Vietsciences-Võ Hồng Thái 31/12/2006

ÔN MỘT SỐ KIẾN THỨC HÓA ĐẠI CƯƠNG

I. Cách biểu thị một nguyên tử để biết được các cấu tử chính bền của một nguyên tử. Nguyên tử đồng vị
I.1. Cách biểu thị nguyên tử
I.2. Nguyên tử đồng vị
II. Cấu hình electron của nguyên tử
II.1. Định nghĩa
II.2. Qui tắc Klechkowski
II.3. Qui tắc Hund (Sự phân bố điện tử vào obitan, orbital, vân đạo)
III. Vận tốc phản ứng
IV. Cân bằng hóa học
IV.1. Định nghĩa
IV.2. Nguyên lý chuyển dịch cân bằng (Nguyên lý Le Châtelier)
V. Liên kết ion
VI. Liên kết cộng hóa trị
VII. Sự thủy phân của muối
VIII. Các định nghĩa về axit, bazơ
VIII.1. Định nghĩa axit, bazơ theo Arrhénius
VIII.2. Định nghĩa axit bazơ theo Bronsted – Lowry

Các kiến thức hóa đại cương thuộc chương trình lớp 10 ở phổ thông. Chúng ta ôn về các kiến thức này như: Sự đồng vị; Cấu hình electron của nguyên tử; Sự phân bố điện tử vào obitan (orbital, vân đạo); Vị trí nguyên tố trong bảng hệ thống tuần hoàn; Cân bằng hóa học; Vận tốc phản ứng; Liên kết ion; Liên kết cộng hóa trị; Sự thủy phân của muối; Định nghĩa axit, bazơ (acid, baz, base) theo Arrhenius, theo Bronsted – Lowry; Cách tính pH của các dung dịch axit, bazơ mạnh yếu; Pin điện hoá học và ăn mòn kim loại; Nước cứng và cách làm mềm nước cứng; Phân bón hóa học;…

I. Cách biểu thị một nguyên tử để biết được các cấu tử chính bền của một nguyên tử. Nguyên tử đồng vị

I.1. Cách biểu thị nguyên tử

Để biết được các hạt cơ bản bền có trong nguyên tử (proton, neutron, electron) trong một nguyên tử, người ta dùng ký hiệu như sau:

$$^{A}_{Z}X$$

X: **ký hiệu nguyên tử** của nguyên tố (như Na, H, Cl, O, Fe)

Z: **số thứ tự nguyên tử** (bậc số nguyên tử, số hiệu nguyên tử, số điện tích dương hạt nhân), có **Z proton** trong nhân, cũng có Z electron (điện tử) ngoài nhân (nếu không phải là ion),

nguyên tố X ở ô thứ Z trong bảng hệ thống tuần hoàn Sở dĩ Z được gọi là số thứ tự nguyên tử hay bậc số nguyên tử vì người sắp xếp các nguyên tố hóa học trong bảng phân loại tuần hoàn theo chiều tăng dần trị số Z. Z còn được gọi là số hiệu nguyên tử vì căn cứ vào Z người ta biết đó là nguyên tử của nguyên tố nào (số nhãn hiệu, đặc hiệu). Z còn được gọi là số điện tích dương hạt nhân vì có Z proton trong nhân và điện tích của một proton là điện dương nhỏ nhất được biết hiện nay.

A: **số khối** (số khối lượng), có tổng số **A proton và neutron** (nơtron) trong nhân
Do khối lượng của 1 proton, xấp xỉ khối lượng của 1 neutron, xấp xỉ 1 đơn vị cacbon (đvC, đơn vị Cacbon, đơn vị khối lượng nguyên tử, amu, u, atomic mass unit); khối lượng electron không đáng kể so với khối lượng của proton và neutron (khối lượng một electron nhỏ hơn khối lượng của một proton hay neutron khoảng gần 1 840 lần) và proton, neutron ở trong nhân nguyên tử nên, một cách gần đúng, có thể coi khối lượng của nguyên tử như là khối lượng của nhân nguyên tử và nguyên tử có khối lượng nguyên tử là A đvC (Do đó có thể căn cứ vào A mà có thể biết nguyên tử này nặng hay nhẹ, nên A được gọi là số khối). Còn tổng quát, số khối luôn luôn là một số nguyên dương trong khi khối lượng nguyên tử thường không là số nguyên.

1 đvC = 1 đơn vị Cacbon = 1 u = 1amu = 1 đơn vị khối lượng nguyên tử = $\frac{1}{12}$ khối lượng của nguyên tử đồng vị ${}^{12}_{6}C = \frac{1}{6{,}022.10^{23}}\,gam$

Thí dụ:
${}^{1}_{1}H$ (Z = 1; A = 1): H ở ô thứ 1 trong bảng hệ thống tuần hoàn (BHTTH), có 1 proton, 1 electon, có 1 điện tích dương hạt nhân, không có neutron (nơtron), H có khối lượng nguyên tử (nguyên tử lượng, nguyên tử khối) là 1 đvC.

${}^{23}_{11}Na$ (Z = 11; A = 23): Na ở ô thứ 23 trong BHTTH, Na có 11 proton, có 11 điện tích dương hạt nhân, có 11 electron. Na có 23 proton và neutron. Na có 23 – 11 = 12 neutron. Na có khối lượng nguyên tử là 23 đvC.

${}^{35}_{17}$Cl (Z = 17; A = 35): Cl ở ô thứ 17; 17 proton; 17 điện tích dương hạt nhân; 17 electron; 35 – 17 = 18 neutron; khối lượng nguyên tử của nguyên tử Cl này là 35 đvC.

${}^{23}_{11}Na^{+}$ có 11 proton, có 10 electron, 12 neutron, ion ${}^{23}_{11}Na^{+}$ có khối lượng là 23 đvC.

${}^{16}_{8}O^{2-}$ có 8 proton, có 10 electron, 8 neutron, ion ${}^{16}_{8}O^{2-}$ có khối lượng 16 đvC. (Do khối lượng của electron không đáng kể so với khối lượng của proton, neutron nên có thể coi khối lượng ion cũng bằng khối lượng của nguyên tử tương ứng).

I.2. Nguyên tử đồng vị

Nguyên tử đồng vị là các nguyên tử của **cùng một nguyên tố hoá học** nhưng có **khối lượng khác nhau**, các nguyên tử đồng vị có **cùng số thứ tự nguyên tử Z** nhưng **khác số khối A**, nói cách khác các nguyên tử đồng vị có **cùng số proton** nhưng **khác số neutron** trong nhân. (Các nguyên tử đồng vị có cùng số thứ tự nguyên tử Z nên cùng sắp ở một ô trong BPLTH, do đó các nguyên tử này được gọi là đồng vị, cùng vị trí).

Thí dụ:

$^{1}_{1}H$	$^{2}_{1}H$ $(^{2}_{1}D)$	$^{3}_{1}H$ $(^{3}_{1}T)$
Z = 1	Z = 1	Z = 1
A = 1	A = 2	A = 3
1 proton, 0 neutron	1 proton, 1 neutron	1 proton, 2 neutron
1 đvC	2đvC	3đvC

Trên đây là ba nguyên tử đồng vị của nguyên tố Hiđro (Hidrogen)
(D: Deuterium, Đơteri; T: Tritium, Triti)

$^{35}_{17}Cl$	$^{37}_{17}Cl$
Z = 17	Z = 17
A = 35	A = 37
17 proton, 18 neutron	17 proton, 20 neutron
35 đvC	37 đvC

Trên đây là hai nguyên tử đồng vị của nguyên tố Clo (Clor)

Nguyên tố hoá học là loại nguyên tử (thứ nguyên tử) mà các nguyên tử của cùng một nguyên tố thì có cùng số thứ tự nguyên tử Z.
Còn **nguyên tử** là phần nhỏ nhất của một nguyên tố hóa học mà còn giữ được tính chất của nguyên tố đó.
Thí dụ phân tử H_2SO_4 được tạo bởi **3 nguyên tố hoá học** (3 loại nguyên tử là hiđro, lưu huỳnh, oxi), **7 nguyên tử** (2 nguyên tử H, 1 nguyên tử S, 4 nguyên tử O)

Có 92 nguyên tố hóa học trong tự nhiên (Z: 1 - 92), và có khoảng 300 nguyên tử đồng vị trong tự nhiên. (Có khoảng 1 000 nguyên tử đồng vị nhân tạo). Như vậy trung bình một nguyên tố hóa học trong tự nhiên có khoảng 3 nguyên tử đồng vị. Khối lượng nguyên tử được dùng để tính toán trong hóa học là khối lượng nguyên tử trung bình của các nguyên tử đồng vị hiện diện trong tự nhiên với tỉ lệ xác định.

Thí dụ: Clo (Cl) có 2 nguyên tử đồng vị trong tự nhiên là $^{35}_{17}Cl$ (chiếm 75% số nguyên tử) và $^{37}_{17}Cl$ (chiếm 25% số nguyên tử). Do đó khối lượng nguyên tử của Cl là:

$$M_{Cl} = \overline{M}_{\text{các đồng vị của Cl}} = \frac{35(75) + 37(25)}{100} \approx 35{,}5$$

(Lấy khối lượng của $^{35}_{17}Cl$ bằng 35; khối lượng của $^{37}_{17}Cl$ bằng 37 là lấy gần đúng, còn khối lượng thật của các đồng vị này không là số nguyên)

II. Cấu hình electron của nguyên tử

II.1. Định nghĩa

Cấu hình electron (Cấu hình điện tử) của một nguyên tử là cách sắp xếp các electron của nguyên tử này trong các lớp và phân lớp thích hợp.

Thí dụ: Cấu hình electron của natri (Na, Z = 11) là:
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

(11 electron của Natri được sắp vào 3 lớp điện tử, lớp 1, lớp 2 và lớp 3. Lớp 1 có 2 điện tử, lớp 2 có 8 điện tử, lớp 3 có 1 điện tử. Có 2 điện tử ở phân lớp s của lớp 1, có 2 điện tử ở phân lớp s của lớp 2, có 6 điện tử ở phân lớp p của lớp 2, có 1 điện tử ở phân lớp s của lớp thứ 3)

Viết cấu hình electron của nguyên tử nhằm mục đích qua đó có thể biết được **tính chất hóa học cơ bản** của nguyên tử, như kim loại hay phi kim, có tính khử hay tính oxi hóa, có hóa trị bao nhiêu, có số oxi hóa bao nhiêu,….Đồng thời căn cứ vào cấu hình electron của nguyên tử có thể biết được **vị trí của nguyên tố của nguyên tử đó trong bảng phân loại tuần hoàn** (bảng hệ thống tuần hoàn)

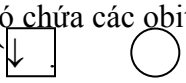
Thí dụ: Qua cấu hình electron của Na trên cho thấy Natri có 1 điện tử hóa trị, nên Na là một kim loại mạnh, nó có tính khử mạnh. Na dễ cho điện tử hóa trị này để tạo ion Na^+. Do đó Na có hóa trị I, có số oxi hóa bằng +1 trong các hợp chất. Natri ở ô thứ 11 trong BPLTH, Natri có 3 lớp điện tử nên Na ở chu kỳ 3, Na ở phân nhóm chính nhóm I (I_A).

II.2. Qui tắc Klechkowski

(qui tắc này giúp viết cấu hình electron của một nguyên tử)
Điện tử được sắp vào phân lớp có mức năng lượng thấp nhất trước, khi phân lớp có mức năng lượng thấp nhất đã đủ điện tử rồi mà còn dư điện tử thì mới sắp tiếp điện tử vào phân lớp có mức năng lượng cao hơn;…

Điện tử được sắp xếp vào các phân lớp như thế nào để nguyên tử có năng lượng thấp nhất (nên nguyên tử sẽ bền nhất). Phân lớp nào có tổng trị số số lượng tử chính n và số lượng tử phụ l nhỏ hơn thì sẽ có mức năng lượng thấp hơn. Nếu các phân lớp có cùng tổng trị số (n + l) thì phân lớp nào có số lượng tử chính n nhỏ hơn sẽ có mức năng lượng thấp hơn. Thí dụ: 1s có (n + l) = (1+ 0) = 1; 2s có (n + l) = (2 + 0) = 2; 2p có (n + l) = (2 + 1) = 3; 3d có (n + l) = (3 + 2) = 5; 4p có (n + l) = (4 + 1) = 5; 5s có (n + l) = (5 + 0) = 5; 4f có (n + l) = (4 + 3) = 7;….Số lượng tử chính n chỉ lớp (tầng). Số lượng tử phụ l chỉ phân lớp (phụ tầng).

Số lượng tử phụ (l)	0	1	2	3	4	5	6	7	8
Tên phân lớp (phụ tầng)	s	p	d	f	g	h	i	j	k

Trong một phân lớp có chứa các obitan (orbital, vân đạo). Số điện tử tối đa trong một obitan là 2, ký hiệu là ↑↓ hay 

Phân lớp s có 1 obitan, phân lớp p có 3 obitan, phân lớp d có 5 obitan, phân lớp f có 7 obitan, phân lớp g có 9 obitan,…

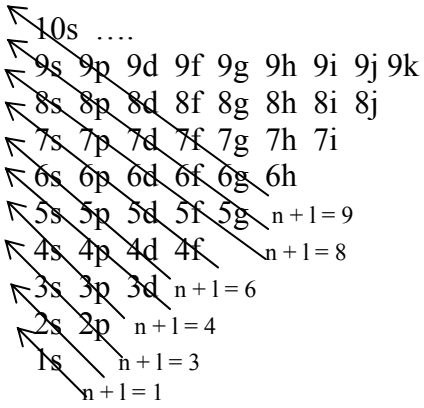
Tổng quát lớp điện tử thứ n sẽ có n phân lớp. Thí dụ ở lớp 1 (lớp K) chỉ có 1 phân lớp, đó là phân lớp s. Phân lớp s có 1 obitan nên phân lớp s chứa tối đa 2 điện tử; Lớp 2 (lớp L) có 2 phân lớp, đó là phân lớp s và phân lớp p. Phân lớp p có 3 obitan nên phân lớp p chứa tối đa 6 điện tử; Lớp thứ 3 (lớp M) có 3 phân lớp, đó là các phân lớp: s, p và d. Phân lớp d có 5 obitan nên phân lớp d chứa tối đa 10 điện tử; Lớp điện tử thứ 4 (lớp N) có 4 phân lớp, đó là các phân lớp: s, p, d và f. Phân lớp f có 7 obitan nên phân lớp f chứa tối đa 14 điện tử. Lớp điện tử thứ 5 (lớp O) sẽ có 5 phân lớp, đó là các phân lớp: s, p, d, f và g; Lớp điện tử thứ 6 (lớp P) sẽ có 6 phân lớp, đó là các phân lớp: s, p, d, f, g và h; Lớp thứ 7 (lớp Q) sẽ có 7 phân lớp…Tuy nhiên trong thực tế, số nguyên tố được biết không nhiều, Z không lớn, số điện tử không nhiều nên chưa đủ điện tử để sắp xếp vào các phân lớp g, h, i, j… mà hiện chỉ mới cần các phân lớp s, p, d và f.

Khi viết $1s^2$ (đọc là "một s hai") thì hiểu là có 2 điện tử ở phân lớp s của lớp thứ nhất (số 1 chỉ thứ tự của lớp điện tử, chữ s chỉ phân lớp, còn số 2 viết bên trên phía phải của s cho biết số điện tử có mặt trong phân lớp); Khi viết $2p^5$ (đọc là "hai p năm") hiểu là có 5 điện tử ở phân lớp p của lớp thứ hai; khi viết $3d^8$ (đọc là "3 d 8") hiểu là có 8 điện tử ở phân lớp d của lớp thứ ba; Khi viết $4f^{12}$ (đọc là "bốn f mười hai") hiểu là có 12 điện tử ở phân lớp f của lớp 4…

Phân lớp	s	p	d	f	g	h
Số obitan trong phân lớp	1	3	5	7	9	11
Số điện tử tối đa trong phân lớp	2	6	10	14	18	22

Số thứ tự lớp điện tử	Tên lớp	Tên phân lớp	Số obitan (orbital)	Số điện tử
1	K	1s	1	2
2	L	2s; 2p	4	8
3	M	3s; 3p; 3d	9	18
4	N	4s; 4p; 4d; 4f	16	32
5	O	5s; 5p; 5d; 5f; 5g	25	50
n			n^2	$2n^2$

Như vậy **lớp điện tử thứ n** sẽ có **n^2 obitan** và **$2n^2$ điện tử**.
Giản đồ cách nhớ sau đây giúp biết thứ tự mức năng lượng tăng dần của các phân lớp.



Thứ tự mức năng lượng tăng dần các phân lớp như sau: 1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p <6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p < 8s < 5g < 6f < 7d < 8p < 9s < 6g < 7f < 8d ….

Trừ một số trường hợp đặc biệt [như các nguyên tố Cr (Z = 24), Cu (Z = 29), Zn (Z = 30), Mo (Z = 42), Ag (Z = 47), Au (Z = 79), …], hầu hết cấu hình electron của các nguyên tố hóa học được viết theo thứ tự tăng dần mức năng lượng như giản đồ cách nhớ trên.

Thí dụ: Viết cấu hình electron của các nguyên tố sau đây: H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar, K, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr, Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Xe.

Cho biết:

Nguyên tố	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Z	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18

Nguyên tố	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
Z	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35

Nguyên tố	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te
Z	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52

Nguyên tố	I	Xe
Z	53	54

H (Z = 1): $1s^1$
He (Z = 2): $1s^2$
Li (Z = 3): $1s^2\ 2s^1$
Be (Z = 4): $1s^2\ 2s^2$
B (Z = 5): $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
C (Z = 6): $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
N (Z = 7): $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
O (Z = 8): $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
F (Z = 9): $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
Ne (Z = 10): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
Na (Z = 11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ hay [Ne] $3s^1$
Mg (Z = 12): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
Al (Z = 13): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$ hay [Ne] $3s^2\ 3p^1$
Si (Z = 14): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
P (Z = 15): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
S (Z = 16): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
Cl (Z = 17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
Ar (Z = 18): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
K (Z = 19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
Ca (Z = 20): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ hay [Ar] $4s^2$
Sc (Z = 21): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$ hay: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1\ 4s^2$
Ti (Z = 22): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$ hay: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^2\ 4s^2$ hay [Ar]$3d^2\ 4s^2$
V (Z = 23): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$
Cr (Z = 24): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^1\ 3d^5}$ (thay vì $4s^2\ 3d^4$. $3d^5$, d bán bão hòa điện tử, bền, nên cấu hình electron của Crom trái với qui tắc Klechkovski. Điều này chứng tỏ cấu hình $4s^1\ 3d^5$ bền hơn $4s^2\ 3d^4$, hay năng lượng $4s^1\ 3d^5$ thấp hơn $4s^2\ 3d^4$)
Mn (Z = 25): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$
Fe (Z = 26): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$
Co (Z = 27): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$
Ni (Z = 28): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$

Cu (Z = 29): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^1\ 3d^{10}}$ (thay vì: $4s^2\ 3d^9$. $3d^{10}$, d bão hòa điện tử, bền, nên cấu hình điện tử của Cu không theo đúng qui tắc Klechkovski)

Zn (Z = 30): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$

Ga (Z = 31): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$ hay: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$

Ge (Z = 32): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$

As (Z = 33): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$

Se (Z = 34): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$

Br (Z = 35): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

Kr (Z = 36)): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

Rb (Z = 37): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1$ hay [Kr] $5s^1$

Sr (Z = 38): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$ hay [Kr] $5s^2$

Y (Z = 39): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^1$ hay [Kr]$4d^1\ 5s^2$

Zr (Z = 40): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^2$

Nb (Z = 41): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^3$

Mo (Z = 42): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \mathbf{5s^1\ 4d^5}$ (thay vì: $5s^2\ 4d^4$, do d^5 bán bão hòa, bền)

Tc (Z = 43): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^5$

Ru (Z = 44): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^6$

Rh (Z = 45): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^7$

Pd (Z = 46): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^8$

Ag (Z = 47): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \mathbf{5s^1\ 4d^{10}}$ (thay vì: $5s^2\ 4d^9$)

Cd (Z = 48): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}$

In (Z = 49): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^1$

Sn (Z = 50): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^2$

Sb (Z = 51): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^3$

Te (Z = 52): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^4$

I (Z = 53): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$

Xe (Z = 54): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$

II.3. Qui tắc Hund (Sự phân bố điện tử vào obitan, orbital, vân đạo)

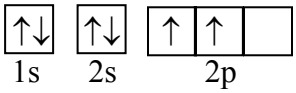
Điện tử được phân bố vào obitan như thế nào để có tổng số spin cao nhất (Tất cả các obitan của cùng một phân lớp đã chứa một điện tử có mũi tên hướng lên rồi mà còn dư điện tử, thì điện tử thứ nhì mới được sắp vào cùng một obitan với mũi tên hướng xuống)

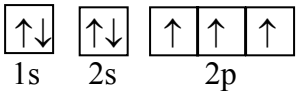
Chú ý là phân lớp s chỉ có 1 obitan; Phân lớp p có 3 obitan; Phân lớp d chứa có 5 obitan; phân lớp f có 7 obitan. Mỗi obitan chứa tối 2 điện tử với spin ngược chiều nhau (hai mũi tên ngược chiều nhau trong một ô vuông hay một vòng tròn, ↑↓ hay)

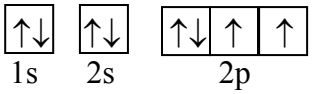
Thí dụ:
Hãy cho biết sự phân bố điện tử vào obitan nguyên tử của các nguyên tố sau đây: C, N, O, F, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, K, Ca, Cr, Mn, Fe, Cu, Zn, Br.
Cho biết :

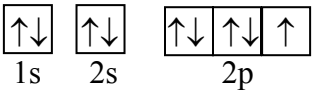
Ntố	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K	Ca	Cr	Mn	Fe	Cu	Zn	Br
Z	6	7	8	9	11	12	13	14	15	16	17	19	20	24	25	26	29	30	35

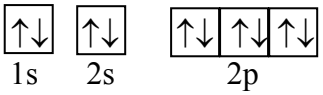
Ta viết cấu hình electron theo qui tắc Klechkovski trước rồi dựa vào cấu hình electron và qui tắc Hund để phân bố điện tử vào các obitan sau.

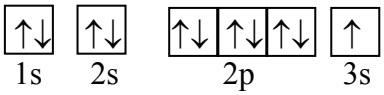
C : $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ ⇒ Sự phân bố điện tử vào obitan: 

N : $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ ⇒ Sự phân bố điện tử vào obitan: 

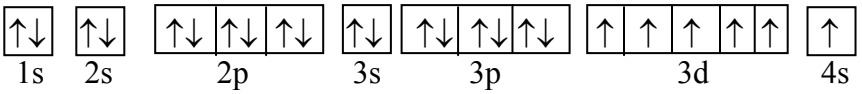
O : $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ ⇒ Sự phân bố điện tử vào obitan: 

F : $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ ⇒ Sự phân bố điện tử vào obitan: 

Ne : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ ⇒ Sự phân bố điện tử vào obitan: 

Na : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ ⇒ Sự phân bố điện tử vào obitan: 

Cr: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$ ⇒ Sự phân bố điện tử vào obitan:



Chú ý

C.1. Khi viết **cấu hình electron của một ion** (nhất là **ion dương**) thì ta nên viết cấu hình điện tử của nguyên tử tương ứng trước, sau đó mới viết cấu hình electron của ion, chú ý là sự mất điện tử để tạo ion dương ứng với sự mất điện tử ở lớp ngoài cùng (lớp hóa trị, lớp có trị số lớn nhất trong cấu hình electron)

Thí dụ: Viết cấu hình electron của các ion sau đây: Fe^{2+}, Fe^{3+}, Mn^{2+}, Cu^{+}, Zn^{2+}.

Fe (Z = 26): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$
Fe^{2+} (24 điện tử): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$ (mất 2 e^- ở lớp ngoài cùng, lớp có trị số lớn nhất trong cấu hình electron, lớp 4, ở $4s^2$, chứ không phải ở lớp 3, $3d^6$)
Fe^{3+} (23 e^-): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$
Nếu viết trực tiếp cấu hình electron của Fe^{3+} (23 e^-) thường viết là:
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$ (cấu hình electron này sai)

Mn (Z = 25) (25 e^-): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$
Mn^{2+} (23 e^-): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$

Cu (Z = 29): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$
Cu^{2+} (27 điện tử): $1s^2 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^9$

S (Z = 16): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
S^{2-} (18 electron): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

C.2. Số thứ tự nguyên tử Z (Số hiệu nguyên tử, Số điện tích hạt nhân, Bậc số nguyên tử) của một nguyên tố cho biết có Z proton có trong nhân nguyên tử, nó cũng bằng số điện tử ở ngoài nhân (nếu không là ion), cho biết nguyên tố hóa học ở **ô** thứ Z trong bảng hệ thống tuần hoàn (bảng phân loại tuần hoàn).

Thí dụ: Na (Natri, Z = 11) như vậy Na ở ô thứ 11 trong bảng hệ thống tuần hoàn; Fe (Sắt, Z = 26) như vậy Fe ở ô thứ 26 trong bảng hệ thống tuần hoàn.

C.3. Trị số lớp lớn nhất trong cấu hình electron của một nguyên tử cho biết **chu kỳ** của nguyên tố này trong bảng hệ thống tuần hoàn. Thứ tự của chu kỳ bằng trị số lớp điện tử lớn nhất trong cấu hình electron.

Thí dụ:
Fe (Z = 26) có cấu hình electron là $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$ như vậy Fe ở ô thứ 26, chu kỳ 4.
Cl (Z = 17) có cấu hình electron là: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ như vậy Cl ở ô thứ 17, chu kỳ 3.

C.4. Nguyên tố thuộc phân nhóm chính (cột A) là các nguyên tố mà cấu hình electron của chúng không có điện tử d, f hoặc nếu có d, f thì d, f đã bão hòa điện tử, d^{10}, f^{14} (trừ các nguyên tố thuộc phân nhóm phụ IB, IIB). Với nguyên tố thuộc phân nhóm chính, số điện tử ở lớp ngoài cùng cho biết thứ tự của phân nhóm chính. Thứ tự của phân nhóm chính bằng tổng số điện tử ở lớp điện tử ngoài cùng (lớp có trị số lớn nhất trong cấu hình electron)

ns^1: IA (n: lớp ngoài cùng, lớp có trị số lớn nhất trong cấu hình electron)
ns^2: IIA
$ns^2\ np^1$: IIIA
$ns^2\ np^2$: IVA
$ns^2\ np^3$: VA
$ns^2\ np^4$: VIA
$ns^2\ np^5$: VIIA
$ns^2\ np^6$: VIIIA (Nhóm khí hiếm, khí trơ, còn gọi là nhóm 0, ở cuối mỗi chu kỳ)

Thí dụ:
Cl (Clor, Clo, Z = 17) có cấu hình electron là: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ như vậy Cl ở ô thứ 17, chu kỳ 3, phân nhóm chính nhóm VII (hay VIIA).

Ge (Germanium, Gemani, Z = 32) có cấu hình electron là: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$ như vậy Ge ở ô thứ 32, chu kỳ 4, phân nhóm chính nhóm IV (IVA).

I (Iod, Iot, Z = 53) có cấu hình electron là: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$ như vậy I ở ô thứ 53, chu kỳ 5, phân nhóm chính nhóm VII hay VIIA.

C.5. Nguyên tố thuộc phân nhóm phụ (hay cột B) là các nguyên tố mà cấu hình electron của chúng có chứa điện tử d hay f chưa đủ (d^{1-9}, f^{1-13}), trừ các nguyên tố thuộc phân nhóm phụ nhóm I và II (IB, IIB). Với nguyên tố thuộc phân nhóm phụ (cột B), thường căn cứ vào tổng số điện tử ở phân lớp s ngoài cùng với số điện tử ở phân lớp d kế bên trong, để xác

định phân nhóm phụ. Thứ tự phân nhóm phụ thường bằng tổng số điện tử s ngoài cùng và điện tử d ở lớp kế bên trong.

$(n-1)d^{10}\ ns^1$: IB (n: lớp lớn nhất trong cấu hình electron)
$(n-1)d^{10}\ ns^2$: IIB
$(n-1)d^1\ ns^2$: IIIB
$(n-1)d^2\ ns^2$: IVB
$(n-1)d^3\ ns^2$: VB
$(n-1)d^4\ ns^2$ hoặc $(n-1)d^5\ ns^1$: VIB
$(n-1)d^5\ ns^2$: VIIB
$(n-1)d^6\ ns^2$; $(n-1)d^7\ ns^2$; $(n-1)d^8\ ns^2$: VIIIB (Ở phân nhóm phụ nhóm VIII có bộ ba nguyên tố)

Thí dụ:

Fe (Z = 26) có CH e là: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$ như vậy Fe ở ô thứ 26, chu kỳ 4, phân nhóm phụ nhóm VIII (hay VIIIB).

V (Vanadium, Vanađi, Z = 23) có CH e là: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$ như vậy V ở ô thứ 23, chu kỳ 4, phân nhóm phụ nhóm V (VB).

Cu (Đồng, Z = 29) có CH e là: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^1\ 3d^{10}}$ như vậy Cu ở ô thứ 29, chu kỳ 4, phân nhóm phụ nhóm I (IB).

Zn (Kẽm, Z = 30) có CH e là: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$ như vậy Zn ở ô thứ 30, chu kỳ 4, phân nhóm phụ nhóm II (IIB).

Pd (Paladium, Palađi, Z = 46) có CH e là: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^8$ như vậy Pd ở ô thứ 46, chu kỳ 5, phân nhóm phụ nhóm VIII (VIIIB).

C.6. Các nguyên tố mà có số điện tử ở lớp ngoài cùng (lớp có trị số lớn nhất trong cấu hình electron, lớp hóa trị) 1, 2 hay 3 điện tử, thì đó là các kim loại (trừ H, He). Do đó tất cả các nguyên tố thuộc phân nhóm phụ (cột B, có 1, 2 điện tử ngoài cùng) đều là các kim loại. Kim loại có tính khử, chúng dễ cho 1, 2 hay 3 điện tử ngoài cùng để tạo các ion dương tương ứng. Số điện tử được cho như thế nào để ion dương thu được có cấu hình điện tử bền, thường gặp là cấu hình 8 điện tử ngoài cùng, giống khí trơ (khí hiếm) gần nó trong BPLTH.

Thí dụ:

Na (Natri, Natrium, Z = 11), CH e của Na là: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$. Như vậy Natri ở ô thứ 11, chu kỳ 3, phân nhóm chính nhóm I (IA) trong BPLTH. Na có 1 điện tử ở lớp điện tử ngoài cùng nên Na là một kim loại. Na dễ cho điện tử hóa trị này để tạo ion Na^+ (Ion Na^+ có 8 điện tử ngoài cùng, giống cấu hình điện tử của khí trơ Ne gần nó trong BPLTH). Do đó Na là một kim loại mạnh, nó có tính khử mạnh, nó có hóa trị I và số oxi hóa +1 trong các hợp chất.

Ca (Canxi, Calcium, Z = 20) có CH e là: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$. Như vậy Ca ở ô thứ 20, chu kỳ 4, phân nhóm chính nhóm II (IIA) trong BPLTH. Ca có 2 điện tử ngoài cùng nên Ca là một kim loại, Ca có tính khử mạnh, nó dễ cho 2 điện tử hóa trị này để tạo ion Ca^{2+}. Ion Ca^{2+} có 8 điện tử ngoài cùng, giống cấu hình điện tử của khí trơ Ar (Argon, Z = 18) gần nó trong BPLTH. Do đó Ca có hóa trị II, có số oxi hóa +2 trong các hợp chất.

Mn (Mangan, Z = 25) có CH e là:$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$. Mn ở ô thứ 25, chu kỳ 4, phân nhóm phụ nhóm VII (VIIB) trong BPLTH. Mn có 2 điện tử ở lớp điện tử ngoài cùng ($4s^2$) nên Mn là một kim loại, nó có tính khử. Mn dễ cho 2 điện tử này để tạo ion Mn^{2+} (Mn^{2+} có cấu hình điện tử d bán bão hòa, $3d^5$, nên Mn^{2+} khá bền, các hợp chất có hóa trị cao của Mn như Mn (VII), Mn (VI), Mn (IV) như $KMnO_4$, K_2MnO_4, MnO_2 có tính oxi hóa, trong môi trường axit (H^+), chúng dễ bị khử tạo hợp chất của Mn có hóa trị II (muối Mn^{2+})).

C.7. Các nguyên tố có số điện tử ngoài cùng là 7, 6, 5 hay 4 thường là các phi kim (không kim loại). Đây là các nguyên tố ở các chu kỳ đầu của các phân nhóm chính nhóm VIIA, VIA, VA, IVA (gồm F, Cl, Br, I, O, S, N, P, C, Si). Các phi kim có tính oxi hóa, chúng dễ nhận thêm 1, 2, 3 điện tử để tạo các ion âm tương ứng. Số điện tử nhận thêm vào như thế nào để ion âm thu được có cấu hình điện tử bền, thường là 8 điện tử ngoài cùng, giống cấu hình điện tử khí trơ gần nó trong BPLTH.

Thí dụ:
O (Oxi, Oxigen, Z = 8) có CH e là: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. Như vậy O ở ô thứ 8, chu kỳ 2, phân nhóm chính nhóm VI (VIA). O có 6 điện tử ngoài cùng nên O là một phi kim. O dễ nhận 2 điện tử tạo ion O^{2-} (ion này có 8 điện tử ngoài cùng, giống khí trơ Ne gần nó trong BPLTH). Do đó O có tính oxi hóa, nó có hóa trị II, có số oxi hóa thường gặp là –2 trong các hợp chất

Cl (Clo, Clor, Z = 17) có CH e là: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$. Như vậy Cl ở ô thứ 17, chu kỳ 3, phân nhóm chính nhóm VII (VIIA). Cl có 7 điện tử ngoài cùng nên Cl là một phi kim. Cl dễ nhận thêm 1 điện tử để tạo ion Cl^- (ion này có 8 điện tử ngoài cùng, giống khí trơ Ar gần nó trong BPLTH). Do đó Cl là một phi kim mạnh, nó có tính oxi hóa mạnh, nó có hóa trị I, có số oxi hóa –1 thường gặp trong các hợp chất.

C.8. H (hidrogen, Hiđro, Z = 1) tuy có 1 điện tử hóa trị nhưng nó là một **phi kim**. Các **nguyên tố áp cuối và cuối của các phân nhóm chính VIA, VA, IVA** (như Po, Sb, Bi, Sn, Pb…) tuy có 6, 5, 4 điện tử ngoài cùng nhưng là các **kim loại** (Do ở áp cuối và cuối phân nhóm, bán kính nguyên tử lớn, xa nhân, khó nhận thêm điện tử vào, ngược lại, do xa nhân nên điện tử ngoài cùng ít được nhân giữ chặt chẽ, nên dễ bị mất, thể hiện tính kim loại).

III. Vận tốc phản ứng

Vận tốc phản ứng là một đại lượng cho biết sự nhanh hay chậm của một phản ứng.

Có những phản ứng xảy ra rất nhanh như sự trung hòa giữa một axit (acid) và bazơ (baz, base) mạnh, sự nổ của thuốc súng, nhưng cũng có những phản ứng xảy ra rất chậm như phản este – hóa giữa một axit hữu cơ và rượu, sự ăn mòn hóa học của một miếng kim loại sắt khi để ngoài khí quyển.

Vận tốc phản ứng được căn cứ vào lượng mất đi của tác chất hay lượng thu được của sản phẩm trong một đơn vị thời gian. Với phản ứng xảy ra trong dung dịch (lỏng) hay giữa các chất khí, vận tốc phản ứng thường được căn cứ vào độ giảm nồng độ tác chất (mol/lít) hay độ tăng nồng độ của sản phẩm trong một đơn vị thời gian.

Thí dụ với phản ứng: mA(dd) + nB(dd) $\rightarrow$ pC(dd) + qD(dd) thì vận tốc phản ứng theo lý thuyết là:

$$v = -\frac{1}{m}\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{n}\frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{p}\frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{q}\frac{d[D]}{dt}$$

Vận tốc phản ứng bằng trừ đạo hàm của nồng độ tác chất theo thời gian hay bằng đạo hàm của nồng độ sản phẩm theo thời gian. Thêm dấu trừ (–) để vận tốc phản ứng có trị số dương; Chia cho các hệ số tương ứng để vận tốc phản ứng tính theo bất kỳ chất nào (sản phẩm cũng như tác chất) đều giống nhau.

Về phương diện thực nghiệm, biểu thức vận tốc phản ứng được thiết lập dựa vào thực nghiệm.

Với phản ứng: A + B $\longrightarrow$ Sản phẩm

Biểu thức của vận tốc phản ứng là: $v = k[A]^m[B]^n$

Trong đó: v: là vận tốc (tốc độ) phản ứng

k: là hằng số vận tốc phản ứng (hằng số tốc độ phản ứng), k phụ thuộc vào bản chất phản ứng và nhiệt độ, k không phụ thộc vào nồng độ các chất.

m, n là các số thực, được suy ra từ thực nghiệm. Người ta nói phản ứng này có bậc m (bậc riêng phần m) theo tác chất A; bậc n (bậc riêng phần n) theo tác chất B, và phản ứng có bậc tổng quát (bậc toàn phần) là (m + n). Chú ý là các bậc phản ứng m, n trên được xác định dựa vào thực nghiệm, chứ không phải dựa vào hệ số đứng trước mỗi tác chất. Chỉ khi nào phản ứng cho là phản ứng đơn giản, nghĩa là chỉ xảy ra một giai đoạn, thì bậc riêng phần mỗi tác chất bằng hệ số nguyên tối giản đứng trước mỗi tác chất.

Thí dụ: Với phản ứng trên, nếu ta giữ nồng độ chất B không đổi, ta tăng nồng độ chất A lên 2 lần thì thấy vận tốc tăng lên 2 lần, hay khi làm giảm nồng độ một nửa thì vận tốc phản ứng giảm một nửa. Như vậy phản ứng có bậc 1 theo tác chất A. Còn nếu giữ nồng độ B lên 2 lần thì thấy vận tốc phản ứng tăng 4 lần hay nếu làm giảm nồng độ B 3 lần thì thấy vận tốc phản giảm 9 lần. Như vậy phản ứng có bậc

2 theo tác chất B. Do đó biểu thức vận tốc phản ứng sẽ là: $v = k[A][B]^2$. Phản ứng có bậc toàn phần là 1 + 2 = 3. Qua thí dụ này cho thấy **bậc phản ứng được xác định từ thực nghiệm**.

Từ biểu thức $v = k[A]^m[B]^n$ cũng cho biết khi nhiệt độ T thực hiện phản ứng tăng thì hằng số vận tốc k phản ứng tăng, nên vận tốc v phản ứng tăng; Nhiệt độ thực hiện phản ứng giảm thì k giảm nên vận tốc v phản ứng giảm. Do đó muốn làm tăng vận tốc phản ứng thì thực hiện phản ứng ở nhiệt độ cao (như đun nóng trên ngọn lửa), còn muốn giảm vận tốc phản ứng thì thực hiện phản ứng ở nhiệt độ thấp (như làm lạnh phản ứng trong chậu nước đá). Điều này giải thích thuyết va chạm của phản ứng hóa học. Khi nhiệt độ tăng thì làm gia tăng chuyển động của các phân tử tác chất trong hệ phản ứng nên dễ có sự va chạm (đụng chạm) các phân tử tác chất và do đó khiến phản ứng xảy ra nhanh hơn. Khi hạ nhiệt độ phản ứng thì các phân tử chuyển động chậm và do đó ít có sự va chạm giữa các phân tử tác chất nên phản ứng xảy ra chậm. Cũng như khi nồng độ tác chất cao thì sự va chạm giữa các phân tử tác chất xảy ra với xác suất cao hơn và do đó phản ứng xảy ra nhanh; còn khi làm giảm nồng độ tác chất thì xác suất va chạm giữa các phân tử tác chất nhỏ nên vận tốc phản ứng nhỏ (phản ứng chậm).

Chỉ khi nào phản ứng xảy ra một giai đoạn duy nhất (phản ứng đơn giản) thì bậc phản ứng mới bằng các hệ số nguyên tối giản đứng trước mỗi tác chất. Khi theo dõi phản ứng (cơ chế phản ứng), thì mỗi giai đoạn là một phản ứng đơn giản. Để đơn giản, trong sách hóa học ở phổ thông, coi các phản ứng như là các phản ứng đơn giản, một giai đoạn, do đó người ta thường dựa vào các hệ số nguyên nhỏ nhất này để viết biểu thức vận tốc phản ứng.

Thí dụ:
Sau đây là biểu thức vận tốc phản ứng của một số phản ứng sau (giả sử các phản ứng này đều là các phản ứng đơn giản, xảy ra một giai đoạn):

a) $2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$ $\qquad v = k[SO_2]^2[O_2]$

b) $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$ $\qquad v = k[N_2][H_2]^3$

c) $H_2(k) + I_2(h) \longrightarrow 2HI(k)$ $\qquad v = k[H_2][I_2]$

IV. Cân bằng hóa học

IV.1. Định nghĩa

Cân bằng hóa học là sự cân bằng giữa tác chất với sản phẩm trong một phản ứng cân bằng (phản ứng thuận nghịch).

Một phản ứng hóa học cân bằng hay phản ứng thuận nghịch là một phản ứng xảy ra được theo hai chiều ngược nhau trong cùng một điều kiện.

Thí dụ: phản ứng este hóa giữa axit axetic với rượu etylic để tạo etyl axetat và nước là một phản ứng thuận nghịch hay cân bằng:

$$\underset{\text{Axit axetic}}{CH_3COOH} + \underset{\text{Rượu etylic}}{CH_3CH_2OH} \underset{}{\overset{H_2SO_4(đ);\ t^0}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{Etyl axetat}}{CH_3COOCH_2CH_3} + \underset{\text{Nước}}{H_2O}$$

Phản ứng cân bằng xảy ra không hoàn toàn vì sau khi phản ứng không những thu được sản phẩm mà còn hiện diện cả các tác chất. Thí dụ với phản este hóa trên nếu đem trộn 1 mol axit axetic với 1 mol rượu etylic thì sau khi phản ứng xong (lúc đạt trạng thái cân bằng), người ta thu được 2/3 mol etyl axetat, 2/3 mol nước và 1/3 mol axit axetic, 1/3 mol rượu etylic.

Một phản ứng cân bằng được gọi là đạt trạng thái cân bằng (coi như phản ứng xong) khi lượng các chất trong phản ứng (tác chất lẫn sản phẩm) không thay đổi theo thời gian. Lúc này vận tốc phản ứng thuận và vận tốc phản ứng nghịch bằng nhau. Lúc bấy giờ, trong cùng một đơn vị thời gian, nếu có bao nhiêu lượng tác chất bị mất đi do xảy ra phản ứng thuận thì cũng có bấy nhiêu lượng tác chất này được tạo trở lại do xảy ra phản ứng nghịch. Như vậy khi phản ứng đạt trạng thái cân bằng (coi như phản ứng xong) vẫn có phản ứng thuận và phản ứng nghịch xảy ra, nhưng do vận tốc của hai phản ứng thuận và nghịch bằng nhau nên lượng các chất trong phản ứng không đổi. Do đó cân bằng hóa học được coi là **cân bằng động**.

IV.2. Nguyên lý chuyển dịch cân bằng (Nguyên lý Le Châtelier)

"Cân bằng sẽ dịch chuyển theo chiều chống lại yếu tố làm xáo trộn cân bằng."

Cụ thể:

- Khi làm tăng nồng độ của một chất trong phản ứng (như thêm chất này vào hệ phản ứng) thì cân bằng sẽ dịch chuyển theo chiều làm hạ nồng độ chất này xuống, tức là chiều chất này tham gia phản ứng; Còn khi làm hạ nồng độ của một chất trong phản ứng (như lấy chất này ra khỏi môi trường phản ứng) thì cân bằng sẽ dịch chuyển theo chiều làm tăng nồng độ chất này lên, tức là thiên về chiều tạo ra chất này. Như vậy khi thêm một chất của phản ứng vào môi trường phản ứng thì cân bằng dịch chuyển theo chiều chất này tham gia phản ứng. Còn khi lấy một chất của phản ứng ra khỏi môi trường phản ứng thì phản ứng sẽ dịch chuyển theo chiều tạo ra thêm chất này.
- Khi tăng áp suất thì cân bằng dịch chuyển theo chiều làm hạ áp suất xuống, tức là thiên về chiều tạo ra ít số mol khí hơn; Còn khi làm hạ áp suất thì cân bằng sẽ dịch chuyển theo chiều làm tăng áp suất lên, tức là chiều tạo ra nhiều số mol khí hơn.

- Khi tăng nhiệt độ (như đốt nóng phản ứng) thì cân bằng sẽ dịch chuyển theo chiều làm hạ nhiệt độ xuống, tức là thiên về thu nhiệt (phản ứng thu nhiệt có nhiệt độ giảm); Còn khi hạ nhiệt độ thực hiện phản ứng thì phản ứng sẽ thiên về chiều làm tăng nhiệt độ lên (tức phản ứng thiên về chiều tỏa nhiệt).

Thí dụ: Phản ứng $2NO(k) + O_2(k) \rightleftharpoons 2NO_2(k)$ là một phản ứng thuận nghịch, chiều thuận, chiều tạo khí NO_2 có màu nâu, tỏa nhiệt và có hệ số mol khí ít hơn (2 mol khí); Còn chiều nghịch, chiều tạo khí không màu NO, là chiều thu nhiệt và có tổng hệ số mol khí nhiều hơn (3 mol khí). Do đó khi làm tăng áp suất thì cân bằng sẽ dịch chuyển theo chiều làm giảm số mol khí (thiên về chiều thuận, chiều tạo khí màu nâu NO_2); khi làm hạ áp suất thì cân bằng dịch chuyển theo chiều làm tăng số mol khí (chiều tạo khí NO không màu). Khi làm nóng phản ứng (như ngâm bình phản ứng trong chậu nước sôi) thì cân bằng sẽ dịch chuyển thu nhiệt (chiều tạo khí NO không màu; Còn khi làm lạnh phản ứng (như ngâm bình phản ứng trong chậu nước đá) thì phản ứng sẽ thiên về chiều tỏa nhiệt (chiều tạo khí NO_2 có màu nâu)

VII. Sự thủy phân của muối

Muối được coi là sản phẩm do axit tác dụng với bazơ tạo ra. Muối nào phản ứng được với nước, dù rất ít, để tạo trở lại axit và bazơ tạo nên nó thì muối này được gọi là bị thủy phân. Còn muối nào không phản ứng với nước thì được gọi là muối không bị thủy phân. Về phương diện sự thủy phân, căn cứ vào độ mạnh của axit và bazơ tạo nên muối, người ta chia ra bốn loại muối như sau:

(1) Loại muối được tạo bởi **axit mạnh** và **bazơ mạnh**

Như NaCl (được tạo bởi axit mạnh HCl và bazơ mạnh NaOH)

KNO_3 (được tạo bởi axit mạnh HNO_3 và bazơ mạnh KOH)

$BaBr_2$ (được tạo bởi axit mạnh HBr và bazơ mạnh $Ba(OH)_2$)

Na_2SO_4 (được tạo bởi axit mạnh H_2SO_4 và bazơ mạnh NaOH)

Loại muối này không bị thủy phân, dung dịch trung tính, pH dung dịch bằng 7. Dung dịch loại muối này không làm đổi màu quì tím. Nguyên nhân là khi hòa tan trong nước để tạo dung dịch có sự phân ly hoàn toàn tại ion. Cả ion dương, xuất phát từ bazơ mạnh, và ion âm, xuất phát từ axit mạnh, đều không có khuynh hướng tác dụng với nước (ion dương xuất phát từ bazơ mạnh, ion âm xuất phát từ axit mạnh là các chất trung tính, không là axit, cũng không phải là bazơ). Nên loại muối này không bị thủy phân và dung dịch trung tính.

Thí dụ:

$$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

$$Na^+ + H_2O \not\rightleftharpoons NaOH + H^+$$

$$Cl^- + H_2O \not\rightleftharpoons HCl + OH^-$$

$$\Rightarrow NaCl + H_2O \not\rightleftharpoons$$

(2) Loại muối được tạo bởi **axit yếu** và **bazơ mạnh**

Như CH_3COONa (được tạo bởi axit yếu CH_3COOH và bazơ mạnh NaOH)

K_2CO_3 (được tạo bởi axit yếu H_2CO_3 và bazơ mạnh KOH)

CaS (được tạo bởi axit yếu H_2S và bazơ mạnh $Ca(OH)_2$

$NaAlO_2$ (được tạo bởi axit yếu $HalO_2.H_2O$ và bazơ mạnh NaOH)

Loại muối này bị thủy phân, tạo dung dịch có tính bazơ, pH dung dịch loại muối này lớn hơn 7, có thể làm đổi màu quì tím hoá xanh. Nguyên nhân là khi hòa tan loại muối này trong nước tạo dung dịch thì có sự phân ly thành ion. Ion dương xuất phát từ bazơ mạnh, không có khuynh hướng tác dụng với nước, nhưng các ion âm xuất phát từ axit yếu có khuynh hướng tác dụng một phần với nước để tạo axit yếu ít phân ly, đồng thời phóng thích ion OH^- ra dung dịch. (Ion dương xuất phát từ bazơ mạnh trung tính, còn ion âm xuất phát từ axit yếu là bazơ, vì nó nhận được H^+, của H_2O, đồng thời phóng thích ion OH^- ra dung dịch). Do đó loại muối này bị thủy phân và dung dịch có bazơ.

Thí dụ:

$$CH_3COONa \longrightarrow CH_3OO^- + Na^+$$

$$Na^+ + H_2O \not\rightleftharpoons$$

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$

$$\Rightarrow \underset{\text{Natri axetat}}{CH_3COONa} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{Axit axetic}\\ \text{Axit yếu, ít phân ly}}}{CH_3COOH} + \underset{\substack{\text{Xút}\\ \text{Bazơ mạnh,}\\ \text{phân ly hoàn toàn tạo ion, nên ion } OH^- \\ \text{nhiều hơn ion } H^+, \text{ và do đó dd có tính bazơ}}}{NaOH}$$

(3) Loại muối được tạo bởi **axit mạnh** và **bazơ yếu**

Như NH_4Cl (được tạo bởi axit mạnh HCl và bazơ yếu NH_3)

$Al_2(SO_4)_3$ (được tạo bởi axit mạnh H_2SO_4 và bazơ yếu $Al(OH)_3$)

$Cu(NO_3)_2$ (được tạo bởi axit mạnh HNO_3 và bazơ yếu $Cu(OH)_2$)

$MgBr_2$ (được tạo bởi axit mạnh HBr và bazơ yếu $Mg(OH)_2$)

Loại muối này bị thủy phân, tạo dung dịch có tính axit, pH dung dịch loại muối này nhỏ hơn 7. Nguyên nhân là khi hòa tan loại muối này trong nước, để tạo dung dịch, thì có sự phân ly thành ion. Ion âm xuất phát từ axit mạnh không có khuynh hướng tác dụng với nước, nhưng ion dương xuất phát từ bazơ yếu có khuynh hướng tác dụng một phần với nước tạo trở lại bazơ yếu ít phân ly, đồng thời phóng thích ion H^+ ra dung dịch (H^+ trong nước nằm ở dạng H_3O^+). (Ion âm, xuất phát từ bazơ mạnh, trung tính; còn ion dương, xuất phát từ bazơ yếu, là axit, nó nhận ion OH^-, của H_2O, đồng thời phóng thích ion H^+ ra dung dịch). Do đó loại muối này bị thủy phân và dung dịch có tính axit.

Thí dụ:

$$\left|\begin{array}{l} NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^- \\ Cl^- + H_2O \not\rightleftharpoons \\ NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+ \end{array}\right.$$

$$\Rightarrow \quad NH_4Cl + H_2O \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{Amoniac} \\ \text{bazơ yếu ít phân ly}}}{NH_3} + \underset{\substack{\text{Axit mạnh} \\ \text{phân ly hoàn toàn}}}{H_3O^+Cl^-}$$

Hoặc:

$$\left|\begin{array}{l} NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^- \\ Cl^- + H_2O \not\rightleftharpoons \\ NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+ \end{array}\right.$$

$$\Rightarrow \quad NH_4Cl + H_2O \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{Amoniac} \\ \text{bazơ yếu ít phân ly}}}{NH_4OH} + \underset{\substack{\text{Axit mạnh} \\ \text{phân ly hoàn toàn}}}{H^+Cl^-}$$

Vùng đất phèn có chứa nhiều muối $Al_2(SO_4)_3$, $Fe_2(SO_4)_3$. Đây là các muối được tạo bởi bazơ yếu ($Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$) và axit mạnh (H_2SO_4). Các muối này bị thủy phân, tạo dung dịch có tính axit. pH của đất phèn có thể xuống đến 2. Chỉ có một số cây sống được trong đất phèn, như cây cỏ năng, cây khóm (dứa, thơm)... Nước vùng đất phèn thường có màu đỏ, đó là màu của muối sắt (III) trong nước. Để cải tạo đất phèn, người trung hòa bằng cách rải vôi hay đào mương lên liếp đất để nước mưa rửa trôi bớt phèn.

(4) Loại muối được tạo bởi **axit yếu** và **bazơ yếu**

Như CH_3COONH_4 (được tạo bởi axit yếu CH_3COOH, bazơ yếu NH_3)

$(NH_4)_2CO_3$ (được tạo bởi axit yếu H_2CO_3, bazơ yếu NH_3)

$HCOO\ H_3N\text{-}CH_3$ (được tạo bởi axit yếu HCOOH, bazơ yếu CH_3NH_2)

$(NH_4)_2S$ (được tạo bởi axit yếu H_2S, bazơ yếu NH_3)

Loại muối này bị thủy phân, tùy trường hợp (tùy muối) mà dung dịch loại muối này trung tính (pH = 7), có tính axit (pH < 7) hoặc có tính bazơ (pH > 7). Nguyên nhân là khi hòa tan loại muối này vào nước để tạo dung dịch thì có sự phân ly thành ion (muối nào tan được trong nước tạo dung dịch thì cũng đều phân ly hoàn toàn tạo ion). Cả ion dương xuất phát từ bazơ yếu, lẫn ion âm xuất phát từ axit yếu, đều có khuynh hướng tác dụng một phần với nước để tạo thành bazơ yếu hay axit yếu ít phân ly, đồng thời phóng thích ion H^+ lẫn ion OH^- ra dung dịch. (Ion dương, xuất phát từ bazơ yếu, là một axit, nó nhận ion OH^- của H_2O, đồng thời phóng thích ion H^+ ra dung dịch; Ion âm, xuất phát từ axit yếu, là một bazơ,

nó nhận ion H^+ của H_2O, đồng thời phóng thích ion OH^- ra dung dịch. Tùy theo số ion H^+, số ion OH^- phóng thích ra, mà dung dịch thu được hoặc trung tính, hoặc có tính axit hoặc có tính bazơ). Do đó loại muối này bị thủy phân và tùy trường hợp mà dung dịch loại muối này trung tính (nếu số ion H^+ phóng thích bằng số ion OH^- phóng thích), hoặc có tính axit (nếu số ion H^+ phóng thích ra dung dịch nhiều hơn số ion OH^-), hoặc có tính bazơ (nếu số ion OH^- phóng thích ra dung dịch nhiều hơn ion H^+).
Nếu hằng số phân ly ion Ka của axit bằng với hằng số phân ly ion Kb của bazơ thì dung dịch loại muối này trung tính (pH = 7)
Nếu hằng số Ka của axit > hằng số Kb của bazơ thì dung dịch loại muối này có tính axit (pH < 7)
Nếu hằng số Kb của bazơ > hằng số Ka của axit thì dung dịch loại muối này có tính bazơ (pH > 7)

Thí dụ:

$$\left.\begin{array}{l} CH_3COONH_4 \longrightarrow CH_3COO^{\ominus} + NH_4^{\oplus} \\ + \quad CH_3COO^{\ominus} + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^{\ominus} \\ \quad NH_4^{\oplus} + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^{\oplus} \end{array}\right|$$

$$\Longrightarrow CH_3COONH_4 + \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} CH_3COOH + NH_3$$

Biết ở 25^0C, trị số Ka, Kb của một số axit và bazơ như sau:

Axit	Cl-CH_2COOH	HCOOH	CH_3COOH	CH_3CH_2COOH
Ka	$1,4.10^{-3}$	$1,8.10^{-4}$	$1,8.10^{-5}$	$1,3.10^{-5}$
Bazơ	CH_3-NH-CH_3	CH_3-NH_2	$(CH_3)_3N$	NH_3
Kb	$5,4.10^{-4}$	$4,6.10^{-4}$	$6,5.10^{-5}$	$1,8.10^{-5}$

Từ trị số Ka, Kb của các axit, bazơ trên ta có thể dự đoán pH của các dung dịch muối như sau:
dd CH_3COONH_4 có pH = 7 (Ka = Kb)
dd Cl-CH_2COONH_4 có pH < 7 (Ka > Kb)
dd CH_3CH_2COO H_3N-CH_3 có pH > 7 (Kb > Ka)
dd HCOO $HN(CH_3)_3$ có pH < 7 (Ka > Kb)
dd CH_3COO $H_2N(CH_3)_2$ có pH > 7 (Kb > Ka)

Để dễ nhớ, khi Ka = Kb thì hiểu là axit và bazơ có mức độ yếu bằng nhau nên số ion OH^- phóng thích bằng số ion H^+ phóng thích, nên dd trung tính.
Khi Ka > Kb coi như axit mạnh hơn, nên dd có tính axit (Bazơ yếu hơn nên cation của bazơ dễ bị thủy phân hơn, phóng thích số ion H^+ nhiều hơn, nên dd có pH < 7. Bazơ càng yếu thì cation là axit liên hợp càng mạnh nên cho H^+ nhiều hơn)
Khi Kb > Ka coi như bazơ mạnh hơn, nên dd có tính bazơ (pH > 7) (Axit yếu hơn nên anion là bazơ liên hợp mạnh, nó dễ nhận H^+, phóng OH^- nhiều hơn)

Điều kiện để một muối bị thủy phân là:
- Muối này phải **hòa tan được trong nước** để tạo thành dung dịch
- Muối này phải được tạo từ **axit yếu** hay **bazơ yếu**

- Muối nào được tạo bởi **axit càng yếu** hay **bazơ càng yếu** thì muối này **càng dễ bị thủy phân**.

Để dễ theo dõi, chúng ta nói muối nào tác dụng được với nước để tạo trở lại axit và bazơ tạo nên nó thì muối này bị thủy phân, thực ra cách nói này chỉ đúng cho các muối mà axit và bazơ của nó là đơn chức (1 nguyên tử H axit, 1 nhóm OH trong phân tử bazơ, như các muối được tạo từ các axit bazơ yếu như CH_3COOH, HCOOH, AgOH, NH_3, CH_3NH_2,…). Thực ra muối nào chỉ cần một ion của muối, dương hoặc âm, phản ứng được một phần với nước, và với các ion mang nhiều điện tích (như CO_3^{2-}, SO_3^{2-}, Fe^{3+}, Cu^{2+}, Al^{3+},…) chỉ phản ứng với 1 phân tử H_2O đầu tiên là đáng kể, sự phản ứng tiếp với phân tử H_2O thứ hai trở đi không đáng kể (Tương tự chức axit thứ nhất phân ly ion đáng kể, sự phân ly ở các chức sau không đáng kể, có thể bỏ qua).

Thí dụ ta xét sự thủy phân của muối sắt (III) trong dung dịch:

$$Fe^{3+} + H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)^{2+} + H^+ \quad (1)$$
$$Fe(OH)^{2+} + H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_2^{+} + H^+ \quad (2)$$
$$Fe(OH)_2^{+} + H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + H^+ \quad (3)$$

Sự thủy phân Fe^{3+} trải qua 3 giai đoạn như trên, tuy nhiên chỉ sự thủy phân ở (1) là đáng kể, sự thủy ở các lần sau không đáng kể, có thể bỏ qua.

Thí dụ khác, sự thủy phân muối cacbonat (CO_3^{2-}) trong dung dịch:

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^{2-} + OH^- \quad (1)$$
$$HCO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^- \quad (2)$$

Tương tự như trên, chúng ta có thể bỏ qua sự thủy phân ở (2). Và nếu coi có cả quá trình (2), thì sẽ không có khí CO_2 thoát ra, vì lượng H_2CO_3 tạo ra rất không đáng kể. Chỉ khi nào có yếu tố nào làm cho sự thủy phân đáng kể thì mới có khí CO_2 thoát ra. Tương tự với sự thủy phân Fe^{3+}, khi hòa tan muối sắt (III) vào nước ta không thấy xuất hiện kết tủa $Fe(OH)_3$, vì nếu sự thủy phân nếu có tạo ra $Fe(OH)_3$ thì lượng này rất ít, chưa đạt dung dịch bão hòa $Fe(OH)_3$ nên không thấy $Fe(OH)_3$ kết tủa. Chỉ khi nào hỗ trợ sự thủy phân Fe^{3+} rất nhiều, có sự tạo $Fe(OH)_3$ đáng kể, thì bấy giờ mới có thể tạo $Fe(OH)_3$ kết tủa.

Bài tập

Muối nào trong các muối sau đây bị thủy phân? Dung dịch muối trung tính, có môi trường axit hay môi trường kiềm? pH dung dịch bằng 7, nhỏ hơn 7 hay lớn hơn 7? Dung dịch muối này có làm đổi màu quì tím không? Quí tím trong dung muối này có màu gì? Viết phản ứng thủy phân, nếu có, chỉ viết quá trình thủy phân ứng với phân tử nước đầu tiên: KBr, $MgCl_2$, $Cu(NO_3)_2$, Na_2CO_3, $KAlO_2$, AgCl, CH_3COONa, $Fe_2(SO_4)_3$, $Al(NO_3)_3$, C_6H_5ONa (Natri phenolat), $BaSO_4$, $KHSO_4$, $BaCl_2$, K_2ZnO_2, CH_3COONH_4, $HCOONH_4$, $Mg(NO_3)_2$, CuS, $CuBr_2$, CH_3ONa, $ZnSO_4$, $CH_3COOH_3CH_3$, $C_6H_5NH_3Cl$ (Phenylamoni clorua), $CaCl_2$, $ClCH_2COONa$, $ClCH_2COONH_4$, K_2S, Na_2SO_3, $AgNO_3$, NH_4Cl, KCN, KI, $ZnBr_2$.

Chú ý:

- Tuy muối **$KHSO_4$** được tạo bởi bazơ mạnh KOH, axit mạnh H_2SO_4, muối này không bị thủy phân, nhưng do HSO_4^- là muối axit của axit mạnh nên nó có độ mạnh trung bình, trong dung dịch nó phân ly một phần tạo ion H^+. Do đó dung dịch $KHSO_4$ có môi trường axit, pH < 7, có thể làm đổi màu quì tím hóa đỏ.

- Với các **muối không tan** (rất ít bị hòa tan) như AgCl, $BaSO_4$, $CaCO_3$ coi như **không tạo dung dịch**, có thể coi các muối này không bị thủy phân.

VIII. Các định nghĩa về axit, bazơ

VIII.1. Định nghĩa axit, bazơ theo Arrhénius

Axit là chất trong **nước** phân ly **tạo ion H^+**

Thí dụ:
HCl, HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4, CH_3COOH là các axit theo định nghĩa Arrhénius. Vì các chất này khi hòa tan trong nước tạo dung dịch thì có sự phân ly tạo ion H^+.

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$
$$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + HSO_4^-$$
$$CH_3COOH \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} CH_3COO^- + H^+$$

Bazơ là chất **trong nước** phân ly **tạo ion OH^-**.

Thí dụ: NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ là các bazơ theo định nghĩa Arrhénius.

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$
$$Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2OH^-$$

VIII.2. Định nghĩa axit bazơ theo Bronsted – Lowry

Axit là chất **cho được ion H^+** (proton)

Ion H^+ còn được gọi là proton vì H có 1 điện tử ngoài nhân, 1 prton trong nhân, khi H mất 1 điện tử duy nhất ở ngoài nhân, thì H chỉ còn 1 proton duy nhất, đó chính là ion H^+.

Thí dụ: Các axit đúng theo định nghĩa Arrhénius thì cũng là các axit theo định nghĩa Bronsted – Lowry; ngoài ra, các ion dương xuất phát tử bazơ yếu như NH_4^+, Ag^+, $CH_3NH_3^+$, $C_6H_5\text{-}NH_3^+$, Mg^{2+}, Cu^{2+}, Fe^{2+}, Zn^{2+}, Cr^{2+}, Ni^{2+}, Hg^{2+}, Al^{3+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}…là axit theo định nghĩa Bronsted – Lowry.

$$\underset{\text{(Cho } H^+ \text{ tạo } NH_3)}{NH_4^+} + NaOH \longrightarrow NH_3 + H_2O + Na^+$$

$$\underset{\text{(Cho } H^+ \Rightarrow \text{axit)}}{NH_4^+} + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

$$\underset{\text{(Cho được } H^+ \text{ trong dd} \Rightarrow \text{axit)}}{Al^{3+}} + 3NH_3 + 3H_2O \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4^+$$

Hay: Ion Al^{3+} trong dung dịch nước ở dạng $Al(H_2O)^{3+}$ nên quá trình trên như sau:

$$\underset{\text{(Cho được } H^+ \Rightarrow \text{axit)}}{Al(H_2O)_3^{3+}} + 3NH_3 \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4^+$$

$$\underset{\text{(Tạo được } H^+ \text{ trong dd} \Rightarrow \text{axit)}}{Al^{3+} + H_2O} \rightleftharpoons Al(OH)^{2+} + H^+$$ (Al^{3+} trong nước bị thủy phân, tạo dd có tính axit)

Hay:

$$Al(H_2O)^{3+} \rightleftharpoons Al(OH)^{2+} + H^+$$

(Cho được H^+ trong dd $\Rightarrow$ axit)

Bazơ là chất nhận được H^+ (proton)

Thí dụ: Các bazơ theo đúng nghĩa Arrhénius như NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, OH^-…cũng là các bazơ theo đúng định nghĩa Bronsted – Lowry, vì các chất này nhận được ion H^+. Ngoài ra các các chất như amoniac (NH_3), các amin như: CH_3NH_2 (Metylamin), CH_3-NH-CH_3 (Đimetylamin), $(CH_3)_3N$ (Trimetylamin), $CH_3CH_2NH_2$ (Etylamin), $C_6H_5NH_2$ (anilin), $C_6H_5NHC_6H_5$ (Điphenylamin); Các ion âm xuất phát từ axit yếu, như: CH_3O^- (Metylat), $CH_3CH_2O^-$ (Etylat), $C_6H_5O^-$ (Phenolat), $HCOO^-$ (Fomiat, Formiat), CH_3COO^- (Axetat, Acetat), AlO_2^- (Aluminat), ZnO_2^{2-} (Zincat), CO_3^{2-} (Cacbonat, Carbonat), SO_3^{2-} (Sunfit, Sulfit), S^{2-} (Sunfua, Sulfur), NO_2^- (Nitrit), H^- (Hiđrua, Hidrur), NH_2^- (Amiđua, Amidur), ClO^- (Hipoclorit), ClO_2^- (Clorit), $^-OOC\text{-}COO^-$ ($C_2O_4^{2-}$) (Oxalat), CN^- (Xianua, Cianur)….cũng là các bazơ theo đúng định nghĩa Bronsted – Lowry. Vì các chất này có thể nhận được proton (H^+).

$$\underset{\substack{\text{(Nhận } H^+\text{)}\\ \text{Bazơ}}}{OH^-} + \underset{\substack{\text{(Cho } H^+\text{)}\\ \text{Axit}}}{H^+} \longrightarrow H_2O$$

$$\underset{\substack{\text{(Nhận } H^+\text{)}\\ \text{Bazơ}}}{NH_3} + \underset{\substack{\text{(Cho } H^+\text{)}\\ \text{Axit}}}{HCl} \longrightarrow NH_4Cl \quad (NH_4^+ Cl^-)$$

$$\underset{\substack{\text{(Nhận } H^+\text{)}\\ \text{Bazơ}}}{NH_3} + \underset{\substack{\text{(Cho } H^+\text{)}\\ \text{Axit}}}{H_2O} \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$\underset{\substack{\text{(Nhận } H^+\text{)}\\ \text{Bazơ}}}{CH_3O^-} + \underset{\substack{\text{(Cho } H^+\text{)}\\ \text{Axit}}}{H_2O} \longrightarrow CH_3OH + OH^-$$

$$\underset{\substack{\text{(Nhận } H^+\text{)}\\ \text{Bazơ}}}{2CH_3COO^-} + \underset{\substack{\text{(Cho } H^+\text{)}\\ \text{Axit}}}{H_2SO_4} \longrightarrow 2CH_3COOH + SO_4^{2-}$$

$$\underset{\substack{\text{(Nhận } H^+\text{)}\\ \text{Bazơ}}}{CH_3COO^-} + \underset{\substack{\text{(Cho } H^+\text{)}\\ \text{Axit}}}{H_2O} \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$

(Muối axetat bị thủy phân, tạo dd có tính bazơ)

$$CO_3^{2-} + 2HCl \longrightarrow \underbrace{H_2CO_3}_{CO_2 + H_2O} + 2Cl^-$$

$$CO^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$$

(Muối cacbonat bị thủy phân, tạo dd có tính bazơ)

Các **chất trung tính** (chất trung hòa) là các chất không phải là axit, cũng không phải là bazơ, các chất trung tính **không cho H^+**, cũng **không nhận được ion H^+**.

Thí dụ: Các ion dương xuất phát từ bazơ mạnh (như ion của kim loại kiềm, kiềm thổ: Li^+, **Na^+**, **K^+**, Rb^+, Cs^+, **Ca^{2+}**, Sr^{2+}, **Ba^{2+}**); Các ion âm xuất phát từ axit mạnh (như: **NO_3^-**, **SO_4^{2-}**, **Cl^-**, Br^-, I^-, ClO_3^-, ClO_4^-,…) là các chất trung tính vì các ion này không , cũng không nhận ion H^+.

Các chất lưỡng tính là các chất **vừa là axit vừa là bazơ**, các chất lưỡng tính **vừa cho được ion H^+ vừa nhận được ion H^+**.

Thí dụ: ngoài các chất lưỡng tính đã biết như Al_2O_3, Cr_2O_3, ZnO, BeO, SnO, PbO, SnO_2, PbO_2, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Be(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Sn(OH)_4$, $Pb(OH)_4$, thì H_2O, NH_3, các **ion âm là muối axit của các axit yếu** như: HCO_3^-, HSO_3^-, HS^-, $HSiO_3^-$, $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-},….cũng là các **chất lưỡng tính**, vì các chất này vừa cho được ion H^+, vừa nhận được ion H^+.

$$\underset{\substack{\text{Nhận } H^+\\ \text{Bazơ}}}{H_2O} + \underset{\substack{\text{Cho } H^+\\ \text{Axit}}}{H_2O} \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

$$\underset{\substack{\text{Amoniac}\\ \text{Nhận } H^+\\ \text{Bazơ}}}{NH_3} + \underset{\substack{\text{Amoniac}\\ \text{Cho } H^+\\ \text{Axit}}}{NH_3} \rightleftharpoons \underset{\text{Amonium}}{NH_4^+} + \underset{\text{Amidur}}{NH_2^-}$$

$$\underset{\substack{\text{Nhận } H^+\\ \text{Bazơ}}}{Al(OH)_3} + \underset{\substack{\text{Cho } H^+\\ \text{Axit}}}{3HCl} \longrightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$

$$\underset{\substack{(HAlO_2.H_2O)\\ \text{Cho } H^+\\ \text{Axit}}}{Al(OH)_3} + \underset{\substack{\text{Nhận } H^+\\ \text{Bazơ}}}{NaOH} \longrightarrow NaAlO_2 + 2H_2O$$

$$HCO_3^- + HCl \longrightarrow \underbrace{H_2CO_3}_{CO_2 + H_2O} + Cl^-$$

Nhận $H^+ \Rightarrow$ Axit

$$HCO_3^- + NaOH \longrightarrow CO_3^{2-} + Na^+ + H_2O$$

Cho $H^+ \Rightarrow$ Bazơ

Như vậy HCO_3^- vừa là axit, vừa là bazơ nên HCO_3^- là một chất lưỡng tính.

Ghi chú

- **Ion dương** xuất phát từ **bazơ mạnh** (thường gặp là ion của kim loại kiềm, kiềm thổ, gồm: Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, Fr^+, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Ra^{2+}) ; Các **ion âm** xuất phát từ **axit**

mạnh (như Cl^-, Br^-, I^-, NO_3^-, SO_4^{2-}, ClO_3^-, ClO_4^-, MnO^-, CrO_4^{2-}, $Cr_2O_7^{2-}$) là các **chất trung tính** (trung hòa). Vì các ion này không cho ion H^+, cũng không nhận ion H^+.

- **Ion dương** xuất phát từ **bazơ yếu** (ion của các kim loại khác kim loại kiềm, kiềm thổ, như Ag^+, Cu^{2+}, Mg^{2+}, Ni^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Hg^{2+}, Al^{3+},….Ion dương của amoniac, của các amin, như NH_4^+, $CH_3NH_3^+$, $C_6H_5NH_3^+$, $(CH_3)_2NH_2^+$,….là **axit**. Vì các ion này cho được ion H^+.

- **Ion âm** xuất phát từ **axit yếu**, như CO_3^{2-}, SO_3^{2-}, S^{2-}, CH_3COO^-, CN^-, $C_6H_5O^-$, $C_2H_5O^-$, AlO_2^-, ZnO_2^{2-}, F^-, ….Các ion này là **bazơ**, vì chúng có thể nhận ion H^+.

- **Ion âm** gốc axit của các **muối axit** của các **axit yếu**, như HCO_3^-, HSO_3^-, HS^-, $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-},… là các **chất lưỡng tính**. Vì các ion này vừa cho được ion H^+, vừa nhận được ion H^+.

- **Ion âm** là gốc axit của **muối axit của axit mạnh**, mà thường gặp là HSO_4^-, là một **axit**, vì nó thể phân ly tiếp tạo H^+ ra dung dịch.

- Định nghĩa axit, bazơ theo Bronsted – Lowry và sự thủy phân của muối hỗ trợ nhau, hầu hết có thể dùng kiến thức này để trả lời cho kiến thức kia và ngược lai. Nhưng cũng có một số trường hợp mà chỉ giải quyết được khi dùng một trong hai kiến thức. Như dd $KHSO_4$ coi như không thủy phân vì được tạo từ bazơ mạnh, axit mạnh, rồi từ đó kết luận dung dịch này trung tính, pH dung dịch bằng 7 là sai. Vì HSO_4^- là một axit theo Bronsted – Lowry, còn K^+ trung tính, nên dd $KHSO_4$ có tính axit, pH dd < 7; Còn dd $NaHCO_3$ nếu xét theo định nghĩa axit, bazơ theo Bronsted – Lowry thì Na^+ trung tính, HCO_3^- lưỡng tính, rồi kết luận dd muối này trung tính, pH dd = 7 là sai. Trường hợp này ta xét sự thủy phân của muối. Muối $NaHCO_3$ được tạo bởi bazơ mạnh (NaOH) và axit yếu (H_2CO_3) nên dd này bị thủy phân và tạo dd có tính bazơ, pH dd > 7, dd này có thể làm đổi màu quì tím hóa xanh.

- Axit Bronsted AH sau khi cho H^+ tạo ion A^-, A^- có thể nhận ion H^+ để tạo trở lại AH, như vậy A^- là một bazơ theo định nghĩa Bronsted. A^- được gọi là bazơ liên hợp của axit AH. Ngược lại AH là axit liên hợp của bazơ A^-. Như vậy **bazơ liên hợp** của một axit là chất được tạo ra do **axit này mất bớt ion H^+**; còn **axit liên hợp** của một bazơ là chất được tạo ra khi **bazơ này nhận thêm ion H^+**.

$$\underset{\text{Axit}}{CH_3COOH} + \underset{\text{Bazơ}}{NH_3} \rightleftharpoons \underset{\text{Bazơ}}{CH_3COO^-} + \underset{\text{Axit}}{NH_4^+}$$

CH_3COO^- là bazơ liên hợp của axit CH_3COOH, NH_4^+ là axit liên hợp của bazơ NH_3 và ngược lại, CH_3COOH là axit liên hợp của bazơ CH_3COO^-, NH_3 là bazơ liên hợp của axit NH_4^+.

Độ mạnh của axit và bazơ liên hợp tương ứng ngược nhau, nghĩa là nếu axit rất mạnh thì bazơ liên hợp sẽ rất yếu. Hoặc nếu bazơ rất mạnh thì axit liên hợp sẽ rất yếu. Điều này cũng dễ hiểu vì nếu AH là axit rất mạnh, tức phân ly H^+ rất dễ để tạo bazơ liên hợp A^- thì bazơ A^- sẽ rất khó nhận H^+ để tạo trở lại axit AH, nên A^- sẽ là bazơ rất yếu.

Bài tập

1) Hãy cho biết chất nào là axit, bazơ, lưỡng tính hay trung tính: Na^+, Mg^{2+}, Li^+, NH_4^+, Ag^+, Ca^{2+}, Hg^{2+}, Zn^{2}+, Fe^{3+}, Al^{3+}, NH_4^+, $CH_3NH_3^+$, Fe^{2+} , Ba^{2+}, Cl^-, CH_3COO^-, SO_4^{2-}, SH^-, CO_3^{2-}, $C_6H_5O^-$, NO_3^-, NO_2^-, AlO_2^-, $HCOO^-$, ZnO_2^{2-}, SO_3^{2-}, CN^-, S^{2-}, HCO_3^-, HSO_3^-, HSO_4^-, $C_2H_5O^-$, $Al(OH)_3$, NH_3, H_2O, ZnO.
2) Hãy cho biết các dung dịch sau đây có pH = 7, <7, > 7, có làm đổi màu quì tím không? NaCl, $MgCl_2$, CH_3COONa, $KHSO_4$, $(NH_4)_2SO_4$, K_2CO_3, $Cu(NO_3)_2$, $KAlO_2$, $Ba(HCOO)_2$, $BaCl_2$, Na_2SO_3, CH_3COONH_4, CH_3NH_3Cl, $Fe_2(SO_4)_3$, KCl.

Để đầy đủ kiến thức hóa học trong chương trình trung học phổ thông, có thể gặp trong kỳ thi tuyển sinh đại học, người học cần coi thêm các phần sau:

IX. Pin điện hóa học và ăn mòn kim loại

X. Các phương pháp điều chế kim loại

XI. Nước cứng, phân loại nước cứng và cách làm mềm nước

XII. pH và cách tính pH của dung dịch axit, bazơ mạnh, yếu

XIII. Phân bón hóa học

XIV. Nguyên tắc luyện gang, luyện thép, các phản ứng liên quan

XV. Ôn tập một số kim loại: Kiềm, Kiềm thổ, Mg, Al, Zn, Fe, Cu, Cr, Mn; Một số phi kim: H_2, Halogen X_2 (Cl_2, Br_2, I_2), O_2, S, C, Si, N_2, P.