족 원소를 제외하고는 거의 비슷하게 2정도의 비율이지만 특히 3족 원소(약 3)와 16족인 산소가 약간 큰 값(약 2.6)을 갖는다. 특히 3족의 원소가 큰 값(약 3)을 갖는다. 이런 현상은 3주기에서도 비슷하게 나타난다.

이런 현상은 원자 번호 증가에 따른 제 1 이온화 에너지의 크기와 같이 이해하자.

2주기에서 Be와 B, N과 O에서 원자 번호의 증가에 따른 이온화 에너지의 증감이 일정하게 증가하지 않는다. 예외적이다.

즉, 2주기에서 제 1 이온화 에너지의 증가는 $Li < B < Be < C < O < N < F < Ne$ 의 관계이다.

원자 번호 증가에 따라 증가하지 않고 예외인 것이 $B < Be, O < N$ 은 전자 배치에 따른 효과이다.

전자 배치 효과 때문에 B와 O는 $\frac{\text{제2이온화에너지}}{\text{제1이온화에너지}}$ 의 비율이 조금 높다는 것이다. B(붕소)의 경우는 비율이 3정도이고 O는 2.6의 비율을 갖는다.

3주기인 경우 3족인 Al은 3의 비율을 갖지만 P와 S의 경우 S가 2.3의 비율로 다른 것보다 좀 크다.

이러한 경향을 평소에 알고 가야 시험장에서 헛갈리는 경우가 적어질 것이다.

[59] 2014.11.15.의 문제에서 B의 제 1 이온화 에너지에 집중하면 헛갈릴 수 있다. 얼듯 보면 1족 같은데!!!!????

지금까지의 설명을 응용해 보면서 자료를 보면 A는 $\frac{\text{제3이온화에너지}}{\text{제2이온화에너지}}$ 의 비율이 매우 크므로 2족 원소이며 D는 $\frac{\text{제2이온화에너지}}{\text{제1이온화에너지}}$ 의 비율이 큰 1족 원소이다.

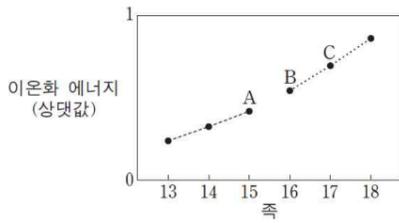
문제에서 B를 1족 원소라고 판단하면 $\frac{\text{제2이온화에너지}}{\text{제1이온화에너지}}$ 의 비율이 너무 작다. 그래서 1족 원소는 아닌 것을 확인해야 한다.

앞 페이지의 표에서 보는 것과 같이 1족 원소의 $\frac{\text{제2이온화에너지}}{\text{제1이온화에너지}}$ 의 값은 Li이 14이고 Na이 9, K이 7이다. 즉 아래로 내려가면서 감소한다. 이런 것이 있었구나 하면 B를 판단하는데 더 확실한 자료가 될 것이다.

C를 판단하는데도 도움이 될 수 있다. $\frac{\text{제2이온화에너지}}{\text{제1이온화에너지}}$ 의 값이 2이하이고 $\frac{\text{제3이온화에너지}}{\text{제2이온화에너지}}$ 도 그렇게 크지 않다. 즉 아직 계속 같은 껍질의 전자를 가지고 있다는 것이다.

52]. 2013.11.11.

11. 그림은 2, 3주기인 몇 가지 원소의 이온화 에너지를 족에 따라 나타낸 것이다. 같은 점선으로 연결한 원소는 같은 주기에 속한다.



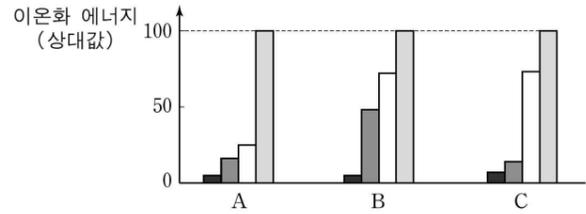
이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, A~C는 임의의 원소 기호이다.) [3점]

- <보기> —
- ㄱ. A는 2주기 원소이다.
 - ㄴ. B의 이온화 에너지는 같은 주기의 15족 원소보다 크다.
 - ㄷ. 원자 반지름은 B > C이다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄷ ④ ㄱ, ㄴ ⑤ ㄴ, ㄷ

54]. 2010.6.10.

10. 그림은 3주기 원소 A~C에 대해 각각의 제4 이온화 에너지를 100으로 하여 순차적 이온화 에너지의 상대값을 나타낸 것이다.



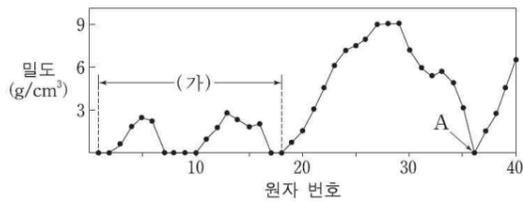
A~C에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, A~C는 임의의 원소 기호이다.)

- <보기> —
- ㄱ. 원자가전자수는 A가 가장 많다.
 - ㄴ. 원자 반지름은 B가 가장 크다.
 - ㄷ. 제1 이온화 에너지는 C가 A보다 크다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄱ, ㄷ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

53]. 2014.6.14.

14. 그림은 25°C, 1기압에서 원소의 밀도를 원자 번호 1에서 40까지 나타낸 것이다.



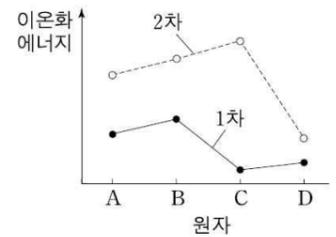
이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? [3점]

- <보기> —
- ㄱ. 구간 (가)에서 제1 이온화 에너지가 가장 큰 원소의 원자 번호는 2이다.
 - ㄴ. 17족 원소는 모두 기체이다.
 - ㄷ. 원자 번호 36인 원소 A는 비활성 기체이다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄱ, ㄷ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

55]. 07.11.11.

11. 그림은 원자 번호가 연속적으로 증가하는 원자 A~D의 1차 및 2차 이온화 에너지를 나타낸 것이다. 원자 A~D는 2주기와 3주기에 걸쳐 있다.



이에 대한 설명으로 옳은 것을 <보기>에서 모두 고른 것은? (단, A~D는 임의의 원소 기호이다.) [3점]

- <보기> —
- ㄱ. A와 D는 2 : 1의 비율로 이온 화합물을 만든다.
 - ㄴ. 안정한 이온의 반지름은 A의 이온이 D의 이온보다 크다.
 - ㄷ. C의 2차 이온화 에너지는 3s 오비탈에서 전자를 떼어낼 때 필요한 에너지이다.

- ① ㄴ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄱ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

52]. 2013.11.11.③.

2주기와 3주기에서 이온화 에너지의 크기는 일부분이 2주기가 3주기 보다 더 크다.

A line은 3주기이고 B line은 2주기이다. 이것을 확정했으면 실명화 시켜서 해야 한다.

이온화 에너지는 2, 3 주기에서 각각 예외인 부분이 2곳이 있다. Be-B, N-O와 Mg-Al, P-S이다.

B는 16족, 2주기이므로 산소이고 같은 주기 N보다 이온화 에너지가 작다.

C는 F이므로 원자반지름은 F가 O보다 작다.

53]. 2014.6.14.③.

주기율표는 적어도 20개 까지, 할로젠 원소 F, Cl, Br, I와 비활성기체는 He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn정도는 다 알고 가야 한다. 비활성 기체는 분자량이 커도 기체이다. 특히 Rn은 지하에서 천천히 확산되어 나와 지하공간에 많이 모여 있을 수 있는 발암성(특히 폐암)기체이다.

외우는 방법은 헤네아크제론으로 헬륨, 네온, 아르곤, 크립톤, 제논, 라돈으로 외우면 된다. 그리고 원자 번호 증가하는 추세까지도 알아야 한다. 8-8-18-18로 증가한다.

할로젠 원소화합물도 꼭 알아야 하는데 불소, 염소는 기체, 브롬은 액체, 요오드는 고체이다.

주기율 전체적으로 볼 때 제 1 이온화 에너지가 큰 것은 He이다.

밀도는 (질량/부피)이고 금속은 고체이므로 부피가 기체에 비해 많이 작다.

54]. 2010.6.10.⑤.

3주기 원소를 적어 놓고 Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar

순차적 에너지의 차이가 많이 나는 곳을 찾아라.

A는 13족 Al

B는 1족 Na

C는 2족 Mg

55]. 07.11.11.③.

원자번호가 연속적으로 증가하는 원자에서 갑자기 1차 이온화 에너지가 줄어드는 이유는 무엇인가? 왜 그런가를 확실히 알아야 한다.

일차 이온화 에너지와 이차 이온화 에너지를 같이 알아야 한다. 일차에서 2차로 넘어갈 때 큰 에너지 변화가 일어난다면 왜 그럴까도 생각하여야 한다. 연속된 원자 번호를 가지므로 C는 이온화 에너지가 작으므로 1족 금속일 것이다. A는 17족 B는 18족인데, 즉 F와 Ne이다. 그들의 일차 이온화 에너지 차이가 그렇게 생각보다 크지 않다.

순차적 이온화 에너지를 그래프와 숫자로 보면서 이해하자. 그리고 그것이 무슨 원소인지를 확인하자. 족 수를 확인하면서 순차적 이온화 에너지의 개념을 확실히 가지면서 각각에서 전자를 한 개씩 떼어 낼 때이므로 안정한 이온을 만들 때 특히 2가 이온이나 3가 이온을 만들 때 중성→ 1가, 1가 양이온→ 2가양이온이 만들어 지는 각각의 필요한 에너지를 구할 때 혼동하지 말자.

B에서 C로 가면서 일차 이온화 에너지가 갑자기 감소한다. 즉 C는 3주기 1족 원소이고 일족 원소의 2차 이온화 에너지는 매우 증가한다.

C(Na) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ 에서 3s1의 전자를 떼어낼 때 필요한 에너지가 일차 이온화 에너지이다. Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$ 는 Ne의 전자 배치이고 2차 이온화 에너지가 증가되는 이유이다.