

TS. PHẠM NGỌC SƠN

# ÔN KIẾN THỨC LUYỆN KĨ NĂNG



# HOÁ HỌC

**Phiên  
bản  
điện tử**



NHÀ XUẤT BẢN GIÁO DỤC

## *Lời nói đầu*

Thực tiễn các kì thi Đại học – Cao đẳng những năm qua cho thấy, để đạt được điểm số cao nhất, các em cần chuẩn bị cho mình thật tốt hai vấn đề: “*Chính xác về lí thuyết – Nhanh về bài tập*”. Việc lựa chọn đúng **Bài** hỏi lý thuyết, giải nhanh các bài tập là điều kiện tiên quyết cho sự thành công của một bài thi môn Hoá học.

Nhằm giúp các em trong việc ôn luyện môn Hoá học phục vụ các kì thi, chúng tôi biên soạn cuốn sách “**Ôn kiến thức – Luyện kĩ năng Hoá học**”. Nội dung được chia làm hai phần chính:

- Phần một: **Ôn kiến thức**. Tất cả các nội dung cơ bản và quan trọng nhất về Hoá học THPT được tóm tắt một cách cô đọng, dễ hiểu.

- Phần hai: **Luyện kĩ năng**. Các câu hỏi trắc nghiệm được chia thành các chương, mỗi chương bao gồm các câu hỏi lý thuyết và các bài tập. Các câu hỏi phần này được tác biên soạn một cách kĩ lưỡng, hướng dẫn một cách chi tiết, sẽ giúp ích cho các em học sinh trong việc luyện kĩ năng làm bài tập trắc nghiệm nhanh và chính xác.

**Tác giả**

**TS. Phạm Ngọc Sơn**

**PHẦN MỘT:**

# ÔN KIẾN THỨC

## CHƯƠNG 1: CẤU TẠO NGUYÊN TỬ

### BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC VÀ ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN

#### 1. Thành phần cấu tạo nguyên tử, đặc điểm các hạt cấu tạo nên nguyên tử

##### a) Thành phần cấu tạo nguyên tử

– Hạt nhân nằm ở tâm của nguyên tử gồm các hạt proton và neutron (riêng nguyên tố hydro có một loại nguyên tử trong hạt nhân chỉ chứa proton không có neutron).

– Vỏ electron của nguyên tử gồm các electron chuyển động xung quanh hạt nhân.

##### b) Đặc tính của các hạt cấu tạo nên nguyên tử

Đặc tính hạt	Hạt nhân nguyên tử		Vỏ electron của nguyên tử
	Hạt proton (p)	Hạt neutron (n)	Hạt electron (e)
Điện tích (quy ước)	$q_p = +1,602.10^{-19}C$ (1+)	$q_n = 0$ (0)	$q_e = -1,602.10^{-19}C$ (1-)
Khối lượng (quy ước)	$m_p = 1,6726.10^{-27}kg$ (1đvC)	$m_n = 1,6748.10^{-27}kg$ (1đvC)	$m_e = 9,1094.10^{-31}kg$ (0,549.10 <sup>-3</sup> đvC)

*Nhận xét* : Khối lượng của nguyên tử tập trung hầu hết ở hạt nhân, khối lượng của các electron là không đáng kể.

$$m_e = \frac{1}{1840} m_p = \frac{1}{1840} \text{ đvC (hay u)}$$

$$1u = \frac{1}{12} m_C = \frac{19,9265.10^{-27}}{12} = 1,6605.10^{-27} \text{ (kg)}$$

Khối lượng nguyên tử :  $m_{\text{nt}} = P + N$  (u)

Khối lượng mol nguyên tử :  $M = P + N$  (gam)

(với P là số proton, N là số notron)

Nếu hình dung nguyên tử như một quả cầu thì :

$$\text{Thể tích nguyên tử : } V_{\text{nt}} = \frac{4}{3}\pi.r^3$$

$$\text{Đường kính nguyên tử : } D_{\text{nt}} = 10^{-10}\text{m} = 1\text{Å} \quad (1\text{nm} = 10\text{Å})$$

$$\text{Đường kính hạt nhân : } D_{\text{hn}} = D_{\text{nt}}.10^{-4}$$

## 2. Điện tích và số khối của hạt nhân

a) Số đơn vị điện tích hạt nhân = số proton = số electron ( $Z = P = E$ ).

b) Số khối của hạt nhân (A) bằng tổng số proton (P) và số notron (N).

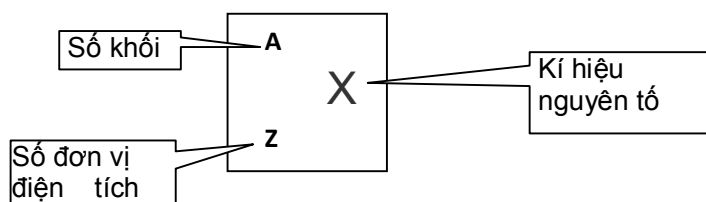
$$A = P + N = Z + N$$

## 3. Nguyên tố hoá học

a) Nguyên tố hoá học là tập hợp các nguyên tử có cùng điện tích hạt nhân (nghĩa là có cùng số proton, số electron và có tính chất hoá học giống nhau).

b) Số hiệu nguyên tử (cho biết số thứ tự của nguyên tử nguyên tố trong bảng tuần hoàn) được kí hiệu là Z, bằng số đơn vị điện tích hạt nhân, bằng số proton trong hạt nhân nguyên tử và bằng số electron có trong nguyên tử của nguyên tố).

c) Kí hiệu nguyên tử



## 4. Đồng vị – Nguyên tử khối trung bình

a) Đồng vị là những nguyên tử có cùng số proton nhưng khác nhau về số notron, do đó có số khối A khác nhau.

Ví dụ :  ${}^16_8\text{O}$  (8e, 8p, 8n) ;  ${}^{17}_8\text{O}$  (8e, 8p, 9n) và  ${}^{18}_8\text{O}$  (8e, 8p, 10n).

Lưu ý : Cần phân biệt với khái niệm đồng khối (là những dạng nguyên tử của những nguyên tố khác nhau có cùng số khối A nhưng khác số proton Z).

Ví dụ :  ${}^{40}_{19}\text{K}$  (19p, 21n, 19e) và  ${}^{40}_{20}\text{Ca}$  (20p, 20n, 20e).

b) Tỷ số  $\frac{N}{Z}$

Với nguyên tử nguyên tố có điện tích hạt nhân Z không quá 82 (hạt nhân nguyên tử bền) luôn có tỉ số :

$$1 \leq \frac{N}{Z} \leq 1,524$$

(trừ  ${}^1_1\text{H}$ )

Riêng nguyên tử nguyên tố có  $Z < 18$ , tỉ số là:

$$1 \leq \frac{N}{Z} \leq 1,23$$

$\Rightarrow$  Nếu gọi tổng số các hạt electron, proton, neutron là  $S$  thì :

$$3 \leq \frac{S}{Z} \leq 3,524 \text{ hoặc } 3 \leq \frac{S}{Z} \leq 3,23$$

### c) Nguyên tử khối trung bình của nguyên tố ( $\bar{A}$ )

Nếu nguyên tố  $X$  có các đồng vị :  ${}^{A_1}\text{X}$ ,  ${}^{A_2}\text{X}$ ,  ${}^{A_3}\text{X}$ ,... với phần trăm số nguyên tử của các đồng vị là  $x_1$ ,  $x_2$ ,  $x_3$ ,... khi đó khối lượng nguyên tử trung bình (KLNTTB) của nguyên tố  $X$  bằng :

$$\bar{A}_X = x_1\%A_1 + x_2\%A_2 + x_3\%A_3 + \dots$$

$$\bar{A} = \frac{x.A_1 + y.A_2 + z.A_3 + \dots}{x + y + z}$$

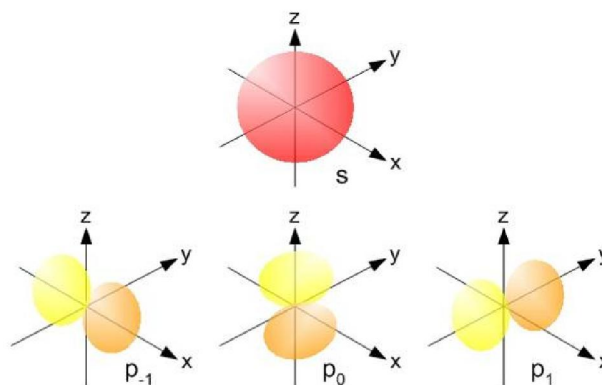
## 5. Cấu trúc vỏ electron của nguyên tử

a) **Orbitan nguyên tử (kí hiệu AO)** là vùng không gian xung quanh hạt nhân mà tại đó tập trung phần lớn xác suất có mặt electron (khoảng 95%).

Hình dạng các orbitan nguyên tử :

- Orbitan  $s$  có dạng hình cầu, tâm là hạt nhân nguyên tử.
- Orbitan  $p$  có dạng hình số 8 nổi, các orbitan có sự định hướng khác nhau trong không gian ( $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ ).
- Orbitan  $d$ ,  $f$  có hình dạng phức tạp.

Các orbitan khác nhau về hình dạng, kích thước, nhưng mỗi orbitan chỉ chứa tối đa 2 electron.



b) **Lớp electron:** gồm các electron có năng lượng gần bằng nhau.

Năng lượng electron ở lớp trong thấp hơn ở lớp ngoài. Các lớp electron được đặc trưng bằng các số nguyên :  $n = 1, 2, 3, \dots, 7$  và được kí hiệu lần lượt từ trong ra ngoài như sau :

n	1	2	3	4	5	6	7
lớp	K	L	M	N	O	P	Q

**c) Phân lớp electron:** gồm các electron có năng lượng bằng nhau.

Các phân lớp được kí hiệu bằng các chữ cái viết thường : s, p, d, f.

Số lượng các phân lớp trong một lớp bằng số thứ tự lớp. *Ví dụ* : Lớp thứ 3 (lớp M) có 3 phân lớp (3s, 3p, 3d).

Thực tế với hơn 110 nguyên tố đã biết chỉ đủ số electron điền vào 4 phân lớp là : ns, np, nd, nf.

*Ví dụ* : với n = 6 các electron điền vào các phân lớp 6s, 6p, 6d, 6f.

**d) Số obitan trong các phân lớp s, p, d, f** tương ứng là các số lẻ : 1, 3, 5, 7.

**e) Số obitan trong lớp electron thứ n** là  $n^2$  obitan.

*Ví dụ* :

Lớp M (n = 3) có :  $3^2 = 9$  obitan (gồm 1 obitan 3s, 3 obitan 3p và 5 obitan 3d)

Lớp N (n = 4) có  $4^2 = 16$  obitan (gồm 10 obitan 4s ; 3 obitan 4p ; 5 obitan 4d; 7 obitan 4f).

**f) Năng lượng của các electron trong nguyên tử. Cấu hình electron nguyên tử**

■ *Mức năng lượng obitan nguyên tử (hay mức năng lượng AO)*

Khi số hiệu nguyên tử Z tăng, các mức năng lượng AO tăng dần theo trình tự như sau :

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p ...

*Lưu ý* : Khi Z > 20, có sự chèn mức năng lượng, *ví dụ* : mức 4s trở nên thấp hơn 3d,...

■ *Các nguyên lí và quy tắc phân bố electron trong nguyên tử*

– Nguyên lí Pau-li :

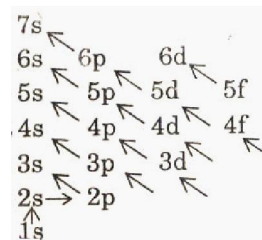
Trên một obitan chỉ có thể có nhiều nhất là hai electron và hai electron này chuyển động tự quay ngược chiều nhau xung quanh trục riêng của mỗi electron.

Obitan đã có 2 electron ghép đôi :  $\boxed{\uparrow\downarrow}$  và 1 electron độc thân :  $\boxed{\uparrow}$

– Nguyên lí vững bền :

Ở trạng thái cơ bản, trong nguyên tử các electron chiếm lần lượt những obitan có mức năng lượng từ thấp đến cao.

—Quy tắc Kleckowski (thứ tự mức năng lượng obitan từ thấp đến cao) :  
 $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 3p\ 4s\ 3d\ 4p\ 5s\ 4d\ 5p\ 6s\ 4f\ 5d\ 6p\ 7s\ 5f\ 6d\ 7p\ \dots$



– Quy tắc Hund :

Trong cùng một phân lớp, các electron sẽ phân bố trên các obitan sao cho số electron độc thân là tối đa và các electron này phải có chiều tự quay giống nhau.

■ *Cấu hình electron nguyên tử*

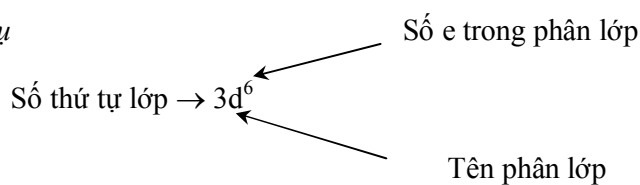
Cấu hình electron biểu diễn sự phân bố electron trên các phân lớp thuộc các lớp khác nhau.

*Ví dụ* : Fe ( $Z = 26$ ) có 26 electron.

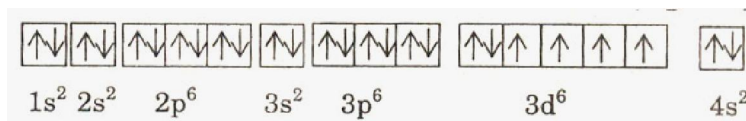
Cấu hình electron của Fe là  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ .

– Ý nghĩa :

*Ví dụ*



– Cấu hình electron nguyên tử của Fe viết dưới dạng ô lượng tử :



■ *Đặc điểm của lớp electron ngoài cùng*

Do liên kết yếu với hạt nhân nguyên tử, các electron ở lớp ngoài cùng dễ tham gia vào sự hình thành liên kết hoá học → quyết định tính chất hoá học của nguyên tố.

Lớp electron ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố có nhiều nhất 8 electron.

- Nếu có 1, 2 hay 3 electron lớp ngoài cùng → chúng là những nguyên tử kim loại.
- Nếu có 5, 6 hay 7 electron lớp ngoài cùng → chúng thường là những phi kim.
- Nếu có 4 electron lớp ngoài cùng → có thể là kim loại (Sn, Pb), có thể là phi kim (C, Si).
- Nếu có đủ 8 electron lớp ngoài cùng (trừ He có 2e) → đó là các khí hiếm.

## 6. Cấu tạo bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học

### a) Ô nguyên tố

Thành phần của ô nguyên tố gồm kí hiệu hoá học của nguyên tố, số hiệu nguyên tử, nguyên tử khối trung bình, ngoài ra còn có thể thêm thông tin về cấu tạo nguyên tử, mạng tinh thể,...

Ví dụ :

Số hiệu nguyên tử (stt)	→ 22	<b>Ti</b>	← Kí hiệu nguyên tố
Tên nguyên tố	→ Titan		
KLNT trung bình	→ 47,88		
Khối lượng riêng (g/cm <sup>3</sup> )	→ 4,5	(Ar)3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	← Cấu hình electron
Nhiệt độ nóng chảy (°C)	→ 1670 <sup>0</sup> C	1,54	← Độ âm điện
Nhiệt độ sôi (°C)	→ 3289 <sup>0</sup> C	1gđk	← Cấu trúc tinh thể
Số oxi hoá có thể có	→ + 2, +3, +4	6,82eV	← Năng lượng ion hoá

**b) Chu kì** là dãy các nguyên tố mà nguyên tử của chúng có cùng số lớp electron, được xếp theo chiều điện tích hạt nhân tăng dần.

Có 3 chu kì nhỏ (1, 2, 3) và 4 chu kì lớn (4,5, 6,7).

Số lượng nguyên tố ở các chu kì như sau :

- Chu kì 1 gồm 2 nguyên tố  $Z = 1 \rightarrow 2$  ;
- Chu kì 2 gồm 8 nguyên tố  $Z = 3 \rightarrow 10$  ;
- Chu kì 3 gồm 8 nguyên tố  $Z = 11 \rightarrow 18$  ;
- Chu kì 4 gồm 18 nguyên tố  $Z = 19 \rightarrow 36$  ;
- Chu kì 5 gồm 18 nguyên tố  $Z = 37 \rightarrow 54$  ;
- Chu kì 6 gồm 32 nguyên tố  $Z = 55 \rightarrow 86$  ;
- Chu kì 7 là chu kì chưa đầy đủ gồm các nguyên tố từ  $Z = 87$  trở đi.

**c) Nhóm** là tập hợp các nguyên tố được xếp thành cột, gồm các nguyên tố mà nguyên tử có cấu hình electron tương tự nhau, do đó có tính chất hoá học gần giống nhau.

– Nguyên tử các nguyên tố trong cùng một nhóm có số electron hoá trị bằng nhau và bằng số thứ tự của nhóm (trừ một số ít ngoại lệ).

– Các nhóm nguyên tố được chia thành hai loại :

*Nhóm A* : gồm các nguyên tố s và nguyên tố p → STT nhóm A = số electron lớp ngoài cùng.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
ns <sup>1</sup>	ns <sup>2</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>1</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>2</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>3</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>4</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>5</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>6</sup>

*Nhóm B* : gồm các nguyên tố d và nguyên tố f. Cấu hình electron lớp ngoài cùng của hầu hết các nguyên tố nhóm B như sau



IB (n-1)d <sup>10</sup> ns <sup>1</sup>	IIB (n-1)d <sup>10</sup> ns <sup>2</sup>	IIIB (n-1)d <sup>1</sup> ns <sup>2</sup>	IVB (n-1)d <sup>2</sup> ns <sup>2</sup>
VB (n-1)d <sup>3</sup> ns <sup>2</sup>	VIB (n-1)d <sup>5</sup> ns <sup>1</sup>	VIIB (n-1)d <sup>5</sup> ns <sup>2</sup>	VIIIB : (n-1) <sup>6</sup> ns <sup>2</sup> (n-1)d <sup>7</sup> ns <sup>2</sup> (n-1)d <sup>8</sup> ns <sup>2</sup>

## 7. Những tính chất biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân

■ Trong một chu kì (từ trái → phải) : Khi điện tích hạt nhân tăng, số lớp electron bằng nhau, số electron lớp ngoài cùng tăng → bán kính nguyên tử giảm; độ âm điện tăng; năng lượng ion hoá I<sub>1</sub> tăng; tính kim loại giảm đồng thời tính phi kim tăng; tính axit của các oxit, hidroxit tăng đồng thời tính bazơ của chúng giảm; hoá trị trong hợp chất khí với hydro của phi kim giảm từ 4 → 1; hoá trị cao nhất trong hợp chất với oxi tăng từ 1 → 7.

■ Trong một nhóm A (từ trên xuống dưới) : Khi điện tích hạt nhân tăng, số lớp electron tăng, số electron lớp ngoài cùng bằng nhau → bán kính nguyên tử tăng; độ âm điện giảm; năng lượng ion hoá I<sub>1</sub> giảm; tính kim loại tăng đồng thời tính phi kim giảm; tính axit của các oxit, hidroxit giảm đồng thời tính bazơ của chúng tăng; hoá trị trong hợp chất khí với hydro và oxi tương tự nhau.

Lưu ý :

– Hai nguyên tố A, B thuộc cùng một chu kì và thuộc 2 nhóm A liên tiếp nhau có Z<sub>B</sub> – Z<sub>A</sub> = 1.

– Hai nguyên tố A, B thuộc cùng nhóm A và thuộc 2 chu kì liên tiếp nhau có

+) Z<sub>B</sub> – Z<sub>A</sub> = 8 (nếu ít nhất A thuộc chu kì nhỏ)

+) Z<sub>B</sub> – Z<sub>A</sub> = 18 (nếu cả A, B thuộc chu kì lớn)

– Công thức hợp chất với hydro và oxi của các nguyên tố nhóm A:

Nhóm	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Hợp chất khí với hydro				RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	RH <sub>2</sub>	RH
Hợp chất với oxi (hoá trị cao nhất)	R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>

## 8. Định luật tuần hoàn

Tính chất của các nguyên tố cũng như thành phần và tính chất của các đơn chất và hợp chất tạo nên từ các nguyên tố đó biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử.

## CHƯƠNG 2: LIÊN KẾT HOÁ HỌC

### 1. Khái niệm về liên kết hoá học

Liên kết hoá học là sự kết hợp giữa các nguyên tử tạo thành phân tử hay tinh thể bền vững hơn.

### 2. Quy tắc bát tử (8 electron)

Cấu hình với 8 electron ở lớp ngoài cùng (hoặc 2 electron ở lớp thứ nhất) là một cấu hình đặc biệt vững bền.

Theo quy tắc bát tử (8 electron) thì các nguyên tử của các nguyên tố có khuynh hướng liên kết với các nguyên tử khác để đạt được cấu hình electron vững bền của các khí hiếm với 8 electron (hoặc 2 đối với heli) ở lớp ngoài cùng.

### 3. Liên kết ion và liên kết cộng hoá trị

Loại liên kết		Liên kết ion	Liên kết cộng hoá trị
<b>Giống nhau</b>		Nguyên nhân hình thành liên kết : Các nguyên tử liên kết với nhau để đạt cấu hình electron bền vững của khí hiếm.	
<b>Khác nhau</b>	<b>Bản chất</b>	Là lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$	Là sự dùng chung các electron $\text{H} + \text{Cl} \rightarrow \text{H} : \text{Cl}$
	<b>Điều kiện liên kết</b>	Xây ra giữa những nguyên tố khác hẳn nhau về bản chất hoá học (thường xảy ra giữa các kim loại điển hình và phi kim điển hình) ; giữa ion dương – ion âm.	Xây ra giữa hai nguyên tố giống nhau về bản chất hoá học (thường xảy ra với các nguyên tố phi kim nhóm 4, 5, 6, 7)

**Lưu ý :** Trên thực tế trong hầu hết các trường hợp, trạng thái liên kết vừa mang tính chất cộng hoá trị vừa mang tính ion. Để có thể biết được loại liên kết ta phải dựa vào giá trị hiệu độ âm điện giữa 2 nguyên tử của một liên kết.

### 4. Xác định loại liên kết dựa vào giá trị hiệu độ âm điện giữa hai nguyên tử của một liên kết

Hiệu độ âm điện	Loại liên kết
$\Delta\chi < 0,4$	Liên kết cộng hoá trị không cực
$0,4 \leq \Delta\chi < 1,7$	Liên kết cộng hoá trị có cực
$\Delta\chi \geq 1,7$	Liên kết ion

### 5. Liên kết cho - nhận (còn gọi là liên kết phối trí)

Là loại liên kết cộng hoá trị đặc biệt mà cặp electron dùng chung chỉ do 1 nguyên tử cung cấp được gọi là nguyên tử cho electron. Nguyên tử còn lại có orbital trống (orbital không có electron) được gọi là nguyên tử nhận electron. Liên kết cho – nhận được kí hiệu bằng mũi tên " $\rightarrow$ " có chiều từ nguyên tử cho electron sang nguyên tử nhận electron.