

ỦY BAN NHÂN DÂN TỈNH THANH HÓA
TRƯỜNG CAO ĐẲNG Y TẾ



Tailieu.vn

GIÁO TRÌNH
MÔN HỌC: HÓA HỌC
NGÀNH: HỘ SINH
TRÌNH ĐỘ: CAO ĐẲNG CHÍNH QUY

*Ban hành kèm theo Quyết định số: 549 /QĐ-CDYT ngày 9 tháng 8 năm 2021 của
Hiệu trưởng Trường Cao đẳng Y tế Thanh Hóa*

Thanh hóa, năm 2021

TUYÊN BỐ BẢN QUYỀN

Tài liệu này thuộc loại sách giáo trình nên các nguồn thông tin có thể được phép dùng nguyên bản hoặc trích dùng cho các mục đích về đào tạo và tham khảo.

Mọi mục đích khác mang tính lệch lạc hoặc sử dụng với mục đích kinh doanh thiếu lành mạnh sẽ bị nghiêm cấm.

TaiLieu.vn

LỜI GIỚI THIỆU

Trường Cao đẳng Y tế Thanh Hoá có bề dày lịch sử đào tạo các thế hệ cán bộ Y - Dược, xây dựng và phát triển hơn 60 năm. Hiện nay, Nhà trường đã và đang đổi mới về nội dung, phương pháp và lượng giá học tập của học sinh, sinh viên nhằm không ngừng nâng cao chất lượng đào tạo.

Để có tài liệu giảng dạy thống nhất cho giảng viên và tài liệu học tập cho học sinh, sinh viên; Đảng uỷ - Ban Giám hiệu Nhà trường chủ trương biên soạn tập bài giảng của các chuyên ngành mà Nhà trường đã được cấp phép đào tạo.

Tập bài giảng Hóa học được các giảng viên tổ chuyên môn Hóa học biên soạn dùng cho hệ Cao đẳng Hộ sinh chính quy dựa trên chương trình đào tạo của Trường ban hành năm 2021, Thông tư 03/2017/BLĐTBXH ngày 01 tháng 3 năm 2017 của Bộ trưởng Bộ Lao động thương binh xã hội.

Môn học Hóa học là môn học rất quan trọng giúp cho người học nắm được các kiến thức cơ bản về cấu tạo chất; động hóa học của các phản ứng hóa học; các loại nồng độ dung dịch; một số tính chất cơ bản của kim loại, phi kim và ứng dụng trong y học của một số hợp chất hữu cơ thường gặp.

Ngoài ra, môn học Hóa học còn giúp học viên, sinh viên vận dụng được các kiến thức của hóa học vào việc học tập và nghiên cứu các môn y học cơ sở và y học lâm sàng.

Tuy nhiên trong quá trình biên soạn tập bài giảng không thể tránh khỏi những thiếu sót. Tập thể biên soạn xin ghi nhận các ý kiến đóng góp xây dựng của các nhà quản lý, đồng nghiệp, độc giả và học sinh, những người sử dụng cuốn sách này để nghiên cứu bổ sung cho tập bài giảng ngày càng hoàn thiện hơn.

Thanh Hóa, ngày 15 tháng 9 năm 2021

Tham gia biên soạn

1.ThS. Mai Văn Bảy (chủ biên)

2.ThS. Lê Thị Lan Oanh

3.ThS. Nguyễn Văn Liên

4.ThS. Lê Thị Thủy

5.ThS. Ngô Thị Ngọc Lê

GIÁO TRÌNH MÔN HỌC

1. Tên môn học: Hóa học

2. Mã môn học: MH 09

3. Vị trí, tính chất, ý nghĩa và vai trò của môn học:

- Vị trí: Môn học hoá học được bố trí sau các môn học chung.
- Tính chất: Là môn cơ sở chuyên ngành, thuộc môn học, mô đun đào tạo nghề.
- Ý nghĩa và vai trò của môn học: Môn học Hóa học là môn học rất quan trọng giúp cho người học nắm được các kiến thức cơ bản về cấu tạo chất; động hóa học của các phản ứng hóa học; các loại nồng độ dung dịch; một số tính chất cơ bản của kim loại, phi kim và ứng dụng trong y học của một số hợp chất hữu cơ thường gặp. Môn học Hóa học còn giúp học viên, sinh viên vận dụng được các kiến thức của hóa học vào việc học tập và nghiên cứu các môn y học cơ sở và y học lâm sàng.

4. Mục tiêu của môn học:

- Về kiến thức:
 - + Trình bày được cấu tạo chất, nhiệt động học và động hóa học của các phản ứng hóa học.
 - + Trình bày được 1 số tính chất cơ bản của kim loại, phi kim và ý nghĩa y học của chúng.
 - + Trình bày được cách đọc tên quốc tế, hiệu ứng điện tử và ứng dụng trong y học của một số hợp chất hữu cơ thường gặp.
- Về kỹ năng:
 - + Vận dụng được các kiến thức của hóa học vào việc học tập và nghiên cứu các môn y học cơ sở và y học lâm sàng.
- Về năng lực tự chủ và trách nhiệm:
 - + Có ý thức tự giác, trách nhiệm trong học tập, có tinh thần hợp tác, giúp đỡ lẫn nhau, tham gia đầy đủ thời lượng lý thuyết môn học hoá học.
 - + Nhận biết được ý nghĩa, tầm quan trọng của học phần hoá học đối với các học phần chuyên ngành tiếp theo.

MỤC LỤC

	Trang
Lời giới thiệu	1
Giáo trình môn học	2
Mục lục	3
Bài 1. Cấu tạo chất.....	4
Bài 2. Nhiệt động hóa học	19
Bài 3. Động hóa học	31
Bài 4. Dung dịch.....	46
Bài 5. Đại cương hóa học phân tích	62
Bài 6. Kim loại và phi kim	69
Bài 7. Hiệu ứng điện tử	80
Bài 8. Cách đọc tên hợp chất hữu cơ.....	87
Bài 9. Hợp chất hữu cơ.....	92
Tài liệu tham khảo	108

BÀI 1: CẤU TẠO CHẤT (4 tiết)

GIỚI THIỆU: Cho đến giữa thế kỷ XVIII người ta cho rằng “nguyên tử là hạt nhỏ nhất cấu tạo nên vật chất và không thể phân chia nhỏ hơn nữa”. Nhưng đến cuối thế kỷ XIX nhiều công trình khoa học thực nghiệm đã chứng tỏ rằng nguyên tử có cấu tạo phức tạp từ nhiều loại hạt cơ bản khác nhau: như electron; proton; neutron; nên có thể định nghĩa “Nguyên tử là một hệ trung hòa về điện đơn giản nhất được cấu tạo nên từ các hạt cơ bản”.

MỤC TIÊU

1. Trình bày được thành phần cấu trúc nguyên tử theo quan điểm hiện đại.
2. Trình bày được cấu tạo của nguyên tử theo quan điểm Bohr.
3. Trình bày được 4 số lượng tử đặc trưng cho hàm sóng và ý nghĩa của nó.
4. Trình bày được sự biến đổi tuần hoàn tính chất của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học.

NỘI DUNG

1. Những cơ sở vật lý nghiên cứu cấu tạo nguyên tử

1.1. Thành phần nguyên tử

Nhờ những thành tựu của vật lý học, các nhà khoa học đã khẳng định rằng nguyên tử gồm hai thành phần chính là electron và hạt nhân nguyên tử.

1.1.1. Lớp vỏ

Lớp vỏ nguyên tử gồm các hạt mang điện âm gọi là electron (hay điện tử)

Điện tích của các hạt electron đều bằng nhau và bằng $-1,602.10^{-19}C$. Đây là điện tích nhỏ nhất vì vậy được gọi là điện tích nguyên tố.

1.1.2. Hạt nhân nguyên tử

Hạt nhân nguyên tử gồm các hạt proton và neutron.

Proton là hạt mang điện có điện tích đúng bằng điện tích của electron nhưng ngược dấu. Để thuận tiện người ta quy ước lấy điện tích nguyên tố làm đơn vị, khi đó điện tích của electron là 1- và điện tích của proton là 1+.

Neutron là hạt không mang điện, có khối lượng xấp xỉ bằng khối lượng của proton. Khối lượng, điện tích, kí hiệu của electron, proton, neutron ghi ở bảng 1.1.

Tên	Kí hiệu	Khối lượng	Điện tích
Electron	e	$m_e = 9,1095.10^{-31}kg$ $m_e \approx 0,549.10^{-3}đvC$	$-1,602.10^{-19}C$ 1-
Proton	p	$m_p = 1,6726.10^{-27}kg$ $m_p \approx 1đvC$	$+1,602.10^{-19}C$ 1+
Neutron	n	$m_n = 1,6750.10^{-27}kg$ $m_n \approx 1đvC$	0

Bảng 1.1. Khối lượng, điện tích của các hạt electron, proton, neutron

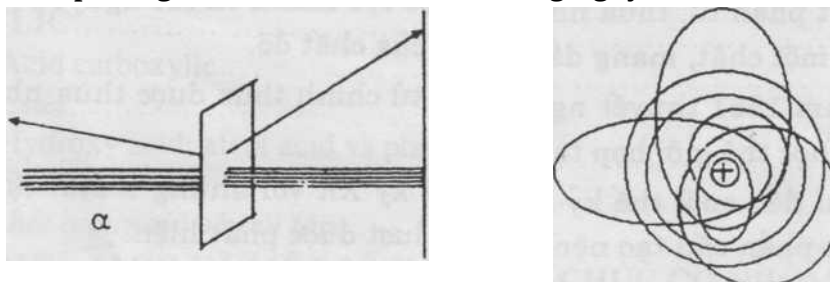
1. 2. Những mẫu nguyên tử cổ điển

1.2.1. Thuyết Rutherford (Ruzopho) – 1911

Từ thí nghiệm bắn các hạt α qua một lá vàng mỏng, Rutherford đã đưa ra mẫu nguyên tử hành tinh (hình 1.1).

Rutherford cho rằng:

- Nguyên tử gồm một hạt nhân ở giữa, các electron quay xung quanh hạt nhân giống như các hành tinh quay xung quanh mặt trời.
- Hạt nhân mang điện tích dương, có kích thước rất nhỏ so với kích thước của nguyên tử nhưng lại tập trung hầu như toàn bộ khối lượng nguyên tử.



Hình 1.1. Sơ đồ thí nghiệm của Rutherford và mẫu nguyên tử hành tinh

Mẫu Rutherford đã giải thích được kết quả thí nghiệm trên và cho phép hình dung một cách đơn giản về cấu tạo nguyên tử. Tuy nhiên nếu hạt mang điện như electron khi chuyển động sẽ phát ra năng lượng. Như thế, electron liên tục mất năng lượng và cuối cùng rơi vào hạt nhân do đó nguyên tử không tồn tại. Điều này chứng tỏ lý thuyết của Rutherford chưa chính xác.

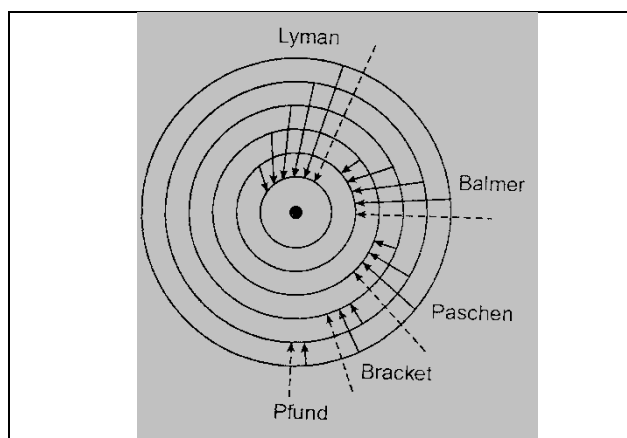
1.2.2. Thuyết Bohr (Bo) – 1913

Để khắc phục nhược điểm thuyết Rutherford, Bohr đưa ra hai định đề:

- Trong nguyên tử electron chỉ có thể quay trên những quỹ đạo xác định gọi là các quỹ đạo lượng tử, mỗi quỹ đạo ứng với một mức năng lượng xác định.
- Khi chuyển động trên quỹ đạo, electron không phát hay thu năng lượng do đó bán kính không thay đổi. Sự thu hoặc phát năng lượng chỉ xảy ra khi electron chuyển động từ quỹ đạo này đến quỹ đạo khác.

Khi electron chuyển động từ quỹ đạo này đến quỹ đạo khác, nó sẽ thu hoặc phát một lượng tử năng lượng. Năng lượng đó có thể thể hiện dưới dạng bức xạ điện từ

có tần số ν (nuy), $\varepsilon = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$.



Hình 1.2. Sự xuất hiện các dãy phổ của nguyên tử hydro theo thuyết Bohr

Thuyết Bohr đã giải thích thành công sự tồn tại của nguyên tử nhưng mang tính độc đoán thiếu khách quan.

2. Hàm sóng

Năm 1925 - 1926, Schrodinger đưa ra môn khoa học học mới mô tả chuyển động của các hạt vi mô gọi là môn cơ học lượng tử.

2.1. Hàm sóng (ψ)

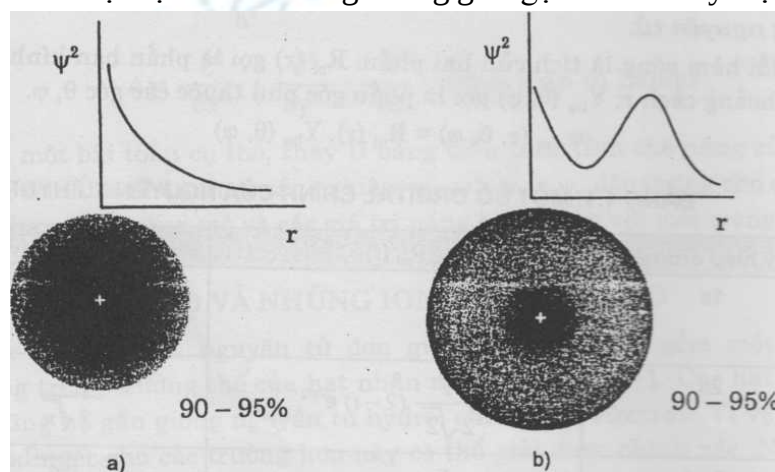
Trong cơ học lượng tử mỗi trạng thái của một hạt hay hệ hạt vi mô được mô tả bằng một hàm xác định gọi là hàm sóng hay hàm trạng thái $\psi(x, y, z)$ (đọc là: poxi) của các biến số x, y, z trong toạ độ Decard hay $\psi(r, \theta, \varphi)$ của các biến số (r, θ, φ) trong toạ độ cầu.

Bản thân hàm sóng ψ không có ý nghĩa vật lý gì nhưng $|\psi|^2$ lại có ý nghĩa vật lý rất quan trọng.

$|\psi|^2$ biểu thị mật độ xác suất tìm thấy hạt tại một điểm nhất định trong không gian.

$|\psi(x,y,z,t)|^2 dv$ cho biết xác suất tìm thấy tại thời điểm t trong nguyên tố thể tích dv có tâm là $M(x,y,z)$.

Hình ảnh của hàm mật độ xác suất trong không gian gọi là đám mây điện tử.



Hình 1.3. Mây 1s (a) và 2s (b)

2.2. Các số lượng tử và ý nghĩa

Mỗi hàm sóng ψ (hay mỗi AO) được đặc trưng (được xác định) bởi bốn tham số n, l, m_l, m_s gọi là các số lượng tử.

2.2.1. Số lượng tử chính (n)

Các electron của nguyên tử được chia thành từng lớp electron, mỗi lớp được đặc trưng bằng một giá trị của số lượng tử n . Số lượng tử n nhận các giá trị nguyên dương từ 1 trở lên.

Số lượng tử chính (n)	1	2	3	4	5	6	7
Kí hiệu lớp electron	K	L	M	N	O	P	Q

2.2.2. Số lượng tử phụ (l) (số lượng tử orbital)

Mỗi lớp electron từ $n = 2$ trở lên gồm nhiều phân lớp. Mỗi phân lớp electron đặc trưng bằng một giá trị của số lượng tử l . Số phân lớp của mỗi lớp bằng giá trị n chỉ lớp đó.

Số lượng tử phụ l nhận các giá trị nguyên dương từ 0 đến $(n - 1)$

Giá trị của l : 0 1 2 3 ... (n - 1)

Ký hiệu các phân lớp : s p d f ...

Để chỉ phân lớp thuộc lớp nào người ta ghi giá trị của n chỉ lớp đó trước ký hiệu phân lớp.

Ví dụ: Lớp K ($n = 1$) có một phân lớp 1s (số 1 chỉ lớp $n = 1$, chữ s chỉ phân lớp $l = 0$);

Lớp L ($n = 2$) có hai phân lớp: 2s ($n = 2; l = 0$) và 2p ($n = 2; l = 1$);

Lớp M ($n = 3$) có ba phân lớp: 3s ($n = 3; l = 0$); 3p ($n = 3; l = 1$) và 3d ($n = 3; l = 2$);

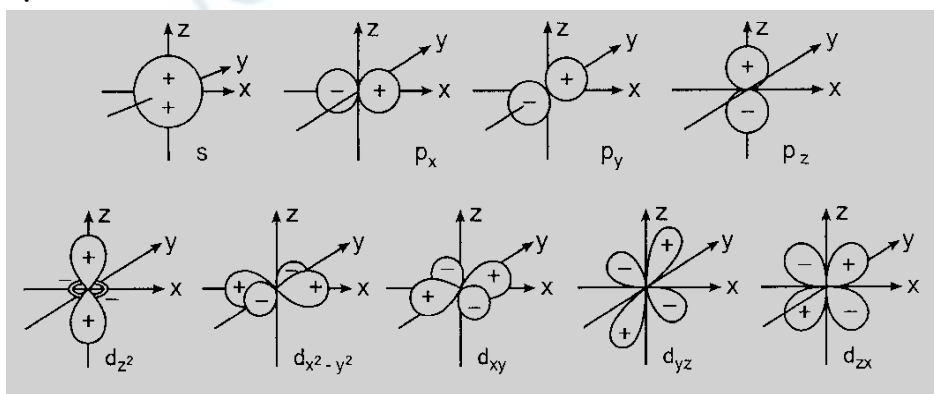
Lớp N ($n = 4$) có bốn phân lớp: 4s ($n = 4; l = 0$); 4p ($n = 4; l = 1$); 4d ($n = 4; l = 2$) và 4f ($n = 4; l = 3$).

Ý nghĩa:

- l đặc trưng cho phân lớp electron.

- l đặc trưng cho phân mức năng lượng của các electron trong lớp electron khảo sát, trong một lớp electron năng lượng của các electron tăng theo thứ tự ns - np - nd - nf.

- l đặc trưng cho hình dạng orbital, nghĩa là mỗi giá trị của l , orbital có hình dạng xác định.



Hình 1.4. Hình dạng và sự định hướng các AO s, p và d

2.2.3. Số lượng tử từ m_l

Số lượng tử từ đặc trưng cho sự định hướng của orbital trong không gian.

Số giá trị của số lượng tử từ phụ thuộc vào số lượng tử phụ l . Ứng với một giá trị của l có $(2l + 1)$ giá trị của m_l từ - l đến + l (kể cả giá trị 0).

Giá trị của l	Giá trị của m_l
0	0
1	-1, 0, 1
2	-2, -1, 0, 1, 2
3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3

2.2.4. Số lượng tử spin m_s

Ngoài ba số lượng tử đặc trưng cho orbital, electron còn được đặc trưng bởi số lượng tử spin. Số lượng tử spin đặc trưng cho sự chuyển động tự quay của electron xung quanh trục riêng của nó, tương tự như quả đất tự quay xung quanh trục của

minh. Chuyển động này gọi là chuyển động spin đặc trưng bởi momen động lượng spin m_s . Số lượng tử spin m_s chỉ có thể có hai giá trị là $-\frac{1}{2}$ và $+\frac{1}{2}$.

Như vậy trạng thái của mỗi electron trong nguyên tử được đặc trưng bởi bốn số lượng tử n, l, m_l, m_s được gọi là orbital toàn phần.

Ψ	n	l	m_l	AO	Số AO	Số e	
Ψ_{100}	1	0	0	1s	1	2	
Ψ_{200}	2	0	0	2s	1	6	
Ψ_{21-1}		1	-1	$2p_x$	3		
Ψ_{210}			0	$2p_z$			
Ψ_{21+1}			+1	$2p_y$			
Ψ_{300}	3	0	0	3s	1	10	
Ψ_{31-1}		1	-1	$3p_x$	3		
Ψ_{310}			0	$3p_z$			
Ψ_{31+1}			+1	$3p_y$			
Ψ_{32-2}		2	-2	$3d_{xy}$	5		
Ψ_{32-1}			-1	$3d_{yz}$			
Ψ_{320}			0	$3d_{z^2}$			
Ψ_{32+1}			+1	$3d_{x^2-y^2}$			
Ψ_{32+2}			+2	$3d_{zx}$			

Bảng 1.2. Trạng thái lượng tử của electron ở 3 lớp đầu

3. Nguyên tử nhiều electron. Sự phân bố electron trong nguyên tử nhiều electron

Bài toán về nguyên tử nhiều electron phức tạp hơn nhiều so với bài toán của nguyên tử giống hydro khi đó mỗi electron không những chịu lực hút của hạt nhân mà còn chịu lực đẩy của các electron khác. Vì vậy việc giải chính xác bài toán bằng phương pháp giải tích là không thể được nên người ta dùng các phương pháp gần đúng. Từ đó xây dựng được các hàm sóng và phương trình sóng và thu được các hàm có dạng tương tự các AO của nguyên tử hydro.

3.1. Khái niệm về lớp, phân lớp và ô lượng tử

- **Lớp:** Trong nguyên tử các electron có cùng số lượng tử chính n tạo thành một lớp electron gọi là lớp n . Lớp n được ký hiệu bằng các chữ cái K, L, M, N... ứng với các giá trị của $n = 1, 2, 3, 4...$

- **Phân lớp:** Mỗi phân lớp gồm các electron có cùng số lượng tử l mà mỗi giá trị của n có n giá trị của l nên mỗi lớp có n phân lớp.

Lớp K có 1 phân lớp: 1s.

Lớp L có 2 phân lớp: 2s, 2p.

Lớp M có 3 phân lớp: 3s, 3p, 3d.

Các electron cùng có $l = 0$ hợp thành phân lớp s.

Các electron cùng có $l = 1$ hợp thành phân lớp p.

Các electron cùng có $l = 2$ hợp thành phân lớp d.

Các electron cùng có $l = 3$ hợp thành phân lớp f .

Để chỉ một phân lớp thuộc lớp nào người ta dùng ký hiệu ns, np ...

Ví dụ: 2s, 2p.

- **Ô lượng tử hay orbital:** Các electron có 3 số lượng tử như nhau (n, l, m_l) có trạng thái chuyển động orbital giống nhau tạo thành một AO và được xếp vào một ô lượng tử. Mỗi ô lượng tử được ký hiệu bằng một ô vuông nhỏ.

Số ô lượng tử trong một phân lớp bằng số các trị số m_l ứng với giá trị l đã cho.

Ví dụ: - Phân lớp s có $l = 0, m_l = 0 \Rightarrow$ có 1 ô lượng tử.

- Phân lớp p có $l = 1, m_l = +1, 0, -1 \Rightarrow$ có 3 ô lượng tử.

- Phân lớp d có $l = 2, m_l = +2, +1, 0, -1, -2 \Rightarrow$ có 5 ô lượng tử.

3.2. Các quy luật phân bố electron trong nguyên tử nhiều electron

3.2.1. Nguyên lý Pauli

Nội dung: "Trong nguyên tử không thể có hai hay nhiều electron có cùng 4 số lượng tử".

- Các electron trong một ô lượng tử có 3 số lượng tử n, l, m_l giống nhau nên số lượng tử m_s phải khác nhau ($+1/2$ và $-1/2$) do đó số electron tối đa trên mỗi AO là 2 electron.

Hai electron này có spin trái dấu nhau và được ký hiệu bằng hai mũi tên ngược chiều nhau:

$\uparrow$ ứng với $m_s = +1/2$ và $\downarrow$ ứng với $m_s = -1/2$

- Trong một phân lớp ứng với số lượng tử phụ l có tối đa $(2l+1)$ AO nên chứa tối đa $2(2l + 1)$ electron.

- Lớp thứ n có n^2 AO nên trong mỗi lớp có tối đa $2n^2$ electron.

Ví dụ: $n = 2$ có số electron tối đa là: $2.2^2 = 8e^-$

Lớp n	K	L		M			N			
	1	2		3			4			
Phân lớp l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3
Kí hiệu phân lớp	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f
Số e tối đa ở phân lớp l	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14
Số e tối đa ở lớp n	2	8		18			32			

Bảng 1.3. Số electron tối đa trên một số lớp và phân lớp

3.2.2. Nguyên lý vững bền

"Trong một nguyên tử ở trạng thái cơ bản, các electron sẽ xếp vào các phân lớp có mức năng lượng thấp trước sau đó mới xếp sang các phân lớp có mức năng lượng cao hơn".

Năng lượng của các phân lớp được xác định qua việc giải phương trình Schrodinger. Từ đó, Klechkowski đã sắp xếp các phân lớp theo thứ tự mức năng lượng tăng dần.

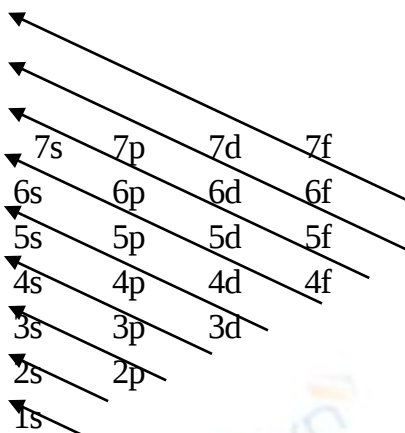
3.2.3. Quy tắc Klechkowski

Trong nguyên tử, năng lượng của các phân lớp electron tăng dần theo thứ tự sau:

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

Theo quy tắc này thì electron được điền vào các AO có giá trị $(n + l)$ nhỏ trước, nếu 2 AO có cùng giá trị $(n + l)$ thì electron sẽ điền vào các AO có giá trị n nhỏ trước.

Ví dụ: electron được điền vào AO 4s trước AO 3d. Có thể mô tả quy tắc Klechkowski như sau:



3.2.4. Quy tắc Hund

3.2.4.1. Quy tắc Hund 1 (quy tắc tổng spin cực đại)

"Trong nguyên tử ở dạng trạng thái cơ bản, các electron thuộc cùng một phân lớp sẽ được phân bố đều vào các ô lượng tử sao cho tổng spin S của chúng là cực đại (tổng số electron độc thân là cực đại)".

3.2.4.2. Quy tắc Hund 2

"Trong một phân lớp các electron có khuynh hướng điền vào các ô lượng tử có số lượng tử m_l có giá trị lớn nhất trước".

3.3. Cách biểu diễn cấu tạo vỏ electron. Cấu hình electron của nguyên tử

- Cấu hình electron của nguyên tử được dùng để mô tả các electron phân bố như thế nào vào các lớp, phân lớp trong nguyên tử.

- Bắt đầu từ nguyên tố $Z = 21$ trở đi do có sự chèn mức năng lượng nên cấu hình electron của các nguyên tố từ phân lớp 4s trở đi không còn trùng với thứ tự mức năng lượng (do đó để viết đúng cấu hình trước hết viết theo thứ tự mức năng lượng sau đó chuyển thành cấu hình theo lớp electron).

Ví dụ: Fe ($Z = 26$).

Theo thứ tự mức năng lượng: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

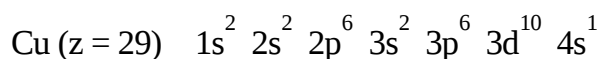
Cấu hình electron: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

- Khi một AO có đủ 2 electron ta nói các electron đã ghép đôi, nếu chỉ có một electron thì electron đó là độc thân.

Các trường hợp ngoại lệ :

Do cấu hình d^{10} (bão hoà) và d^5 (bán bão hoà) bền, có năng lượng thấp nên các nguyên tử có cấu hình $(n-1)d^9 ns^2$ sẽ chuyển thành cấu hình $(n-1)d^{10} ns^1$ hay cấu hình $(n-1)d^4 ns^2$ sẽ chuyển thành $(n-1)d^5 ns^1$.

Ví dụ: Cr ($Z = 24$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$



4. Hệ thống tuần hoàn các nguyên tố hoá học

4.1. Định luật tuần hoàn

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

Vậy sự biến đổi tuần hoàn tính chất của các nguyên tố là do sự biến đổi tuần hoàn cấu trúc electron của nguyên tử của các nguyên tố đó.

4.2. Bảng hệ thống tuần hoàn các nguyên tố (Xét bảng hệ thống tuần hoàn dạng dài)

Bảng hệ thống tuần hoàn dạng dài được xây dựng trên cơ sở sau:

- Các nguyên tố được xếp theo thứ tự tăng dần điện tích hạt nhân.
- Các nguyên tố có cùng số lớp electron được xếp thành một hàng ngang gọi là chu kỳ.
- Các nguyên tố có cùng các electron hoá trị được xếp thành cột dọc gọi là nhóm.

4.2.1. Số thứ tự các nguyên tố

Mỗi nguyên tố được xếp vào 1 ô có số thứ tự đúng bằng điện tích hạt nhân Z của nguyên tố đó.

Ví dụ: Nguyên tố S có Z = 16 có 16p nên có 16e ở trạng thái cơ bản.

4.2.2. Cấu tạo bảng hệ thống tuần hoàn

Các nguyên tố hoá học trong bảng hệ thống tuần hoàn được xếp theo thứ tự điện tích hạt nhân Z tăng dần và được phân thành các chu kỳ và nhóm.

* *Chu kỳ*: là dãy nguyên tố xếp theo hàng ngang gồm các nguyên tố có cùng số lớp electron.

Số thứ tự của chu kỳ bằng số lớp electron mà mỗi nguyên tố trong chu kỳ có.

Hiện nay bảng hệ thống tuần hoàn gồm 7 chu kỳ, đánh số thứ tự từ 1 đến 7. Trong đó:

- + Chu kỳ 1 gồm 2 nguyên tố H (Z = 1) và He (Z = 2)
- + Chu kỳ 2 gồm 8 nguyên tố từ Li (Z = 3) đến Ne (Z = 10)
- + Chu kỳ 3 gồm 8 nguyên tố từ Na (Z = 11) đến Ar (Z = 18)
- + Chu kỳ 4 gồm 18 nguyên tố từ K (Z = 19) đến Kr (=36)
- + Chu kỳ 5 gồm 18 nguyên tố từ Rb (Z = 37) đến Xe (= 54)
- + Chu kỳ 6 gồm 32 nguyên tố từ Cr (Z = 55) đến Rn (Z = 86)

(Đặc biệt trong chu kỳ 6 có 14 nguyên tố xếp sau La (Z = 57) được xếp tách riêng thành 1 hàng ngang ở dưới bảng gọi là họ Lantan).

- + Chu kỳ 7 gồm các nguyên tố đang xây dựng từ Fr (Z = 87) trở đi.

(Trong chu kỳ 7 có 14 nguyên tố xếp sau Ac (Z = 89) được tách riêng thành họ Actini)

* *Nhóm*: gồm các nguyên tố có cùng số electron hoá trị. Số thứ tự của nhóm bằng số electron hoá trị mà các nguyên tố có. Mỗi nhóm được chia thành 2 phân nhóm: chính và phụ.

- Phân nhóm chính (nhóm A): gồm các nguyên tố s hoặc p.
- Phân nhóm phụ (nhóm B): gồm các nguyên tố d hoặc f.

Các xác định số electron hoá trị của một nguyên tố.

- + Tổng số electron ở lớp ngoài cùng.
- + Số electron trên ns (nếu (n-1)d bão hoà).
- + Tổng số electron trên ns và (n-1)d (nếu (n-1)d chưa bão hoà).

Ví dụ:

- Cu (z = 29) có cấu hình $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$: thuộc nhóm I_B.
- Zn (z = 30) có cấu hình $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$: thuộc nhóm II_B.
- Fe (z = 26) có cấu hình $[\text{Ar}]3d^64s^2$: thuộc nhóm VIII_B.
- Li, Na, K... có cấu hình ns^1 : thuộc nhóm I_A.

* *Khối*: ngày nay người ta thường xếp các nguyên tố thành các khối dựa vào cấu hình electron của chúng, có 4 khối là:

- Khối s: gồm các electron có cấu hình electron ngoài cùng là ns^1, ns^2 đó là các nhóm I_A, II_A.
- Khối p: gồm các nguyên tố có cấu hình các electron ngoài cùng từ $ns^2 np^1$ đến $ns^2 np^6$ tức là các nguyên tố thuộc nhóm III_A đến VIII_A.
- Khối d: Gồm các nguyên tố có cấu hình $(n-1)d^{1 \rightarrow 10} ns$ hoặc thuộc các nhóm B.
- Khối f: Gồm 2 dãy lantan và actini xếp ở cuối bảng.

4.3. Sự biến đổi tuần hoàn tính chất các nguyên tố

4.3.1. Biến đổi tuần hoàn cấu hình electron của các nguyên tố

Số electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố nói chung biến đổi tuần hoàn khi điện tích hạt nhân tăng dần.

Ta biết rằng, cấu trúc electron trong nguyên tử các nguyên tố, đặc biệt là số electron lớp ngoài cùng quyết định tính chất hóa học của các nguyên tố. Vì vậy, *sự biến đổi tuần hoàn số electron lớp ngoài cùng đã quyết định tính chất tuần hoàn của các nguyên tố và các hợp chất tạo nên từ các nguyên tố đó.*

Đó là nội dung của định luật tuần hoàn của Mendeleev.

4.3.2. Bán kính nguyên tử

Từ trái sang phải trong một chu kì, nói chung bán kính nguyên tử giảm dần và trong chu kì nhỏ bán kính nguyên tử giảm nhanh hơn so với trong chu kì lớn.

Từ trên xuống dưới trong một nhóm A, bán kính nguyên tử và ion tăng dần, và trong một nhóm B từ nguyên tố thứ nhất đến nguyên tố thứ hai các bán kính này thường tăng chậm, từ nguyên tố thứ hai đến nguyên tố thứ ba thường không biến đổi mấy.

4.3.3. Năng lượng ion hoá (I_1)

Năng lượng ion hoá (I_1) là đại lượng đặc trưng cho khả năng nhường electron của nguyên tử khi tham gia phản ứng oxy hoá - khử.

Từ trái sang phải trong một chu kì năng lượng ion hoá thứ nhất nói chung tăng dần và đạt giá trị cực đại ở nguyên tử cuối cùng của chu kì (ở nguyên tử khí hiếm).

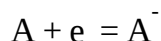
Từ nguyên tử khí hiếm của chu kì trước đến nguyên tử đầu tiên của chu kì tiếp theo, năng lượng ion hoá thứ nhất giảm xuống đột ngột, rồi sau đó lại tăng dần cho đến nguyên tử cuối cùng của chu kì, tương tự chu kì trước đó.

Quá trình biến thiên của I_1 như trên cứ lặp đi lặp lại từ chu kì này đến chu kì khác gọi là sự biến thiên tuần hoàn của I_1 .

Từ trên xuống trong nhóm A, giá trị I_1 giảm dần, còn trong nhóm B sự biến thiên này chậm và không đều, nhưng thường giảm dần từ trên xuống trong một nhóm.

4.3.4. Ái lực với electron (E)

Là năng lượng được giải phóng khi nguyên tử ở trạng thái khí nhận thêm một electron để trở thành anion khí:



Ái lực electron biểu thị tính oxy hoá của nguyên tố. Ái lực electron và năng lượng ion hoá của một nguyên tố biến thiên cùng chiều. Năng lượng ion hoá tăng thì tính khử giảm, tính oxy hoá tăng do đó ái lực electron tăng.

Trong một chu kì theo chiều từ trái sang phải năng lượng ion hoá và ái lực electron tăng.

Theo chiều từ trên xuống dưới thì năng lượng ion hoá, ái lực electron giảm.

4.3.5. Độ âm điện (X)

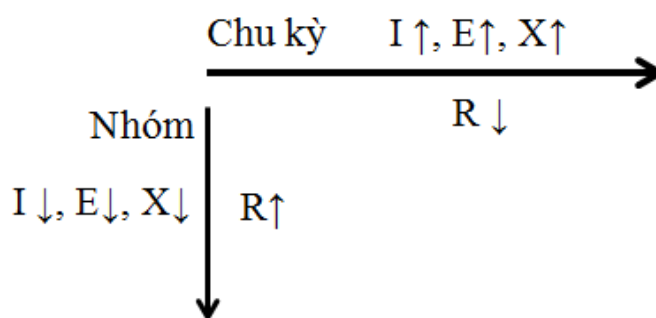
Độ âm điện của nguyên tố là khả năng hút electron của nguyên tử nguyên tố đó trong hợp chất.

Trong một chu kì theo chiều từ trái sang phải độ âm điện tăng.

Trong một nhóm theo chiều từ trên xuống dưới thì độ âm điện giảm.

Nguyên tố có độ âm điện lớn sẽ nhận electron của nguyên tố có độ âm điện nhỏ hơn.

Nguyên tố có độ âm điện lớn có tính oxy hoá mạnh, nguyên tố có độ âm điện nhỏ có tính khử mạnh (tính chất của kim loại).



Hình 1.5. Sự biến thiên của R , I , E , X trong bảng tuần hoàn.

4.3.6. Số oxy hoá

- Số oxy hoá dương cao nhất của các nguyên tố bằng số thứ tự của nhóm chứa chúng (trừ các nhóm VIII_B, I_B, Lantan, Actini, O, F và khí hiếm).

- Số oxy hoá âm thấp nhất hầu như chỉ có ở các nguyên tố phi kim và số oxy hoá âm thấp nhất của nguyên tố bằng số thứ tự của nhóm chứa nguyên tố đó trừ đi 8.

Ví dụ: Nitơ có số oxy hoá âm thấp nhất là: $5 - 8 = -3$

4.4. Quan hệ giữa cấu hình electron và vị trí của nguyên tố trong bảng hệ thống tuần hoàn

* Biết số điện tích hạt nhân của nguyên tố (Z) ta có thể xác định được nguyên tố đó thuộc chu kỳ mấy, nhóm mấy và cấu hình electron của nguyên tố đó.

Ví dụ: cho X có Z = 16.

Ta có thể viết cấu hình electron của X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

Vậy X thuộc chu kỳ 3, nhóm VIA đó là nguyên tố lưu huỳnh (S).

* Biết cấu hình electron của nguyên tố, có thể xác định điện tích hạt nhân Z, số thứ tự của nguyên tố, chu kỳ, nhóm.

Ví dụ:

- Nguyên tố X có cấu hình $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \Rightarrow Z = 17$.

Vì n = 3 nên nguyên tố này thuộc chu kỳ 3. Số electron hoá trị $2 + 5 = 7 \Rightarrow$ thuộc nhóm VII_A đó là nguyên tố Clo.

Ví dụ:

Nguyên tố Y có cấu hình $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2 \Rightarrow Z = 25$.

Vì lớp d chưa bão hoà nên Y thuộc nhóm B có electron hoá trị là $2 + 5 = 7$ nên Y thuộc nhóm VII_B. Lại có n = 4 nên nguyên tố này thuộc chu kỳ 4, đó là nguyên tố Mn.

GHI NHỚ

- Thành phần cấu trúc nguyên tử theo quan điểm hiện đại.
- Cấu tạo của nguyên tử theo quan điểm Bohr.
- 4 số lượng tử đặc trưng cho hàm sóng và ý nghĩa của nó.
- Sự biến đổi tuần hoàn tính chất của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học.

LƯỢNG GIÁ

Anh (chị) hãy khoanh tròn vào đáp án đúng nhất để điền vào chỗ trống:

1. Mỗi hàm sóng ψ được đặc trưng bởi bốn số lượng tử:

A. n, l_m , m, m_s

B. n, l, m_l , m

C. n, l, m_l , m_s

2. Số lượng tử từ đặc trưng cho.....của orbital trong không gian.

A. Mức năng lượng

B. Hình dạng

C. Sự định hướng

3. Số lượng tử phụ đặc trưng cho..... của orbital.

A. Mức năng lượng

B. Hình dạng

C. Sự định hướng

4. Số lượng tử spin đặc trưng cho.....của electron.

A. Mức năng lượng

B. Hình dạng

C. Sự chuyển động tự quay

5. Số lượng tử chính đặc trưng cho.....của electron.

A. Mỗi lớp

B. Mỗi phân lớp

C. Mỗi phân mức năng lượng.

6. Vỏ nguyên tử gồm các hạt:

A. Proton

B. Electron.

C. Neutron

7. Hạt nhân nguyên tử gồm các hạt:

A. Proton

B. Neutron

C. Cả A và B.

8. Trong cấu tạo nguyên tử hạt neutron là hạt:

A. Mang điện tích dương

B. Mang điện tích âm.

C. Không mang điện tích

9. Nguyên tố có độ âm điện lớn có tính oxy hoá:

A. Yếu

B. Trung bình

C. Mạnh

10. Nhờ những thành tựu của vật lý học, các nhà khoa học đã khẳng định rằng nguyên tử gồm hai thành phần chính là electron và:

A. Proton

B. Neutron

C. Hạt nhân nguyên tử

11. Trong một.....các electron có khuynh hướng điền vào các ô lượng tử có số lượng tử m_l có giá trị lớn nhất trước.

A. Phân lớp

B. Lớp

C. Nguyên tử

12. Trong nguyên tử không thể có hai hay nhiều electron có cùng.....số lượng tử.

A. 3

B. 4

C. 5

Anh (chị) hãy khoanh tròn vào đáp án đúng nhất trong các đáp án sau:

13. Theo cấu hình electron của nguyên tố, phân lớp s có chứa tối đa:

A. 2 electron.

B. 4 electron.

C. 6 electron.

D. 8 electron.

E. 10 electron.

14. Theo cấu hình electron của nguyên tố, phân lớp p có chứa tối đa:

A. 2 electron.

B. 4 electron.

C. 6 electron.

D. 8 electron.

E. 10 electron.

15. Khi số lượng tử chính (n) nhận giá trị bằng 1 thì số lượng tử phụ (l) có thể nhận giá trị nào sau đây:

A. 2

B. 1

C. 0

D. -1

E. -2

16. Khi số lượng tử chính (n) nhận giá trị bằng 2 thì số lượng tử phụ (l) có thể nhận giá trị nào sau đây:

A. 0 và 1

B. 1 và 2

C. 2 và -1

D. -1 và -2

E. 0 và -2

17. Khi số lượng tử phụ (l) nhận giá trị bằng 1 thì số lượng tử từ (m_l) có thể nhận giá trị nào sau đây:

A. 0, 1, 2

B. 1, -1, -2

C. 2, -1, -2

D. -1, 1, -2

E. 0, 1, -1

18. Theo cấu hình electron của nguyên tố, phân lớp d có chứa tối đa:

A. 2 electron.

B. 4 electron.

C. 6 electron.

D. 8 electron.

E. 10 electron.

19. Lớp L ($n=2$) có thể chứa tối đa bao nhiêu electron.

A. 2

B. 4

C. 6

D. 8

E. 10

20. Cấu hình electron của Oxy ($Z = 8$) là :

A. $1s^2 2s^2 2p^0 3s^2 3p^2$

B. $1s^2 2s^2 2p^1 3s^2 3p^1$

C. $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2$

D. $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$

E. $1s^2 2s^2 2p^4$

21. Nguyên tố phi kim mạnh nhất trong tự nhiên là :

A. Oxi.

B. Flo.

C. Clo.

D. Nito

E. Heli

22. Cấu hình electron của các nguyên tử có 2 electron độc thân là:

A. $1s^2 2s^2 2p^6$

B. $1s^2 2s^2 2p^5$

C. $1s^2 2s^2 2p^3$

D. $1s^2 2s^2 2p^2$

E. $1s^2 2s^2$

23. Trong chu kỳ 2, các nguyên tố: flo, oxy, carbon, được sắp xếp theo thứ tự độ âm điện tăng dần là:

- A. Oxy < carbon < flo
- B. Carbon < flo < oxy
- C. Carbon < oxy < flo
- D. Flo < oxy < carbon
- E. Oxy < flo < carbon

24. Trong chu kỳ 3, các nguyên tố: natri, magie, nhôm, được sắp xếp theo thứ tự bán kính nguyên tử tăng dần là:

- A. Nhôm < natri < magie
- B. Nhôm < magie < natri
- C. Magie < nhôm < natri
- D. Natri < magie < nhôm
- E. Natri < nhôm < magie

Anh (chị) hãy khoanh tròn vào đáp án A cho câu đúng và đáp án B cho câu sai trong các câu sau đây:

25. Hạt nhân nguyên tử gồm các hạt proton và electron.

- A. Đúng.
- B. Sai.

26. Electron là hạt mang điện tích âm, có khối lượng xấp xỉ bằng khối lượng của proton.

- A. Đúng.
- B. Sai.

27. Theo cơ học lượng tử: khi số lượng tử phụ l có duy nhất giá trị 0 thì số lượng tử chính n nhận giá trị là 2.

- A. Đúng.
- B. Sai.

28. Số lượng tử chính n nhận giá trị từ 0 trở lên.

- A. Đúng.
- B. Sai.

29. Số lượng tử phụ l nhận các giá trị nguyên dương từ 0 đến (n-1).

- A. Đúng.
- B. Sai.

30. Số lượng tử spin m_s chỉ có thể nhận giá trị là $+\frac{1}{2}$.

- A. Đúng.
- B. Sai.

31. Số electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố nói chung biến đổi tuần hoàn khi điện tích hạt nhân tăng dần.

- A. Đúng.
- B. Sai.

32. Từ trái sang phải trong một chu kỳ, nói chung bán kính nguyên tử tăng dần.

- A. Đúng.
- B. Sai.

33. Từ trái sang phải trong một chu kỳ năng lượng ion hoá thứ nhất nói chung tăng dần.

- A. Đúng.
- B. Sai.

34. Trong một nhóm theo chiều từ trên xuống dưới thì năng lượng ion hoá, ái lực electron giảm.

A. Đúng.

B. Sai.

35. Trong một nhóm theo chiều từ trên xuống dưới thì độ âm điện tăng.

A. Đúng.

B. Sai.

36. Theo cơ học lượng tử: khi số lượng tử từ m_l có duy nhất giá trị 0 thì số lượng tử phụ l nhận giá trị là 0.

A. Đúng.

B. Sai.

Anh (chị) hãy khoanh tròn vào phương án đúng nhất trong các tình huống ở các câu sau:

37. Trong giờ hóa học, giáo viên yêu cầu viết cấu hình của nguyên tố Cu ($Z=29$).

Nam viết: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$

Kiên viết: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

Hồng viết: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

Phương viết: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$.

Vậy theo anh (chị) sinh viên nào đã viết đúng:

A. Nam

B. Kiên

C. Hồng

D. Phương

38. Trong giờ hóa học, giáo viên yêu cầu viết cấu hình của nguyên tố Cr ($Z=24$). Nam

viết: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$

Hồng viết: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Kiên viết: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

Phương viết: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$.

Vậy theo anh (chị) sinh viên đã viết đúng là:

A. Nam

B. Hồng

C. Kiên

D. Phương

39. Biết điện tích hạt nhân (Z) của nguyên tố sẽ viết được cấu hình electron, từ đó xác định được vị trí chu kỳ và nhóm của nguyên tố đó trong bảng hệ thống tuần hoàn hóa học. Nếu một nguyên tố có $Z = 17$ thì nguyên tố đó thuộc chu kỳ mấy, nhóm mấy?

A. Chu kỳ 2, nhóm VA

B. Chu kỳ 2, nhóm VIIA

C. Chu kỳ 3, nhóm VA

D. Chu kỳ 3, nhóm VIIA

40. Biết điện tích hạt nhân (Z) của nguyên tố sẽ viết được cấu hình electron, từ đó xác định được vị trí chu kỳ và nhóm của nguyên tố đó trong bảng hệ thống tuần hoàn hóa học. Nếu một nguyên tố có $Z = 28$ thì nguyên tố đó thuộc chu kỳ mấy, nhóm mấy?

A. Chu kỳ 4, nhóm IIA

B. Chu kỳ 4, nhóm IIB

C. Chu kỳ 4, nhóm VIIIA

D. Chu kỳ 4, nhóm VIIB