

# 9.CM실패:수소스펙트럼

화공과 김영훈 교수

[korea1@kw.ac.kr](mailto:korea1@kw.ac.kr)

# 휘선 관찰과 역사

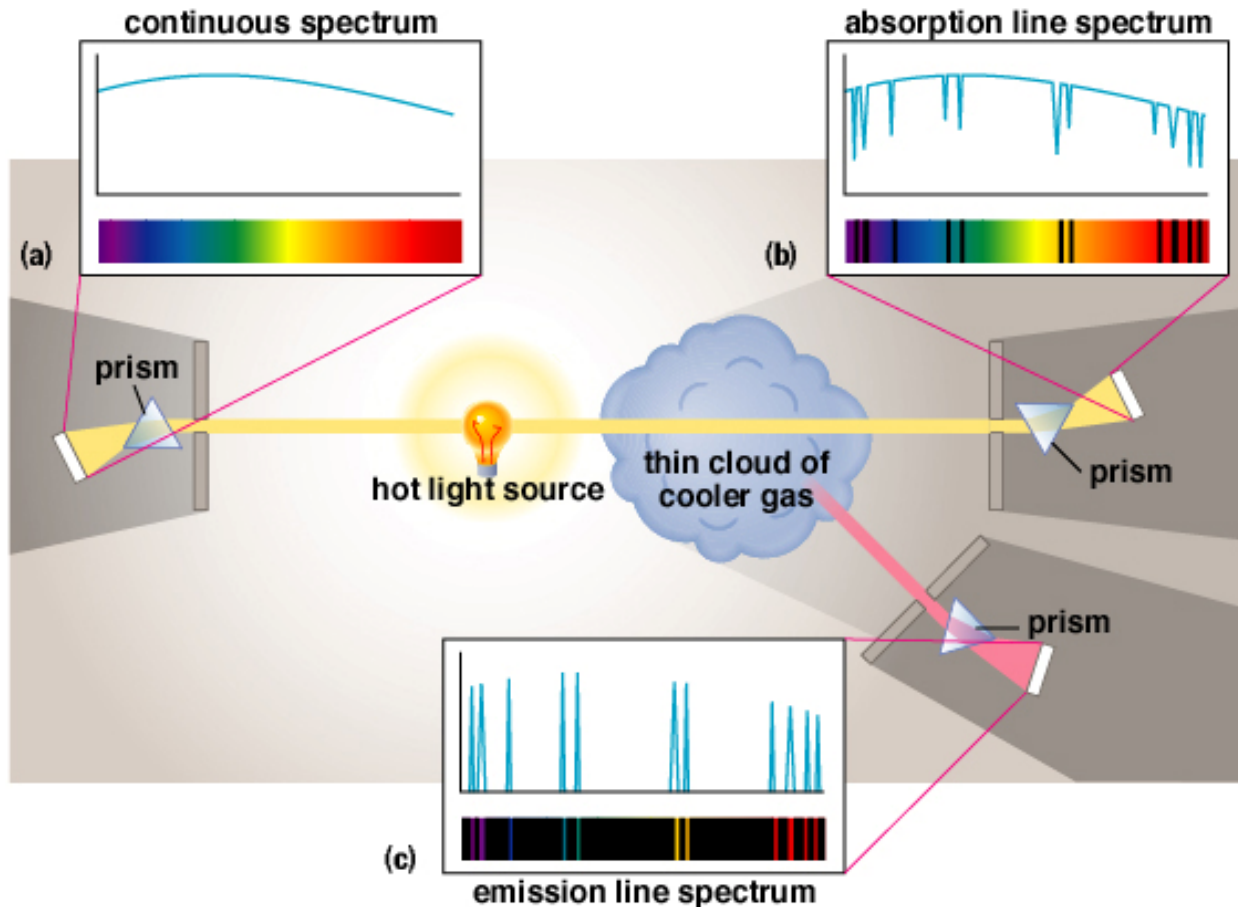
2

- 최초의 휘선 관찰
  - ▣ 1752년, 스코틀랜드 물리학자, Melvill
  - ▣ 어떤 두 원소도 똑같은 휘선을 갖지 않는다
- 분광기 개발
  - ▣ 1814년, Fraunhofer
  - ▣ 태양 스펙트럼: 프라운호퍼선(암선)
- 태양에서 He 발견
  - ▣ Krichhoff에 의해 He 발견

# Molecular spectra

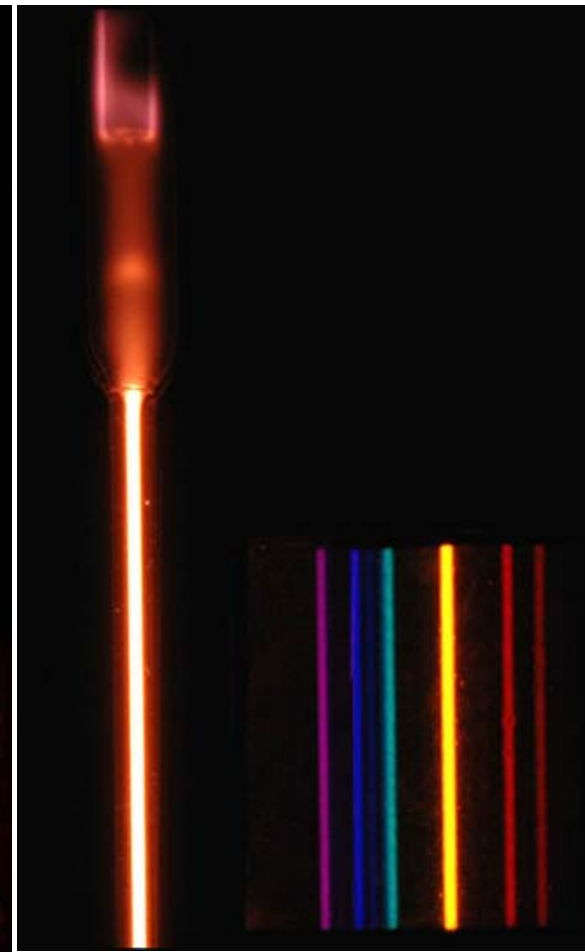
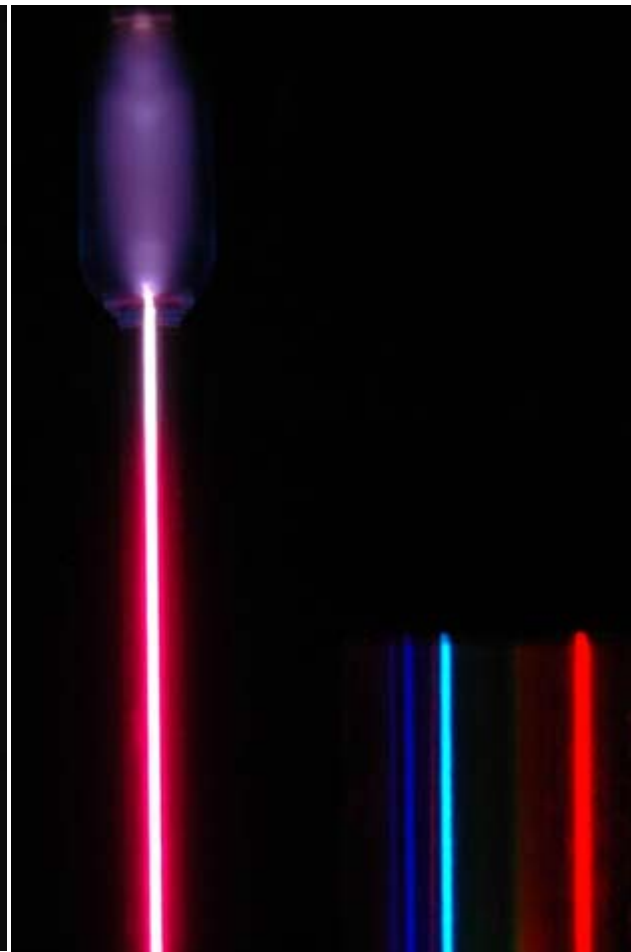
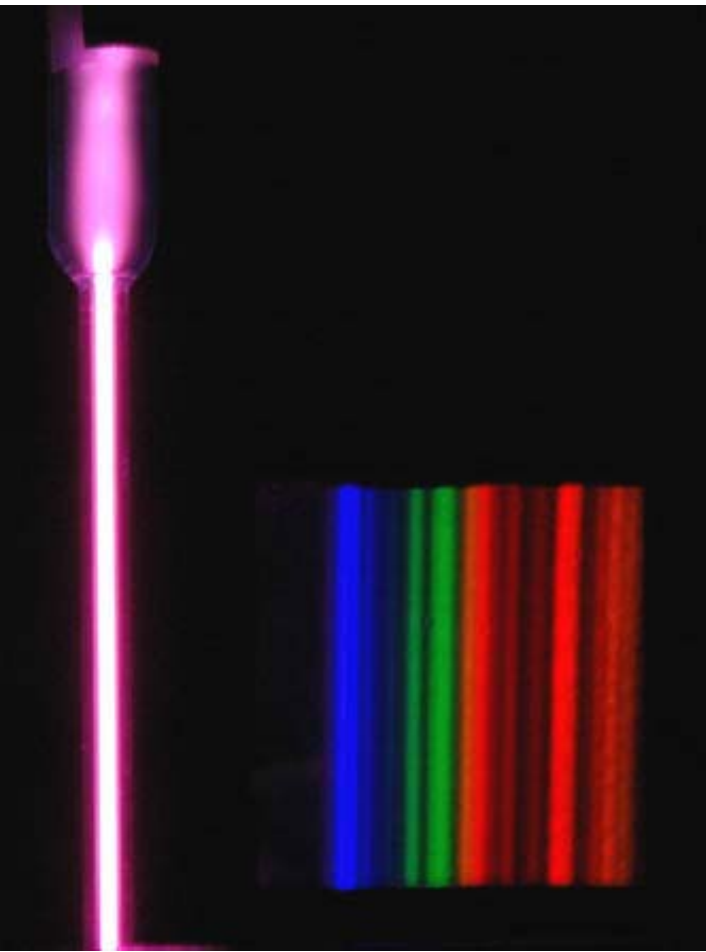
3

- 차가운 기체는 가열시 방출되는 빛과 같은 진동수를 보임 → 원자 내부 구조 밝히는 clue



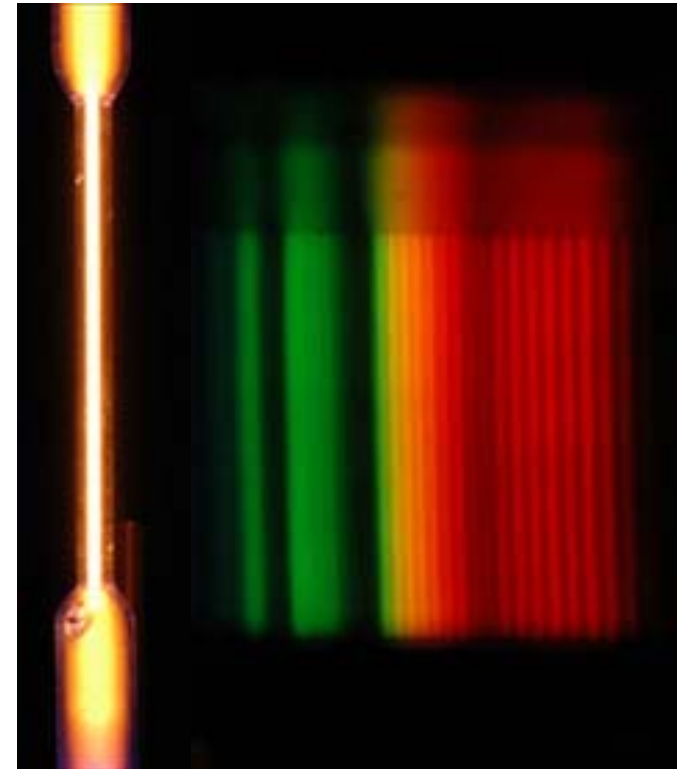
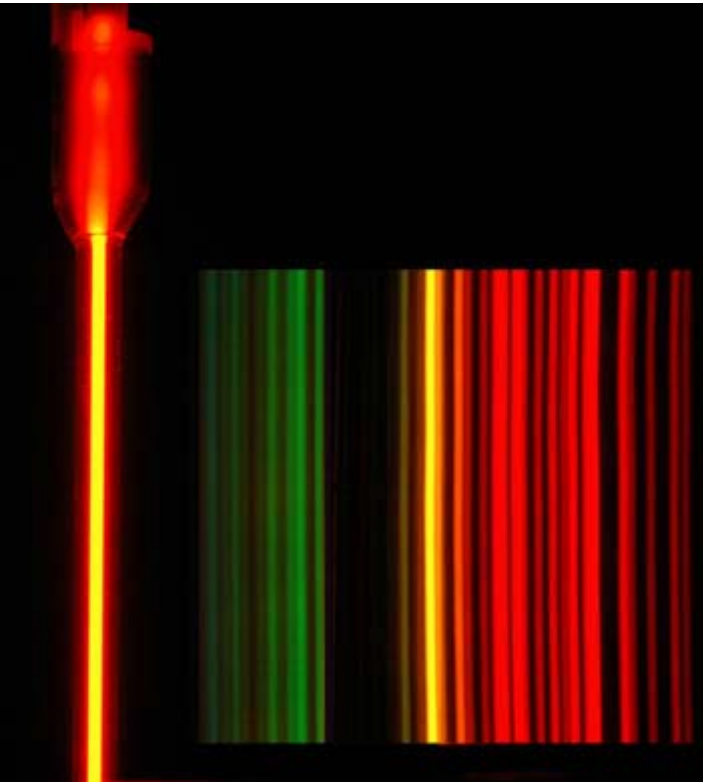
# 여러 기체의 휘선 스펙트럼(Ar, H, He)

4



# 여러 기체의 휘선 스펙트럼(Ne, Hg, N<sub>2</sub>)

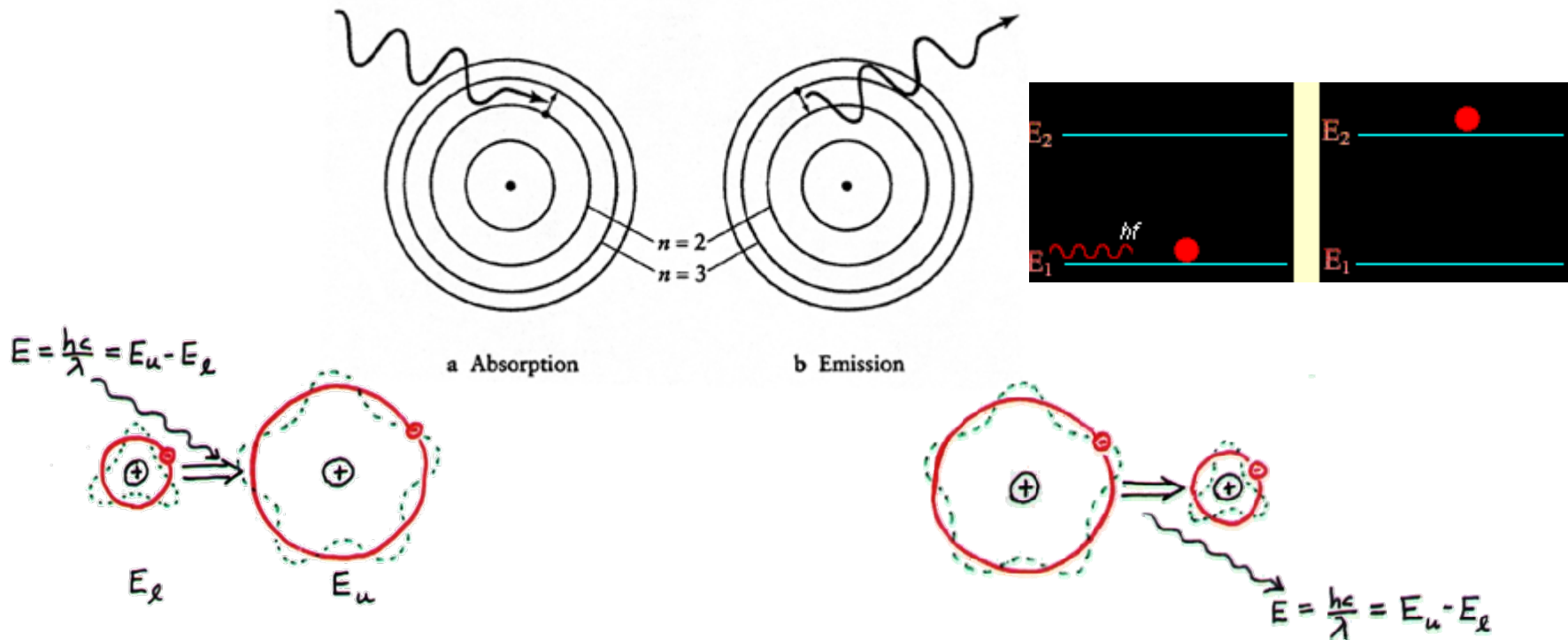
5



# 왜 휘선이 발생하는가

6

- 에너지의 흡수와 방출
  - ▣ 흡수한 에너지에 의한 전자 여기(excited state)
  - ▣ 에너지 방출과 함께 바닥 상태(ground state)

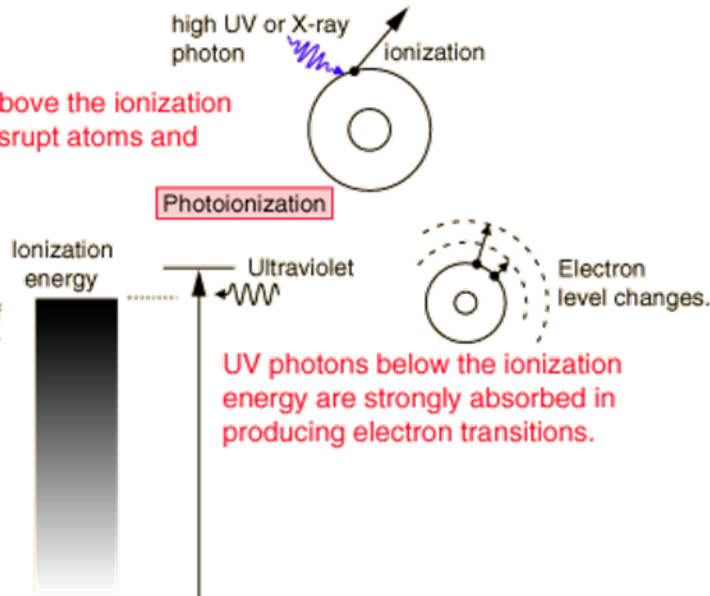


# Interaction of radiation with matter

7

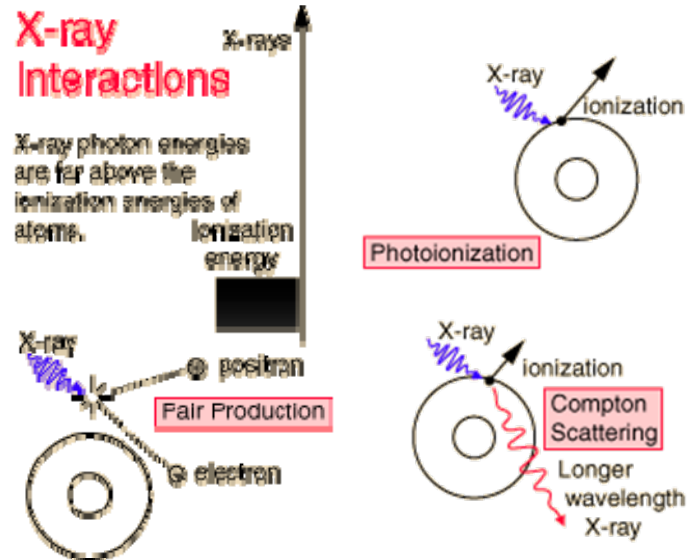
UV photons above the ionization energy can disrupt atoms and molecules.

Large number of available energy states, strongly absorbed.



## X-ray Interactions

X-ray photon energies are far above the ionization energies of atoms.



Large number of available energy states, strongly absorbed.



Higher density of energy levels than in the microwave range, more strongly absorbed.



Small number of available states, almost transparent.

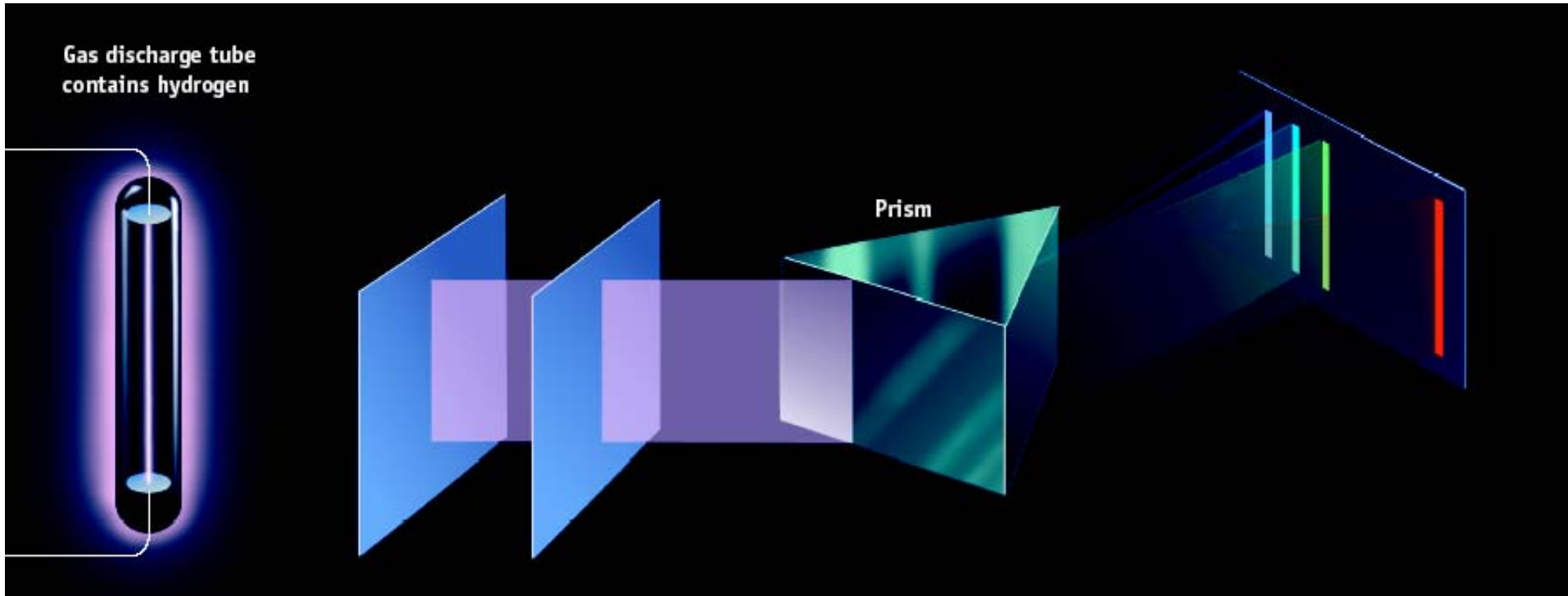
Microwaves rotate molecules



# 수소 회선 스펙트럼

8

Gas discharge tube  
contains hydrogen





# 수소 회선 스펙트럼 해석

9

- 수소의 경우, 가시광에서 4개의 회선 관찰

$\lambda$ (nm)	Type	n	실측 $\nu$	계산 $\nu$	Color
656.279	H $\alpha$	3	457.170	457.171	Red
486.133	H $\beta$	4	617.190	617.181	Blue green
434.047	H $\gamma$	5	691.228	691.242	Blue
410.174	H $\delta$	6	731.493	731.473	Violet
397.007	H $\epsilon$	7			
388.905	H $\zeta$	8			
383.539	H $\eta$	9			

Naked-eye  
관찰 가능



# 발머에 의한 수치적 해석

10

- Balmer: 1885년, 스위스 수학교사가 해석
  - 4개의 파장의 규칙성 관찰(물리적 의미 없음)
  - 수소에 대해서만 해석 가능
- 규칙성 발견
  - $a=364.560$  nm일 때  $\rightarrow \frac{9}{5}a : \frac{16}{12}a : \frac{25}{21}a : \frac{36}{32}a$
  - $\lambda = \frac{n^2}{n^2 - 4}a$  ,  $n=3, 4, 5, 6$
- 더 많은 선 존재 예측:  $n=7, 8, 9, \dots$

# Rydberg equation

11

- 파장 보다 진동수가 더 잘 맞음

- $\frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c} = R \left( \frac{1}{(m+a)^2} - \frac{1}{(n+b)^2} \right)$   $R=1.0973 \times 10^7 / \text{m}$   
Rydberg constant

- $m < n$  정수

- $m, n, a, b$ 만 알면 원자가 내는 모든 스펙트럼 계산 가능;  $a, b$ 는 원자만의 상수

- Ex.)  $a=b=0$  for hydrogen

- 가시광 4개와 그외의 선도 예측 가능

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

# m에 따른 휘선 계열 변화

12

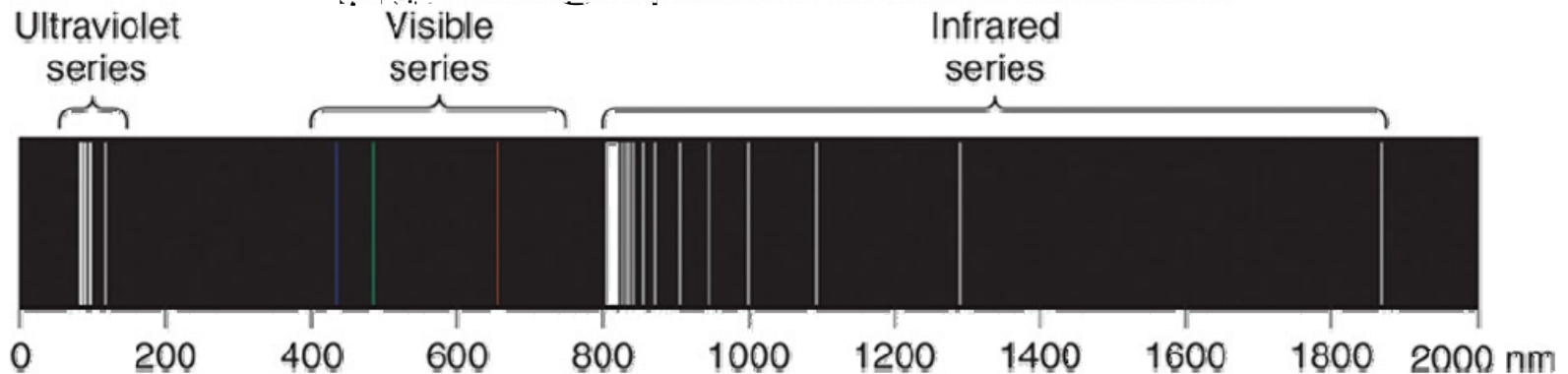
- If  $m=1$ 
  - ▣ Lyman 계열, UV 영역
- If  $m=2$ 
  - ▣ Balmer 계열, 가시광 영역
- If  $m=3$ 
  - ▣ Paschen 계열, IR 영역
- If  $m=4$ 
  - ▣ Blackett 계열, IR 영역

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{1} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{9} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{16} - \frac{1}{n^2} \right)$$



# 수소 스펙트럼 계열별 정리

13

Discoverer (year)	Wavelength	m	n
Lyman (1916)	Ultraviolet	1	$>1$
Balmer (1885)	Visible, ultraviolet	2	$>2$
Paschen (1908)	Infrared	3	$>3$
Brackett (1922)	Infrared	4	$>4$
Pfund (1924)	Infrared	5	$>5$

# Measured H spectrum

14

Wavelength (nm)	Relative Intensity	Transition	Color or region of EM spectrum
<b>Lyman Series</b>			
93.782	...	6 -> 1	UV
94.976	...	5 -> 1	UV
97.254	...	4 -> 1	UV
102.583	...	3 -> 1	UV
121.566	...	2 -> 1	UV
<b>Balmer Series</b>			
383.5384	5	9 -> 2	Violet
388.9049	6	8 -> 2	Violet
397.0072	8	7 -> 2	Violet
410.174	15	6 -> 2	Violet
434.047	30	5 -> 2	Violet
486.133	80	4 -> 2	Bluegreen (cyan)
656.272	120	3 -> 2	Red
656.2852	180	3 -> 2	Red
<b>Paschen Series</b>			
954.62	...	8 -> 3	IR
1004.98	...	7 -> 3	IR
1093.8	...	6 -> 3	IR
1281.81	...	5 -> 3	IR
1875.01	...	4 -> 3	IR
<b>Brackett Series</b>			
2630	...	6 -> 4	IR
4050	...	5 -> 4	IR
<b>Pfund Series</b>			
7400	...	6 -> 5	IR

# 왜 두항의 차로 표시되는가

15

## □ 빛의 흡수/방출시

- “원자 내부의 어떤 부분들이 재배열이 일어난다”
- 전자궤도 도입의 필요성 대두 → Bohr 원자론
- $\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2}\right)$      $E = h\nu = hRc\left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2}\right)$     전자에너지 =  $\frac{hRc}{n^2}$

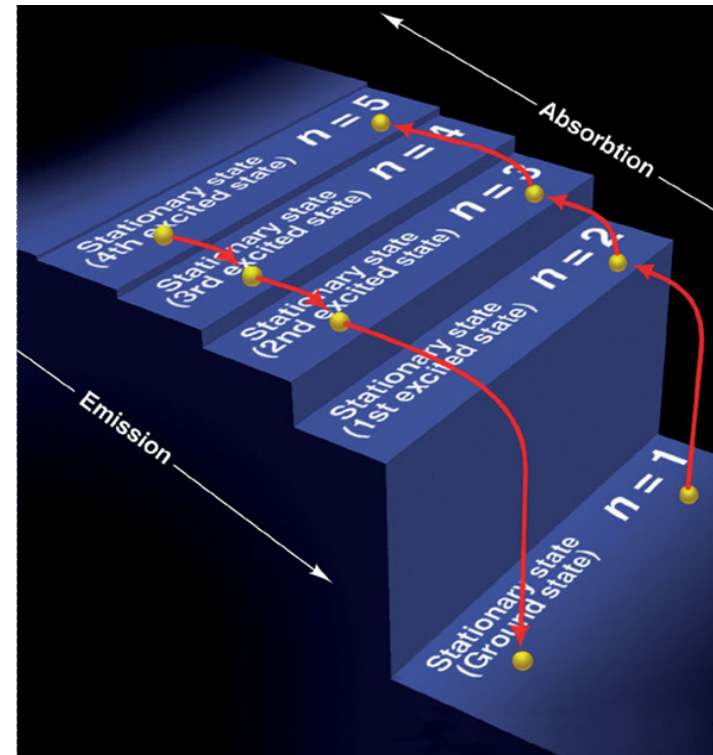
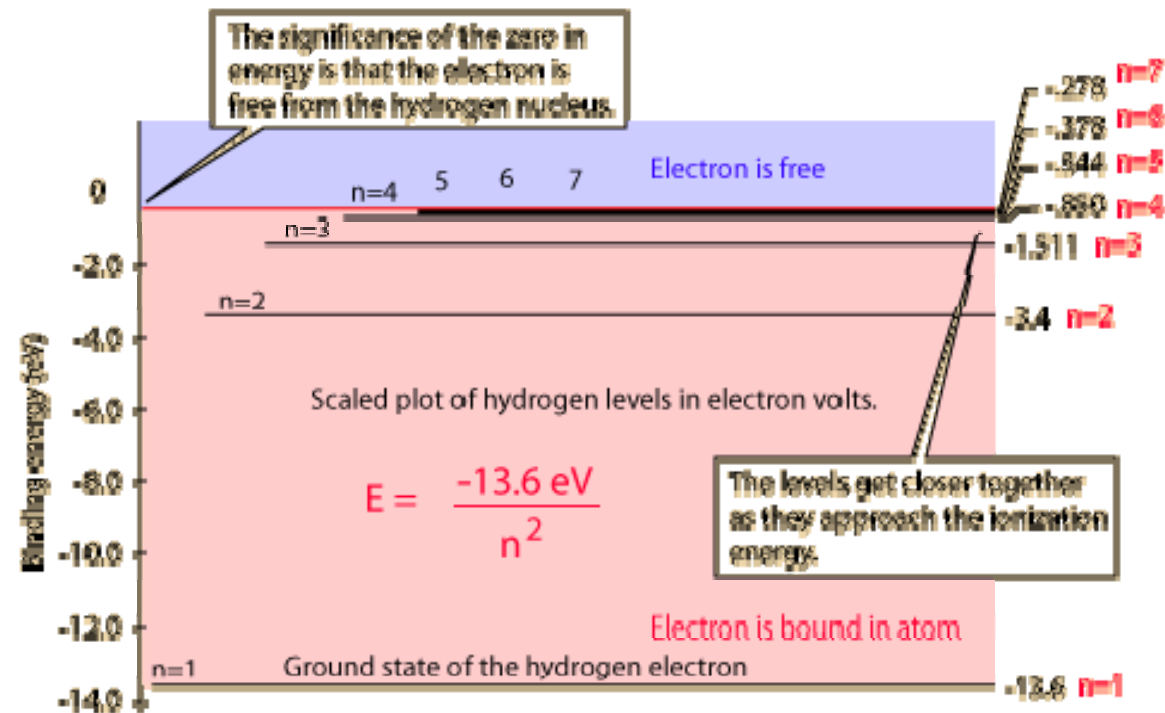
## □ 스펙트럼

- 전자가 다른 궤도로 이동시 발생하는 빛 에너지

$$-\frac{hRc}{3^2} \rightarrow -\frac{hRc}{2^2} \quad H_{\alpha} \qquad -\frac{hRc}{4^2} \rightarrow -\frac{hRc}{2^2} \quad H_{\beta} \qquad -\frac{hRc}{5^2} \rightarrow -\frac{hRc}{2^2} \quad H_{\gamma}$$

# 에너지 준위 plot

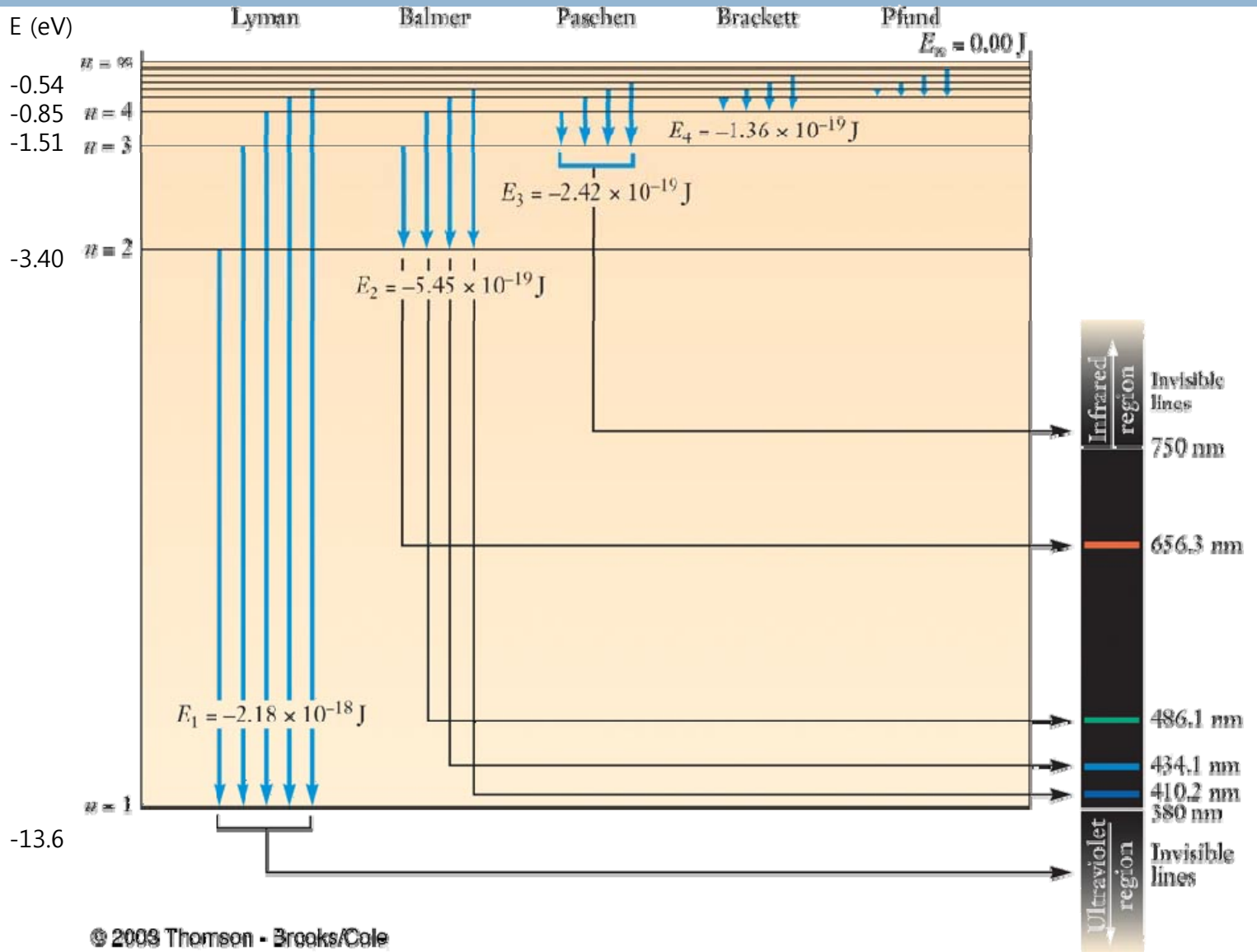
16





# 계열 비교: 에너지 준위 차

17



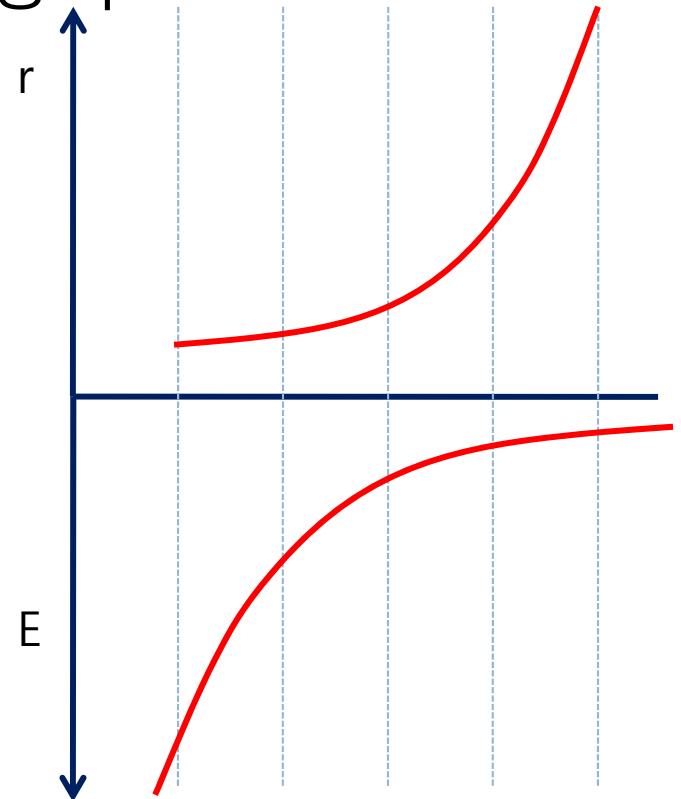
# 에너지 준위의 밀집성

18

- 에너지 준위차이로 계열 차이 발생
  - $n$  증가시 에너지 준위는  $E=0$  부근에 밀집
  - 단, 궤도 반경은 극단적으로 증가
  - 에너지 준위 밀집성 관련

$$E_n = -\frac{hRc}{n^2} = -\frac{2\pi^2 me^2}{n^2 h^2}$$

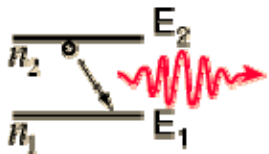
$$E_n \propto -\frac{1}{n^2} \quad r \propto n^2$$



# 에너지 보존

19

- 왜 특정파만 흡수/방출 하는가
  - 정확히  $\Delta E = h\nu$  만큼만 방출
  - 여기서키는데 필요한 에너지  $\Delta E = h\nu$  만 흡수하고, 그 이외의 에너지는 투과 시킴



A downward transition involves emission of a photon of energy:

$$E_{\text{photon}} = h\nu = E_2 - E_1$$

투과 E

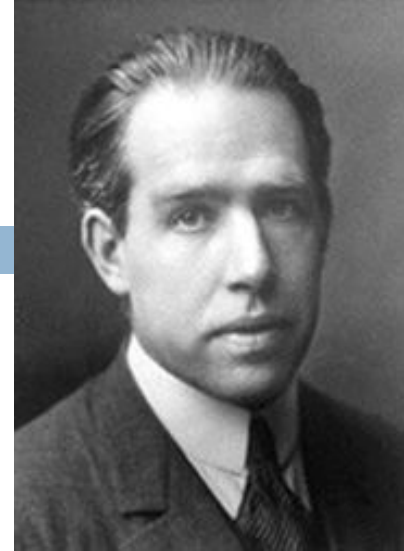
Given the expression for the energies of the hydrogen electron states:

$$h\nu = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2} \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] = -13.6 \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \text{eV}$$

조사 E

# 수소 스펙트럼 해석의 의미

20



- 수소의 휘선 스펙트럼
  - ▣ 왜 line spectra가 발생하는가?
  - ▣ 방출 에너지는 왜 두 항의 차이로 표시되는가?
- 원자 구조 해석에 관한 실마리 제공
  - ▣ Bohr의 등장과 함께 다양한 원자 모형 제안
  - ▣ 양자역학에 입각한 에너지 준위 개념 확립

돌턴 → 톰슨 → 러더퍼드 → 보어 → 현재모형

