

2.2. Liên kết ion

cuu duong than cong . com

cuu duong than cong . com

Hình ảnh tạo liên kết ion

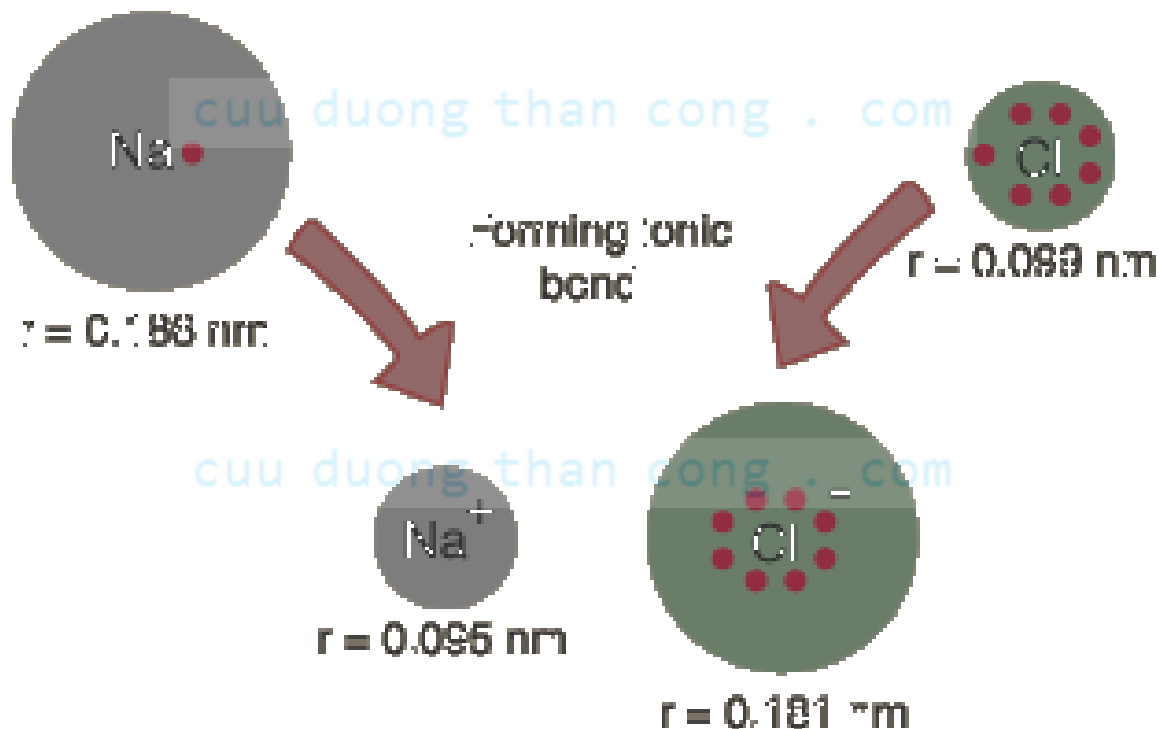
Bond...Ionic Bond

By: Tom Díab
Science Department
Saline High School

cuu duong than cong . com

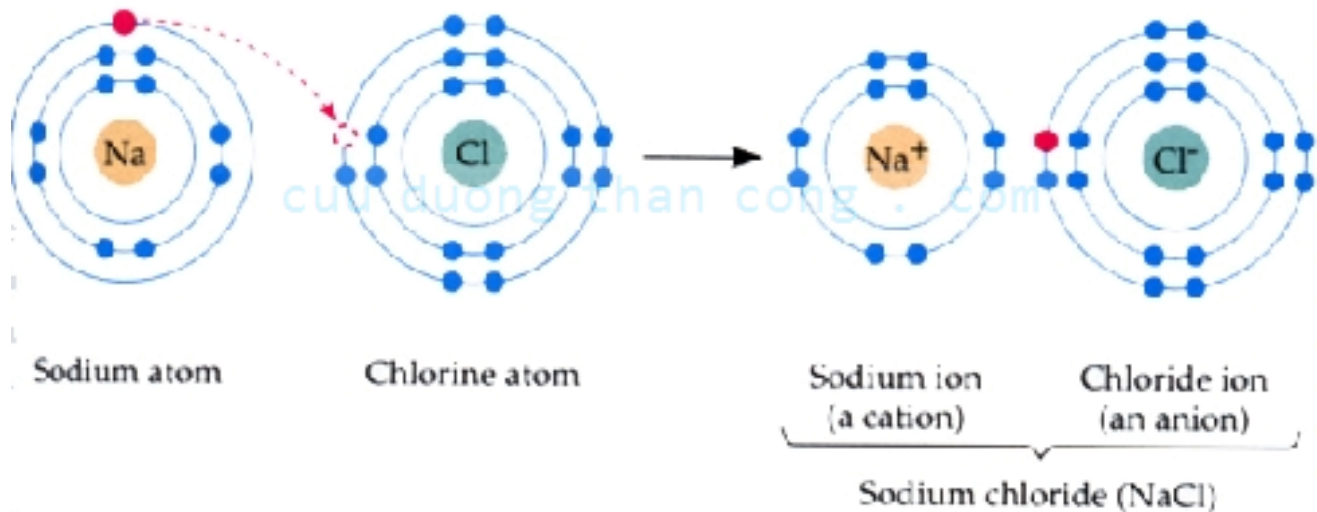
2.2.1. Hình thành liên kết ion Giai đoạn 1:

- * Các nguyên tử sẽ chuyển electron hoá trị cho nhau, các nguyên tử cho electron sẽ biến thành ion dương, các nguyên tử nhận electron sẽ chuyển thành ion âm.



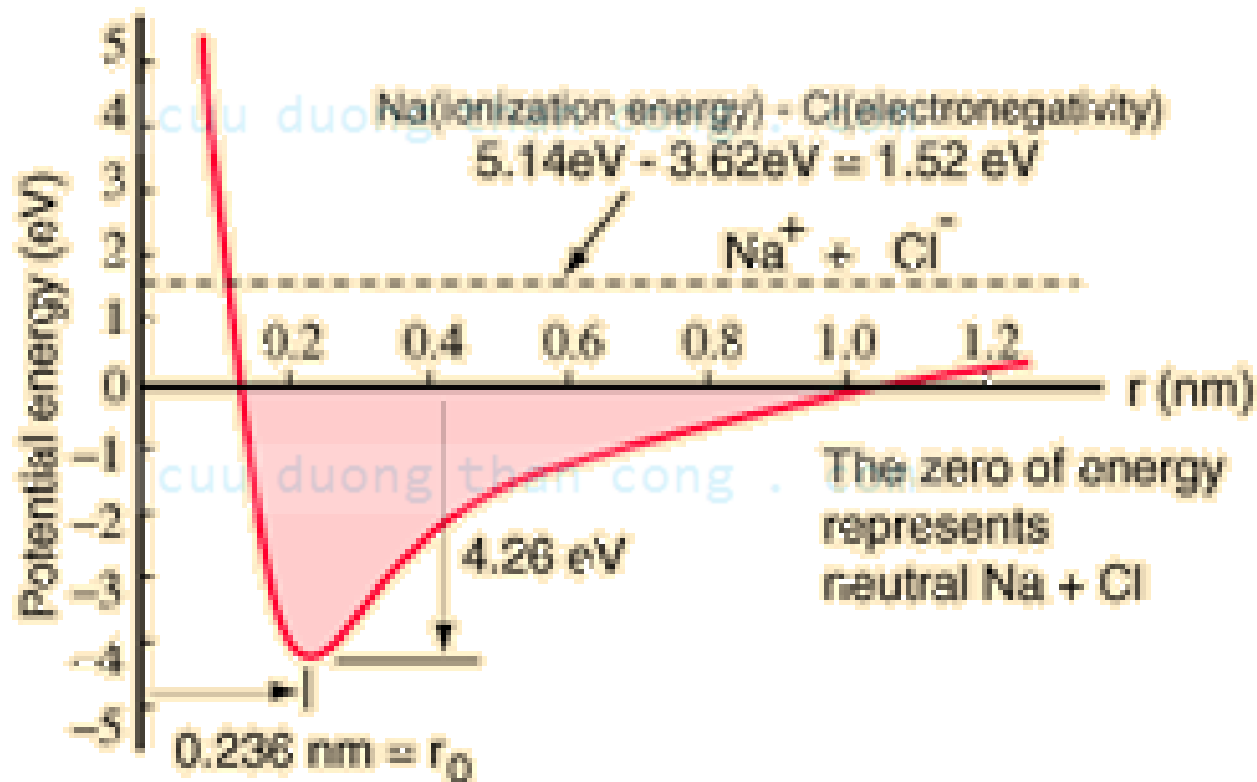
2.2.1. Hình thành liên kết ion Giai đoạn 2:

- ✧ Các ion trái dấu sẽ hút nhau thành các phân tử ion nếu ở trạng thái khí.
- ✧ Ở trạng thái rắn (tinh thể) phân tử tồn tại dưới dạng phân tử liên hợp khổng lồ.
- ✧ Ở trong dung dịch phân tử ion bị phân ly thành các ion trái dấu.

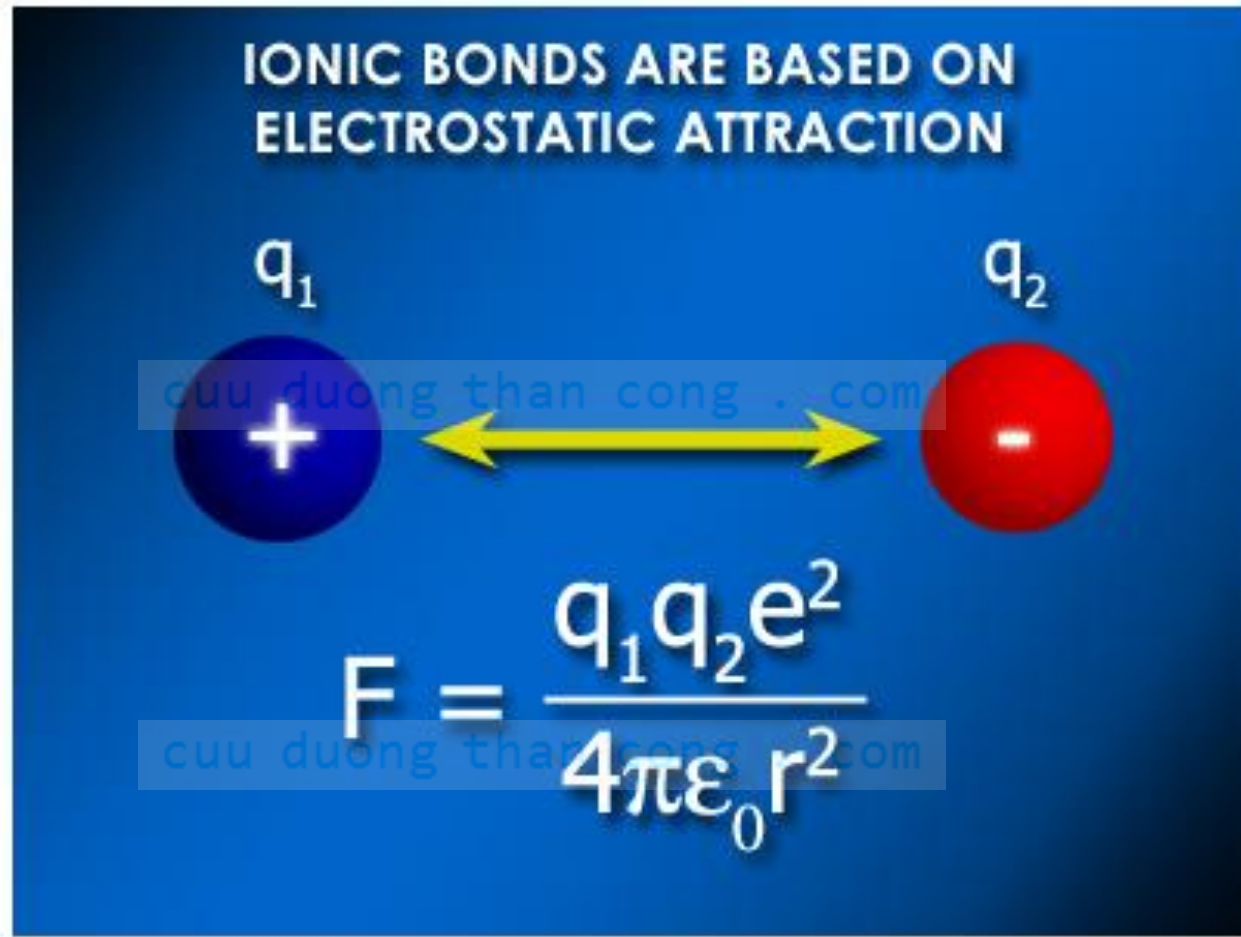


2.2.1. Hình thành liên kết ion **Lưu ý**

- * Ban đầu các ion hút nhau nhưng khoảng cách ngắn đủ để các electron lớp ngoài của 2 nguyên tử đẩy nhau thì sẽ có được một khoảng cách cân bằng r giữa 2 ion

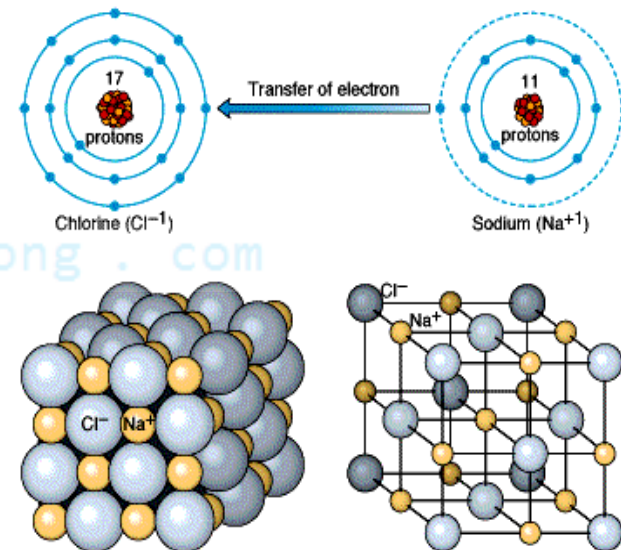
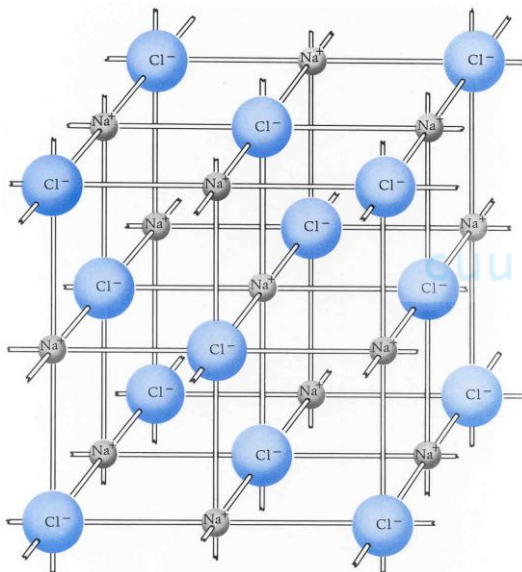
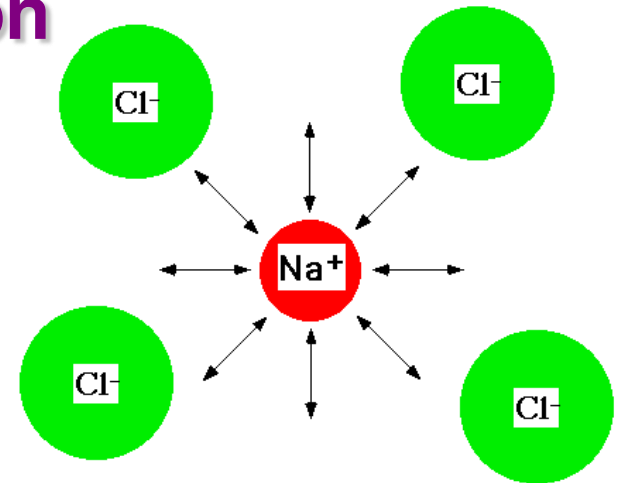


Lực hút giữa hai ion



2.2.2. Tính chất của liên kết ion

- * Các ion được xem như là các quả cầu mang điện nên có 2 tính chất là:
- * Tính không định hướng.
- * Tính không bão hòa.
- * Các tính chất này giúp liên hợp các phân tử ion thành phân tử liên hợp khổng lồ.



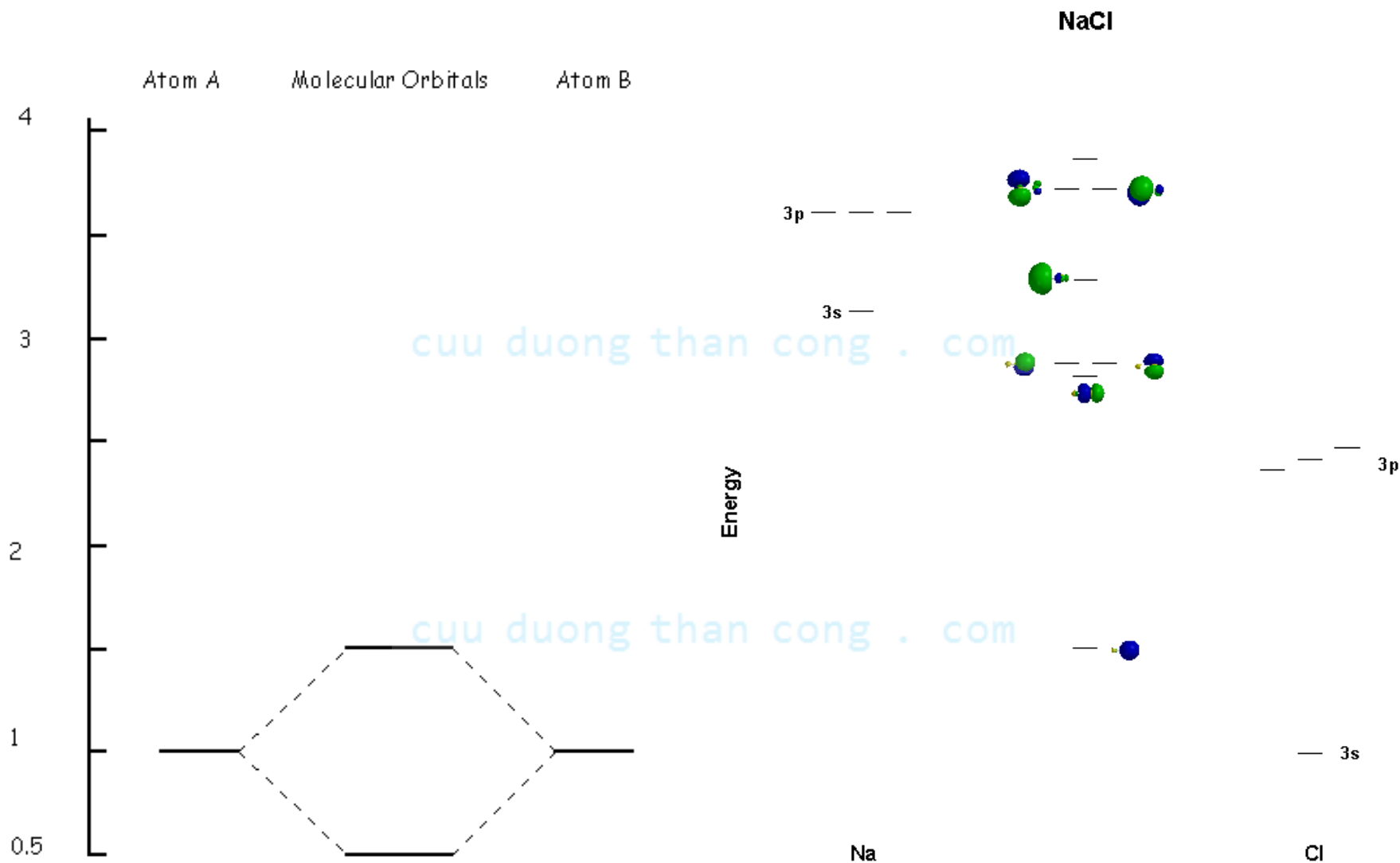
2.2.3. Khả năng tạo liên kết ion của các nguyên tố

- ✧ Mật độ electron giữa các nguyên tử không bao giờ bằng không → không bao giờ có LK ion thuần túy.
- ✧ Trong LK ion luôn có một độ cộng hóa trị nào đó
- ✧ Khả năng tạo thành ion của nguyên tử:

cuu duong than cong . com

$\Delta\chi$	Độ ion (%)	$\Delta\chi$	Độ ion (%)	$\Delta\chi$	Độ ion (%)
0,2	1	1,4	39	2,6	82
0,6	9	1,8	55	3,0	89
1,0	22	2,2	70	3,2	92

Chuyển từ liên kết cộng hoá trị sang liên kết ion



Độ âm điện của các nguyên tố

electronegativity increases as:

we move from left to right within a period

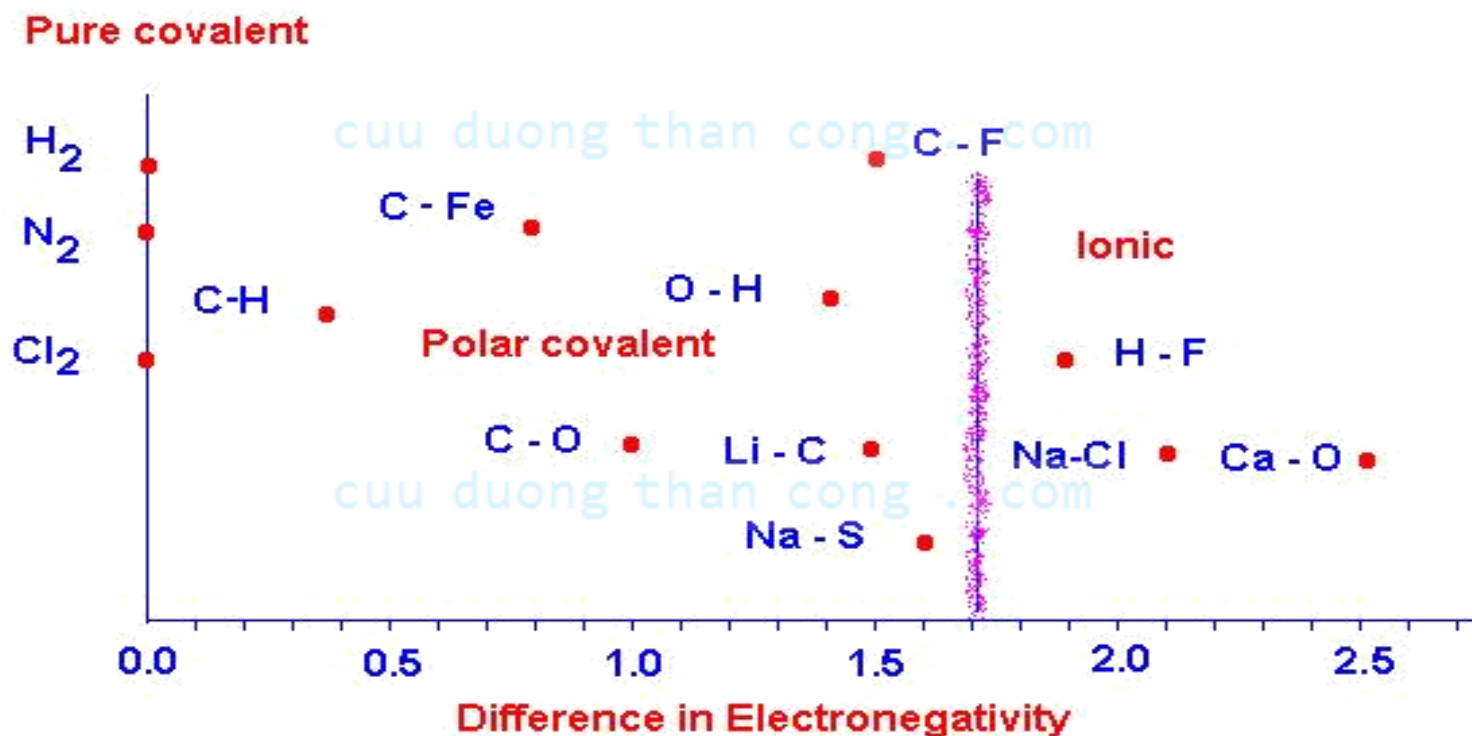
we move up a group

we move from left to right within a period

we move up a group

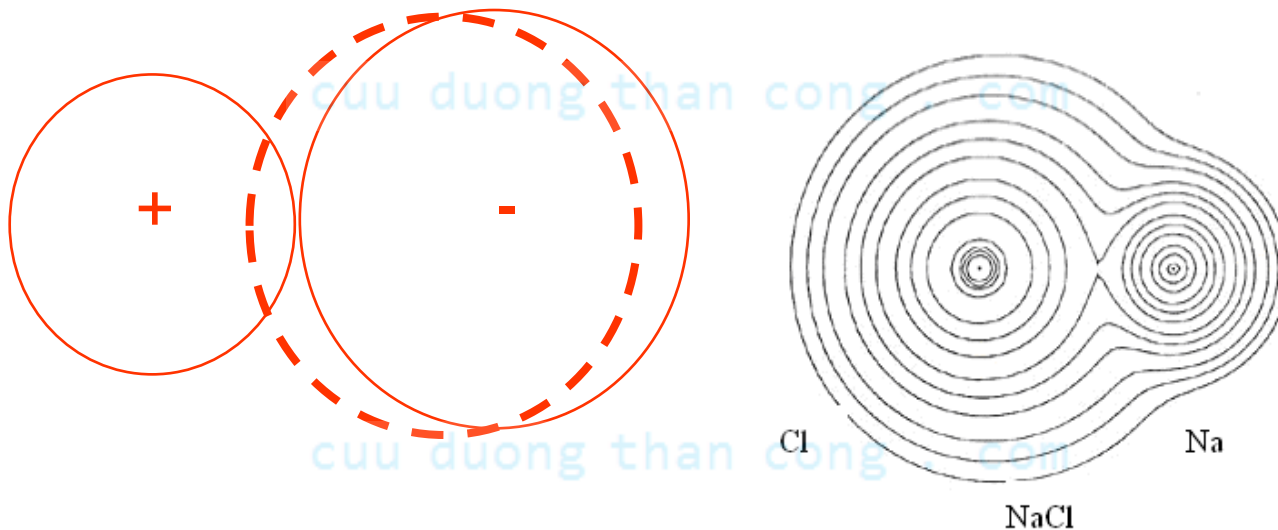
1 H 1.00794	2 He 4.00260																
3 Li 6.941	4 Be 9.01218	5 B 10.81	6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.1797										
11 Na 22.98977	12 Mg 24.305	13 Al 26.98154	14 Si 28.0855	15 P 30.9738	16 S 32.066	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948										
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.996	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.69	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.61	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.9055	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.60	53 I 126.9045	54 Xe 131.29
55 Cs 132.9054	56 Ba 137.33	57 *La 138.9055	72 Hf 178.49	73 Ta 180.9479	74 W 183.85	75 Re 186.207	76 Os 190.2	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.9665	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.9804	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra 226.0254	89 Ac 227.0278	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (269)	109 Mt (268)	110 (271)	111 (272)	112 (277)	114 (289)	116 (289)	118 (289)	120 (289)	122 (289)	124 (289)
58 Ce 140.12	59 Pr 140.9077	60 Nd 144.24	61 PM (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.965	64 Gd 157.25	65 Tb 158.9254	66 Dy 162.50	67 Ho 164.9304	68 Er 167.26	69 Tm 168.9342	70 Yb 171.04	71 Lu 174.967				
90 Th 232.0381	91 Pa 231.0369	92 U 238.0289	93 Np 237.048	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)				

- Các nguyên tố thuộc phân nhóm IA, IIA và VIIA dễ tạo thành hợp chất liên kết ion với nhau hơn cả.
- Sự chênh lệch về độ âm điện của các nguyên tố: sự chênh lệch càng lớn thì độ ion càng lớn



2.2.4. Sự phân cực ion

- ✱ Khi các ion hút nhau → chuyển dịch xảy ra mạnh nhất ở đám mây electron lớp ngoài cùng, tức chúng bị lệch so với tâm hạt nhân của chính ion.



2.2.4. Sự phân cực ion: (1) Định nghĩa:

- ✧ Là sự dịch chuyển vị trí đám mây electron so với nhân của một ion này dưới tác dụng điện trường của một ion khác
- ✧ Ion có đám mây electron bị biến dạng gọi là *ion bị phân cực*.
- ✧ Ion tạo điện trường tác dụng lên ion kia gọi là *ion phân cực*.

cuu duong than cong . com

(2) Các yếu tố ảnh hưởng đến sự phân cực ion

- ✧ **Ion bị phân cực** càng mạnh khi lực hút giữa hạt nhân và electron lớp ngoài cùng càng yếu. Lực hút này phụ thuộc vào các yếu tố sau:
- ✧ Điện tích, kích thước và cấu hình electron của ion
 - Cùng một phân nhóm (cấu hình electron lớp ngoài cùng giống nhau), khi điện tích như nhau, đi từ trên xuống bán kính ion tăng lên → lớp electron càng xa nhân, hiệu ứng chắn càng mạnh → lực hút hạt nhân, electron hóa trị giảm → nên độ bị phân cực sẽ tăng.
- ✧ Ví dụ: Độ bị phân cực tăng theo trình tự
 - $\text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+ < \text{Rb}^+ < \text{Cs}^+$
 - $\text{F}^- < \text{Cl}^- < \text{Br}^- < \text{I}^-$

(2) Các yếu tố ảnh hưởng đến sự phân cực ion

- Nếu điện tích như nhau và kích thước gần bằng nhau thì các ion có cấu hình ns^2np^6 bị phân cực ít nhất và cấu hình $ns^2(n-1)d^{10}np^6$ bị phân cực nhiều nhất

cuu duong than cong . com

cuu duong than cong . com

(2) Các yếu tố ảnh hưởng đến sự phân cực ion

- ✧ **Ion phân cực** càng mạnh khi tạo ra điện trường càng mạnh.
 - Khi điện tích ion tăng độ phân cực tăng
 - Khi có cấu trúc electron và điện tích như nhau khi bán kính ion tăng làm giảm tác dụng điện trường, khả năng phân cực giảm
- ✧ Thí dụ: Khả năng phân cực kim loại kiềm giảm:
$$\text{Li}^+ > \text{Na}^+ > \text{K}^+ > \text{Rb}^+ > \text{Cs}^+$$

(2) Các yếu tố ảnh hưởng đến sự phân cực ion

	Cation	Anion
Độ bị phân cực	Nhỏ hơn anion	▪ Lớn, thường là ion bị phân cực. ▪ Tăng khi kích thước tăng
Độ phân cực	▪ Lớn, thường là ion phân cực ▪ Tăng khi điện tích tăng và kích thước giảm	Nhỏ hơn cation

(3) Ảnh hưởng của sự phân cực ion đến tính chất các hợp chất ion

- ❖ **Sự điện ly**: Phân cực làm xuất hiện độ cộng hóa trị trong liên kết ion, làm giảm khả năng điện ly
- ❖ **Độ bền**: Phân cực làm tăng độ cộng hóa trị → giảm điện tích hiệu dụng các ion → giảm lực hút tĩnh điện giữa các ion → độ bền tinh thể giảm → năng lượng cần để phá hủy tinh thể giảm → nhiệt độ phân ly, nhiệt độ nóng chảy của hợp chất ion giảm.

cuu duong than cong . com

(3) Ảnh hưởng của sự phân cực ion đến tính chất các hợp chất ion

TABLE 8.2 Lattice Energies for Some Ionic Compounds

Compound	Lattice Energy (kJ/mol)	Compound	Lattice Energy (kJ/mol)
LiF	1030	MgCl ₂	2326
LiCl	834	SrCl ₂	2127
LiI	730		
NaF	910	MgO	3795
NaCl	788	CaO	3414
NaBr	732	SrO	3217
NaI	682		
KF	808	ScN	7547
KCl	701		
KBr	671		
CsCl	657		
CsI	600		

(3) Ảnh hưởng của sự phân cực ion đến tính chất các hợp chất ion

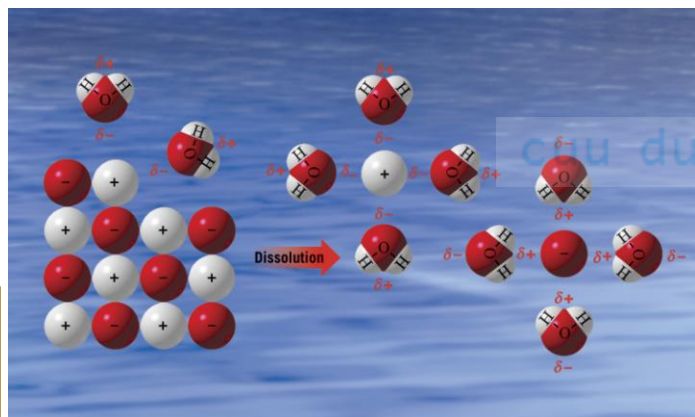
Chất	LiF	LiCl	LiBr	LiI
Nhiệt nóng chảy ($^{\circ}\text{C}$)	848	607	550	469
Chất	MgCO_3	CaCO_3	SrCO_3	BaCO_3
Nhiệt nóng chảy ($^{\circ}\text{C}$)	600	897	1100	1400

(3) Ảnh hưởng của sự phân cực ion đến tính chất các hợp chất ion

Độ tan: Khả năng hoà tan chất ion phụ thuộc vào:

- Năng lượng mạng tinh thể (U)
- Năng lượng hydrat hóa của cation (E_h).
- Nếu $U > E_h \rightarrow$ muối khó tan và ngược lại.
- Khi phân cực làm giảm năng lượng hydrat hóa

cuu duong than cong . com



Muối	CaSO_4	SrSO_4	BaSO_4
Độ tan (mol/l)	$8 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-5}$
U (kJ/mol)	2347	2339	2262
E_h (Kj/mol)	1703	1598	1444

2.3. Liên kết hydro

2.3.1. Khái niệm, bản chất của liên kết hydro:

- ✧ Khi nguyên tử hydro liên kết với các nhóm âm điện, cặp electron dùng chung có khuynh hướng chuyển mạnh về phía nguyên tử kia, do đó hydro có thể xem tích điện dương ($H^{\delta+}$) gọi là hydro linh động.
- ✧ Các tử các nguyên tố có độ âm điện lớn (F, Cl, O, N, S...) hay các nguồn điện tử π (liên kết bội, nhân thơm...) được gọi là các nguồn dư điện tử, do đó có thể xem chúng tích điện âm $X^{\delta-}$.

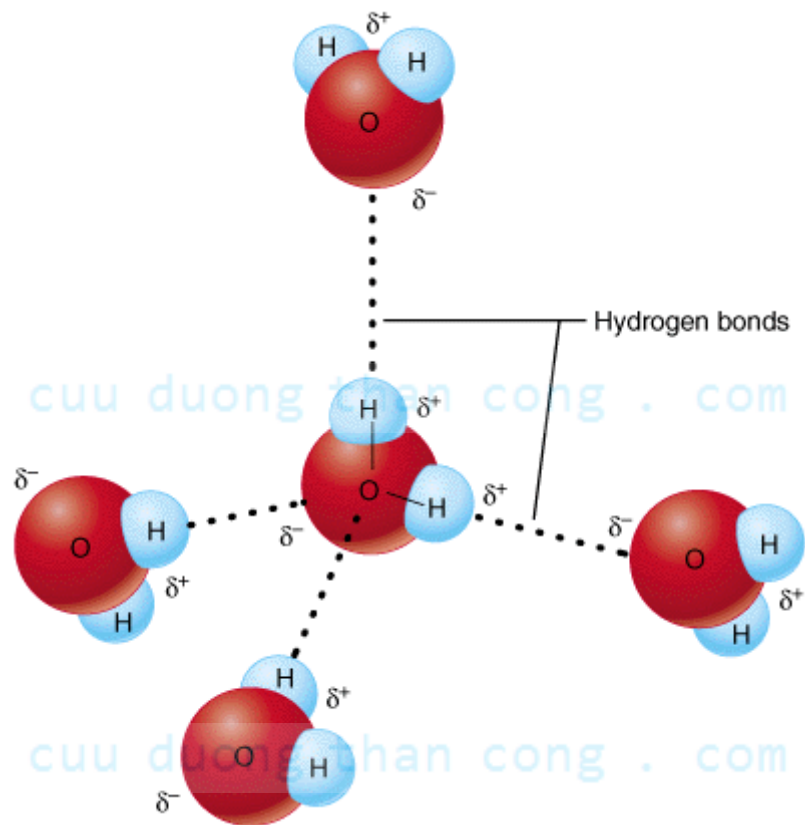
2.3.1. Khái niệm, bản chất của liên kết hydro:

- ✧ Là liên kết đặc biệt của các nguyên tử hydro linh động vẫn còn liên kết thêm được với các nguồn dư điện của phân tử khác (liên kết hydro liên phân tử) hay nguyên tử khác trong chính phân tử đó (liên kết hydro nội phân tử).

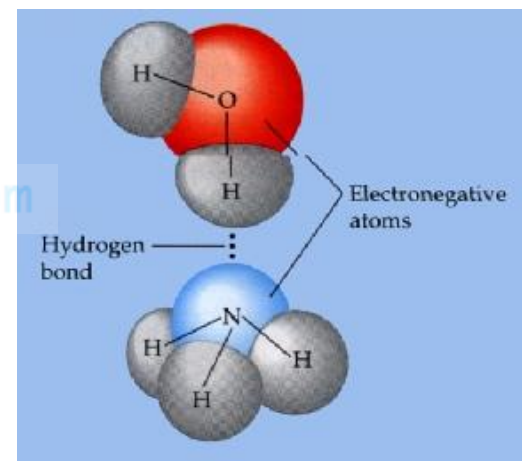
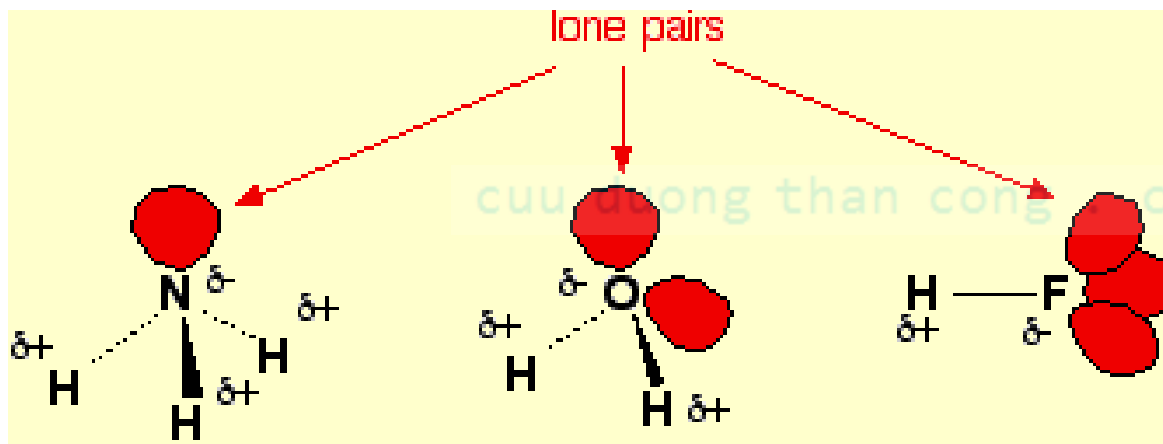
cuu duong than cong . com

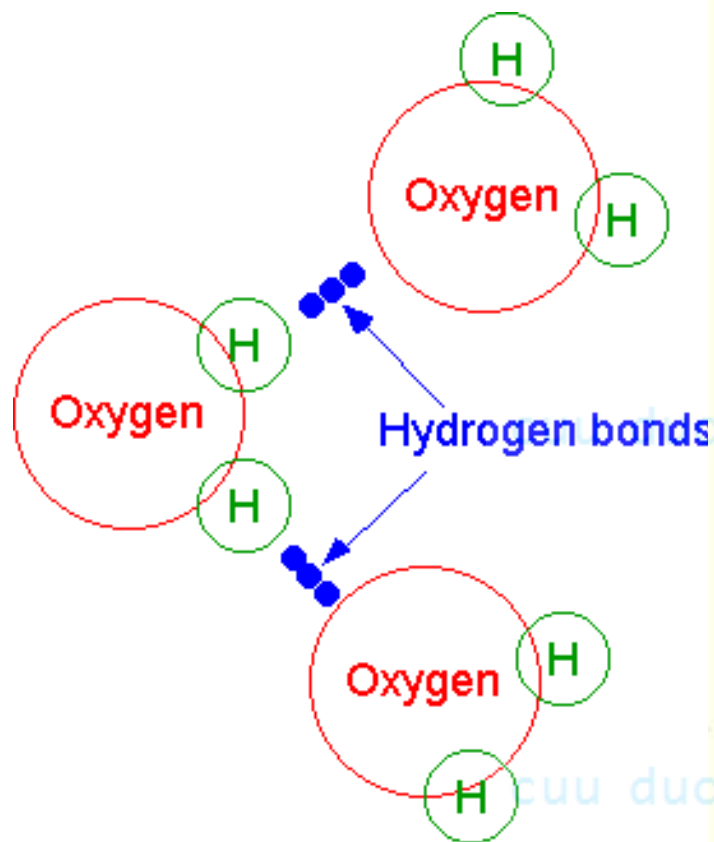
- ✧ Bản chất liên kết hydro là lực hút tĩnh điện giữa $H^{\delta+}$ với các nhóm tích điện âm $X^{\delta-}$

cuu duong than cong . com



Dạng liên kết hydro	Chiều dài liên kết (Angstrom)
$\text{O}-\text{H} \cdots \text{O}^-$	2.63
$\text{O}-\text{H} \cdots \text{O}$	2.70
$\text{O}-\text{H} \cdots \text{N}$	2.88
$\text{N}^+-\text{H} \cdots \text{O}$	2.93
$\text{N}-\text{H} \cdots \text{O}$	3.04
$\text{N}-\text{H} \cdots \text{N}$	3.10





DEFINITION: A HYDROGEN BOND is the weak electrostatic attraction

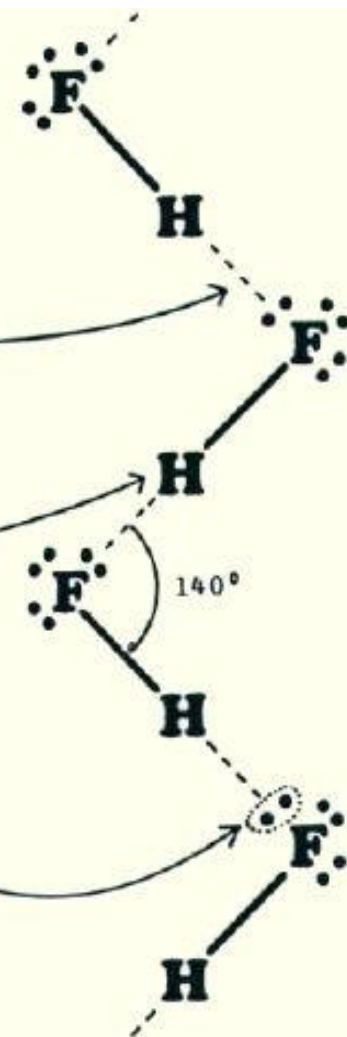
BETWEEN

a hydrogen atom covalently bound to an electronegative element

AND

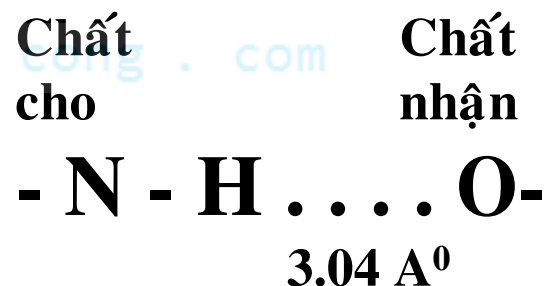
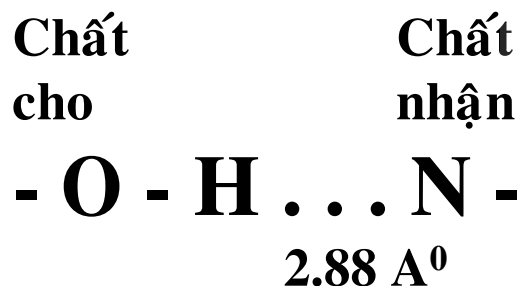
the lone pair on a covalently bound electronegative element or on a negative ion.

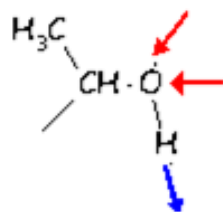
FIG 4.5 Hydrogen bonding in Hydrogen fluoride.



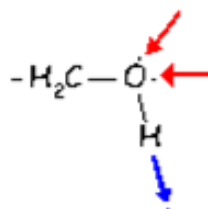
2.3.2. Tính chất:

- ✧ Liên kết hydro là liên kết yếu $E = 8 - 40 \text{ kJ/mol}$.
- ✧ Liên kết hydro càng bền khi $X^{\delta-}$ có giá trị δ^- càng lớn.

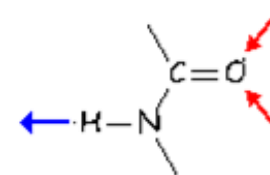




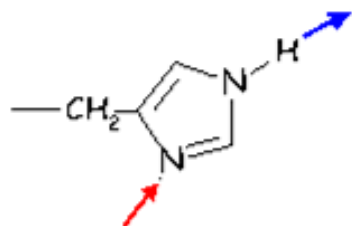
threonine



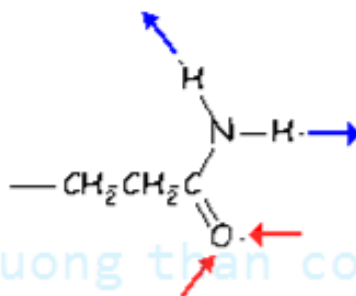
serine



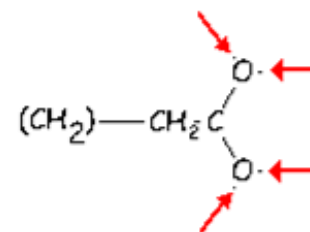
peptide



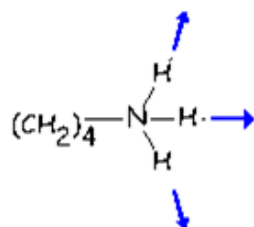
histidine



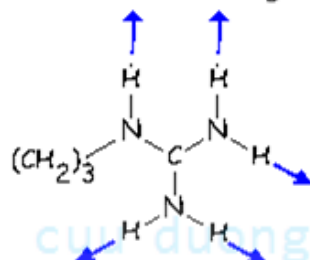
glutamine/asparagine



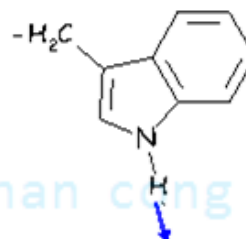
glutamic/aspartic acid



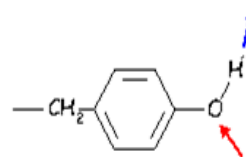
lysine



arginine



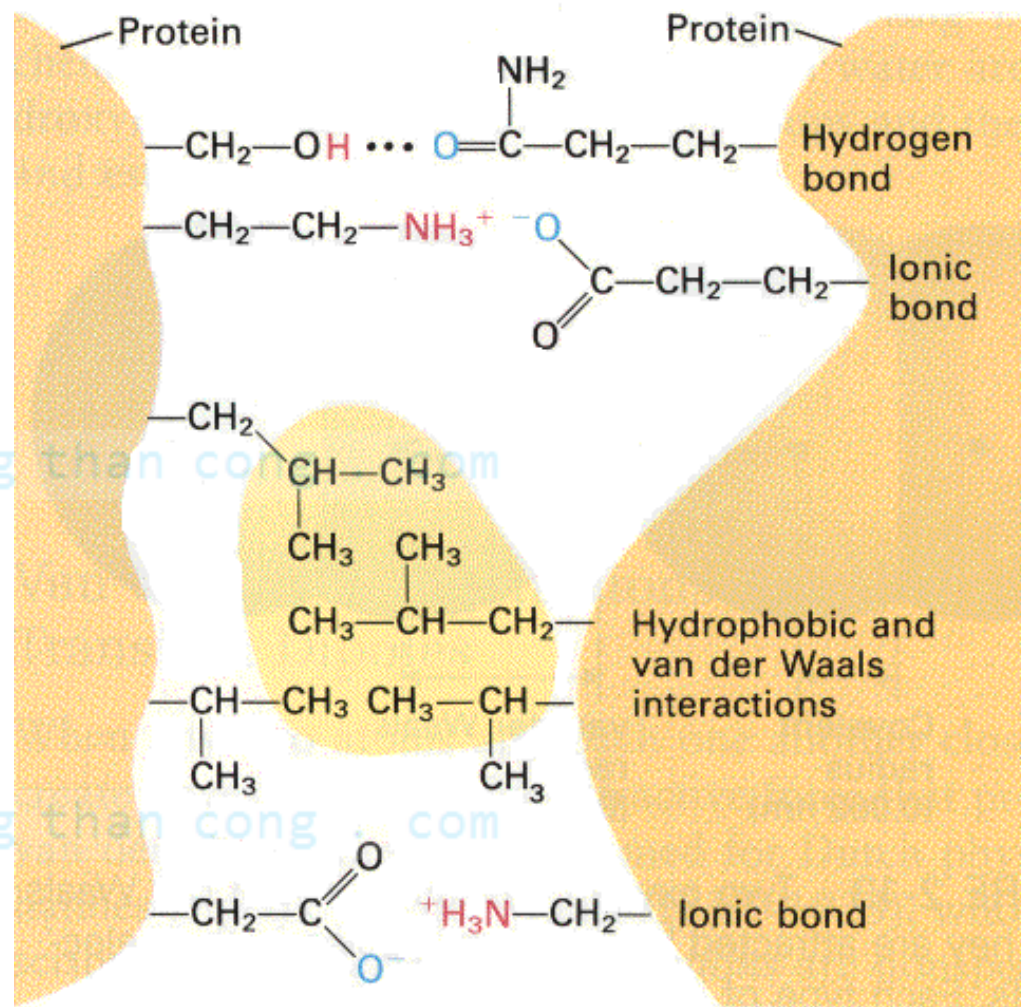
tryptophan

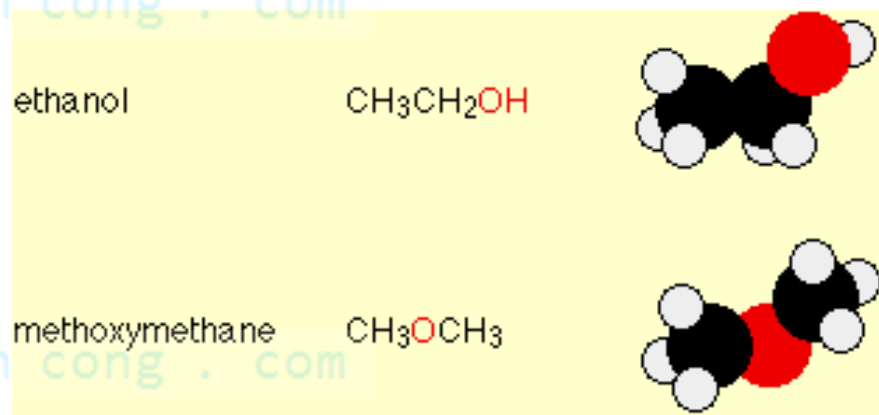
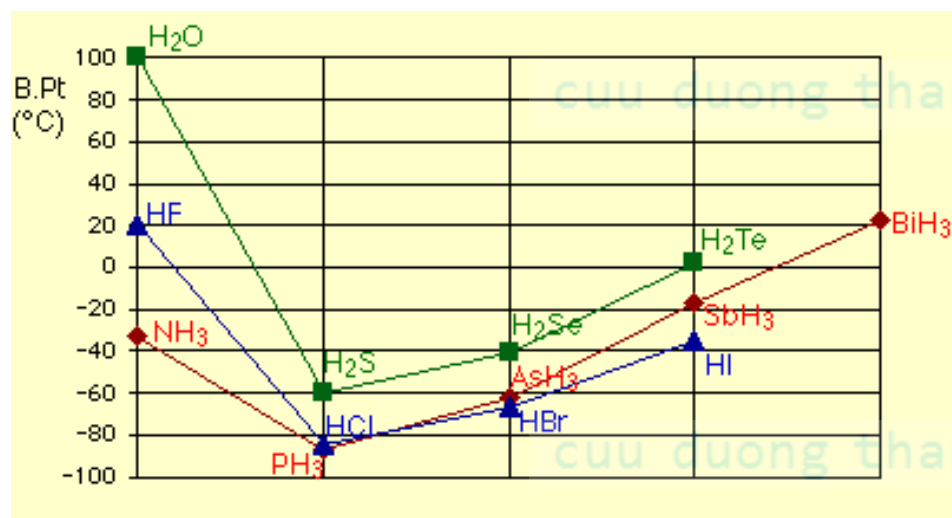
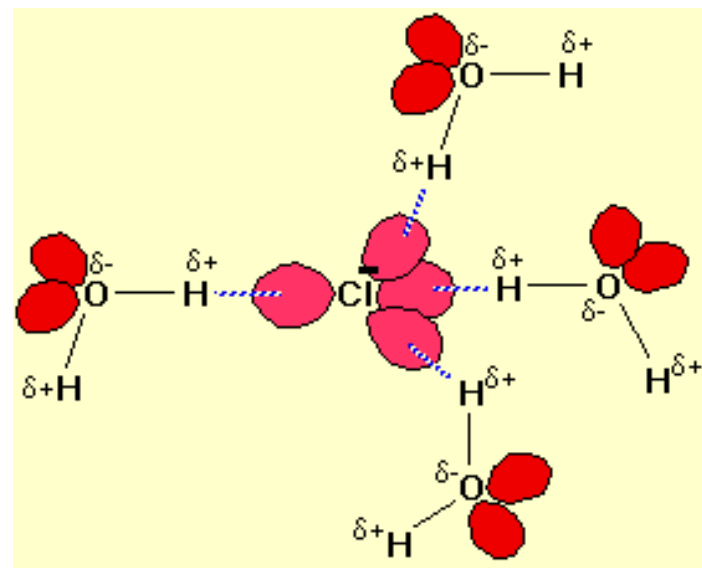
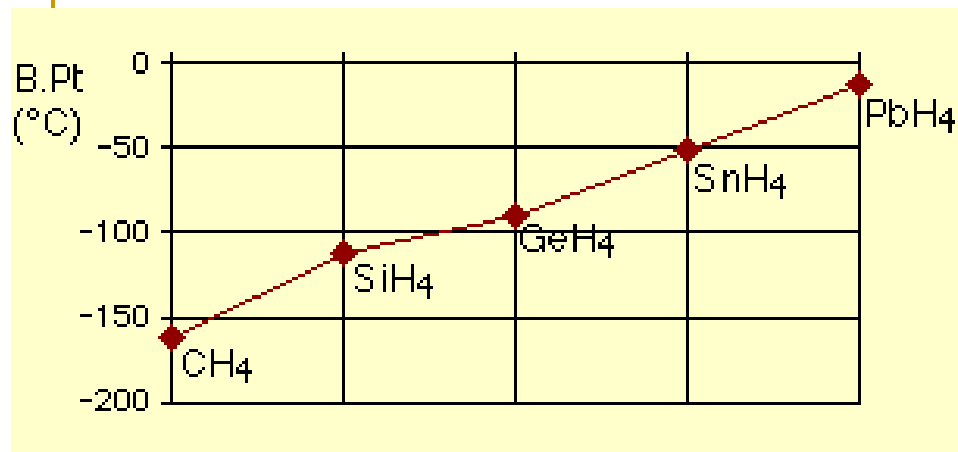


hydrogen bond donor →
hydrogen bond acceptor ←

2.3.3. Ảnh hưởng của liên kết hydro đến tính chất phân tử

- ✧ Liên kết hydro làm tăng nhiệt độ sôi, nhiệt độ nóng chảy, của các chất có liên kết hydro, làm giảm độ acid của dung dịch, làm tăng độ tan trong dung môi và có vai trò trong sinh học, giúp tạo các cấu trúc bậc cao cho glucid, protid...





ethanol (Có liên kết hydro)

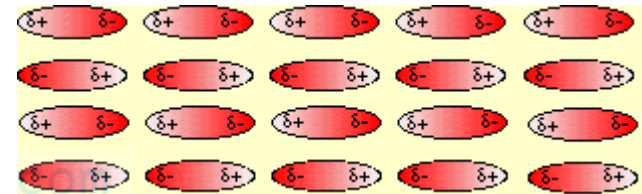
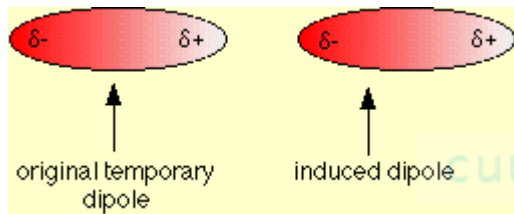
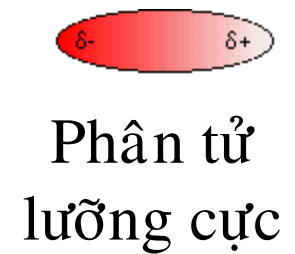
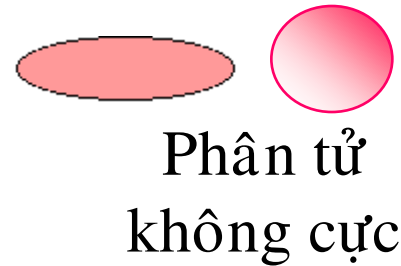
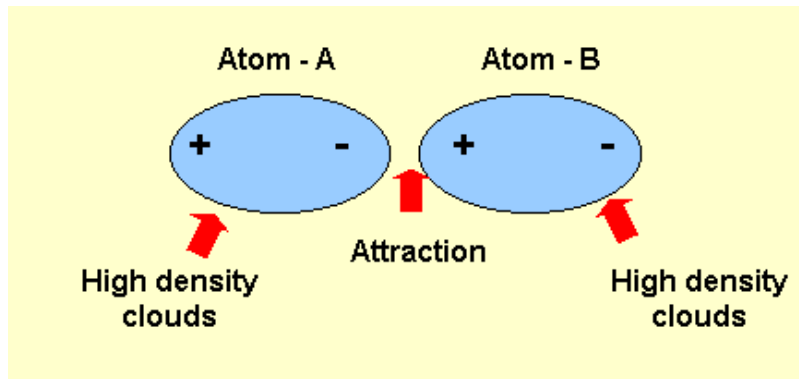
78.5 C

methoxymethane (Không có liên kết hydro)

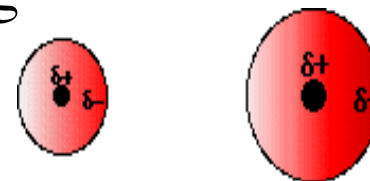
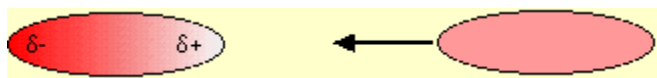
-24.8 C

2.4. Liên kết Van der Waals

- ✧ Giữa các phân tử do chuyển động của các electron trên các orbital phân tử có thể xuất hiện các lực sau:
- ✧ *Tương tác định hướng*: Là lực hút tĩnh điện giữa các cực tích điện của các phân tử lưỡng cực.
- ✧ *Tương tác cảm ứng*: Là lực hút tĩnh điện giữa cực tích điện của phân tử lưỡng cực với lưỡng cực cảm ứng. Lưỡng cực cảm ứng xuất hiện khi một phân tử lưỡng cực lại gần một phân tử không cực sẽ làm phân tử không cực bị “cảm ứng” .
- ✧ *Tương tác khuếch tán*: Là lực hút tĩnh điện giữa các lưỡng cực nhất thời xuất hiện của các phân tử không cực và cả có cực.
- ✧ Kết hợp cả 3 tương tác trên, giữa các phân tử sẽ tạo thành 1 liên kết gọi là liên kết Van der Waals.



Tương tác định hướng



Tương tác cảm ứng

Tương tác khuếch tán

$$f_{VDW}(R) = \begin{cases} \frac{A}{R^{12}} - \frac{B}{R^6} = 4\epsilon\left(\left(\frac{\sigma}{R}\right)^{12} - \left(\frac{\sigma}{R}\right)^6\right)H(R - R_{cut}) & \text{truncation} \\ \left(\frac{A}{R^{12}} - \frac{B}{R^6}\right)SW(R, R_{on}, R_{off}) & \text{switched} \\ C_{rep}(max(0, (k^{rep}R_{min})^{irep} - R^{irep}))^{rep} & \text{repel} \end{cases}$$

2.4. Liên kết Van der Waals

● 2.4.2. Tính chất:

✧ Bản chất liên kết Van der Waals là liên kết tĩnh điện.

✧ Năng lượng liên kết nhỏ $E = 1 - 2$ kcal/mol

✧ Không chọn lọc và không bão hòa

✧ Có tính cộng

Helium -269 C

Neon -246 C

Argon -186 C

Krypton -152 C

Xenon -108 C

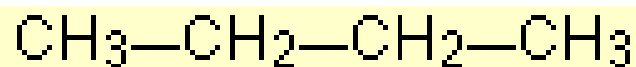
Radon -62 C

● 2.4.3. Ảnh hưởng của lực Van der Waals:

✧ Tạo sự khác nhau giữa khí thật và khí lý tưởng.

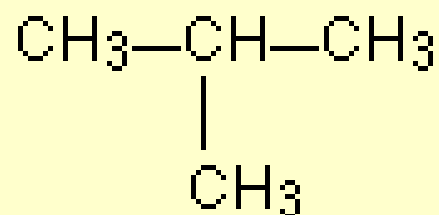
✧ Giúp các chất dễ hóa lỏng, hóa rắn, hòa tan, hấp phụ ...

butane



B.Pt: -0.5°C

2-methylpropane



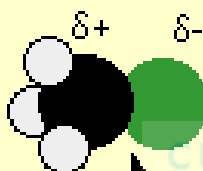
B.Pt: -11.7°C

ethane



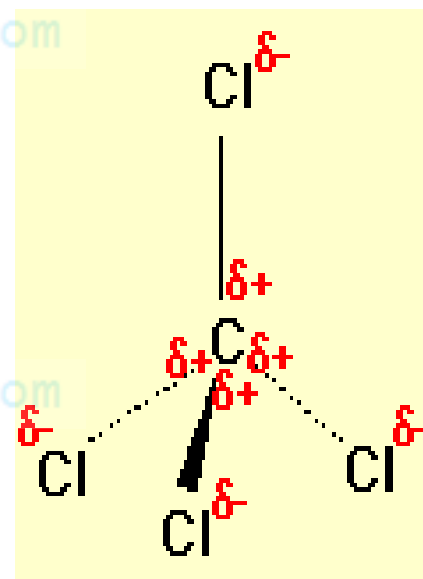
B.Pt: 184.5 K

fluoromethane



permanent dipole

B.Pt: 194.7 K



CHCl_3

61.2°C

CCl_4

<https://fb.com/tailieudientucntt>

76.8°C

2.5. Các tính chất của kim loại

* 2.5.1. Các tính chất của kim loại:

- Không trong suốt
- Có ánh kim
- Dẫn điện tốt
- Dẫn nhiệt tốt
- Dẻo

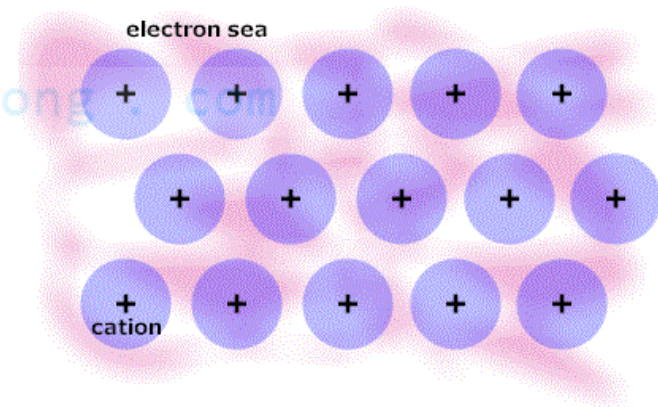
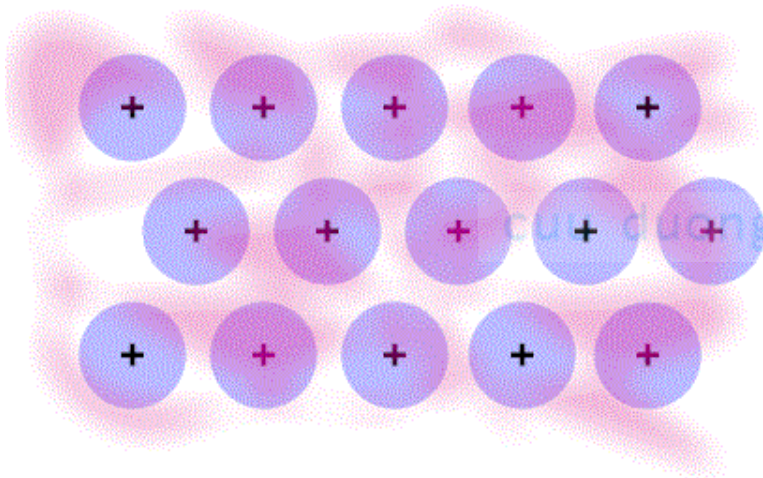
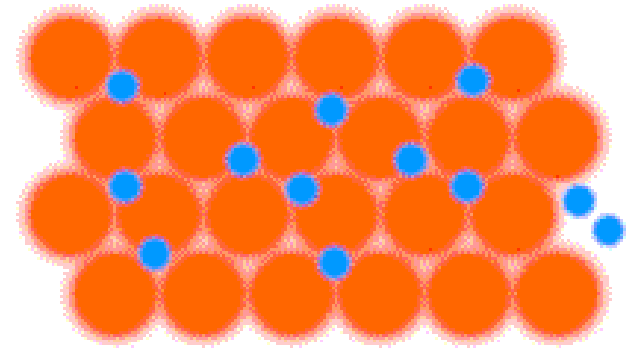
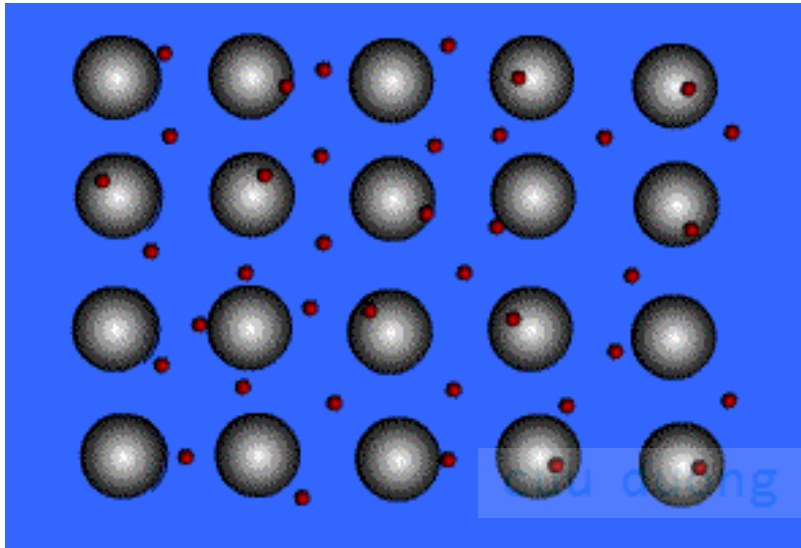
→ Không thể giải thích theo các kiểu liên kết đã nêu trên

→ Cách giải thích là nguyên khối nguyên tử ở trạng thái đặc biệt gọi là trạng thái tinh thể kim loại

2.5.2. Cấu tạo kim loại và liên kết kim loại

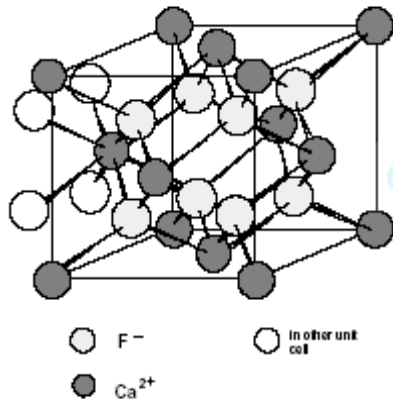
- ✧ Kim loại nói chung có cấu tạo dạng rắn ở điều kiện nhiệt độ và áp suất thường. Các nguyên tử kim loại sắp xếp trật tự theo quy luật xác định gọi là mạng tinh thể kim loại
- ✧ Nguyên tử kim loại có kích thước lớn → electron hoá trị nằm xa nhân → liên kết yếu dễ bị bứt khỏi nguyên tử.
cuu duong than cong . com
- ✧ Mạng tinh thể kim loại gồm:
 - Những ion dương cố định ở nút mạng
 - Những electron hóa trị bứt ra khỏi nguyên tử chuyển động hỗn loạn trong toàn mạng tinh thể → khí electron
Cuu duong than cong . com

→ **Kiểu liên kết rất nhiều tâm có độ không định chỗ rất cao → liên kết kim loại**

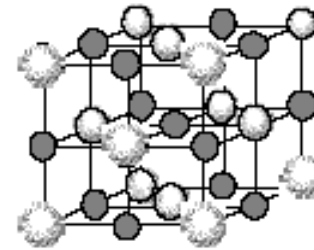


2.5.2. Cấu tạo kim loại và liên kết kim loại

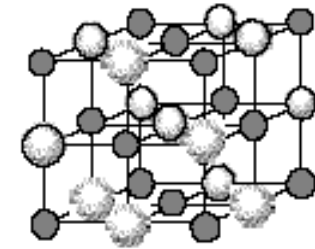
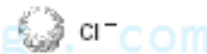
Calcium fluoride (fluorite) CaF_2



Sodium chloride ("rock salt")

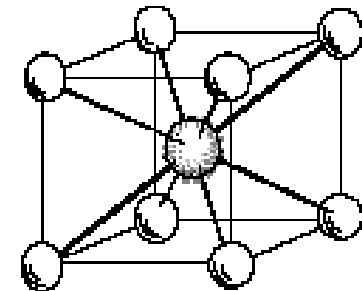
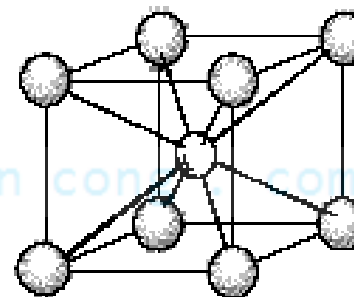


face-centered cubic



face-centered cubic

Cesium chloride



(primitive or simple) cubic

2.5.3. Lý thuyết miền năng lượng và cấu tạo kim loại.

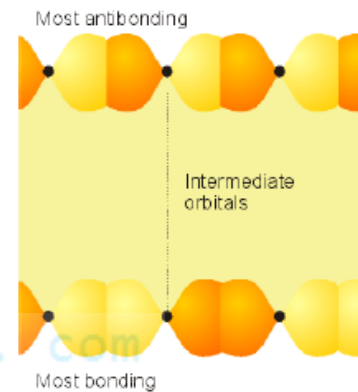
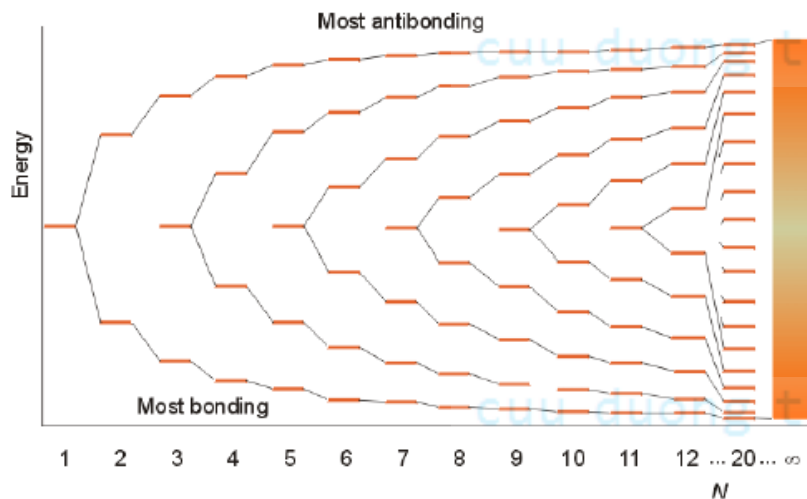
- ✳ Giải phương trình sóng Schrodinger cho hệ 1023 nguyên tử theo phương pháp OM → Xem tinh thể kim loại như một nguyên tử rất lớn có 1023 tâm
- ✳ Hai OA tổ hợp với nhau thành 2 OM có mức năng lượng khác nhau
- ✳ Nếu có n OA tham gia tổ hợp sẽ có n OM có mức năng lượng khác nhau. Nếu n rất lớn thì các mức năng lượng rất gần nhau (chênh lệch khoảng 10-22eV) tạo thành các “**miền năng lượng**” được xem như là dải năng lượng liên tục

cuu duong than cong . com

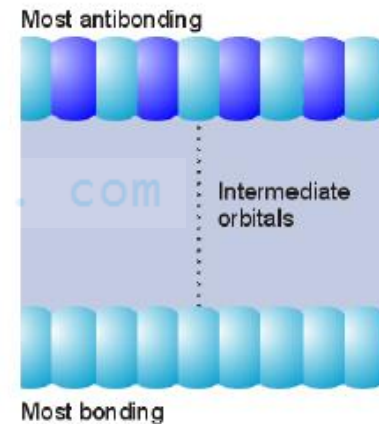
2.5.3. Lý thuyết miền năng lượng và cấu tạo kim loại.

- ✧ Tương ứng với các trạng thái năng lượng s, p, d, f... trong tinh thể kim loại sẽ hình thành các miền năng lượng s, p, d, f...

Orbital Energies for an N Atom Solid



p orbitals



s orbitals

2.5.3. Lý thuyết miền năng lượng và cấu tạo kim loại.

- ✧ Trong miền năng lượng, các orbital trải đều trong toàn bộ tinh thể kim loại và cũng có đầy đủ các tính chất giống các OM
- ✧ Các electron phân bố trên các orbital của miền năng lượng theo các quy luật giống như trên các orbital nguyên tử gồm: Nguyên lý vững bền; Nguyên lý Pauli; Quy tắc Hund
- ✧ Miền năng lượng chứa các electron hoá trị được gọi là miền hoá trị.
- ✧ Miền năng lượng không chứa các electron nằm trên miền hoá trị gọi là miền dẫn
- ✧ Nếu miền hoá trị và miền dẫn không che phủ nhau, khoảng cách giữa hai miền gọi là miền cấm

2.5.4. Áp dụng thuyết miền kim loại giải thích các chất bán dẫn, cách điện và dẫn điện.

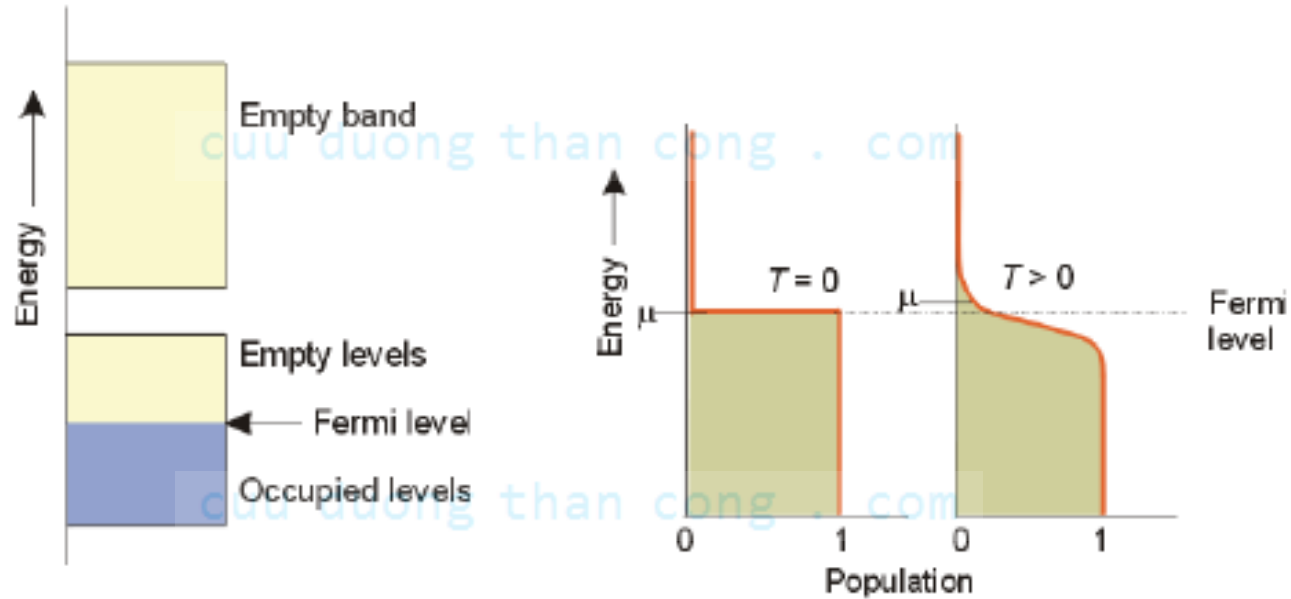
* a. Kim loại

- * Trong kim loại, miền hoá trị và miền dẫn che phủ nhau, không có miền cấm
- * Miền hoá trị của kim loại có thể được điền đầy hay không được điền đầy electron

cuu duong than cong . com

cuu duong than cong . com

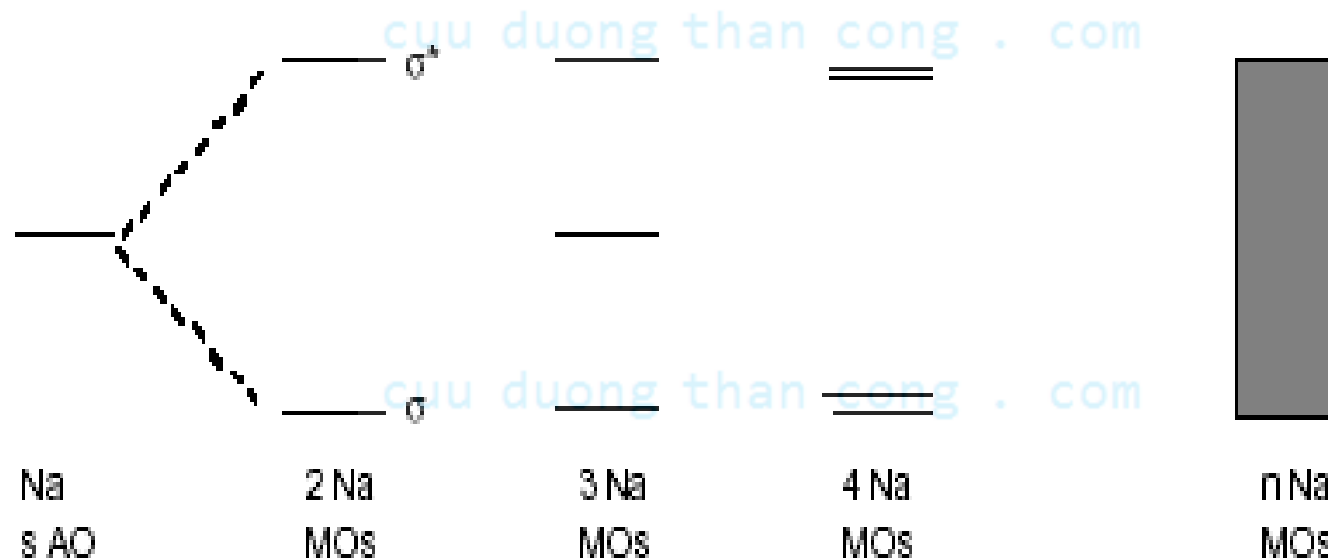
Electron Occupation and Fermi Level



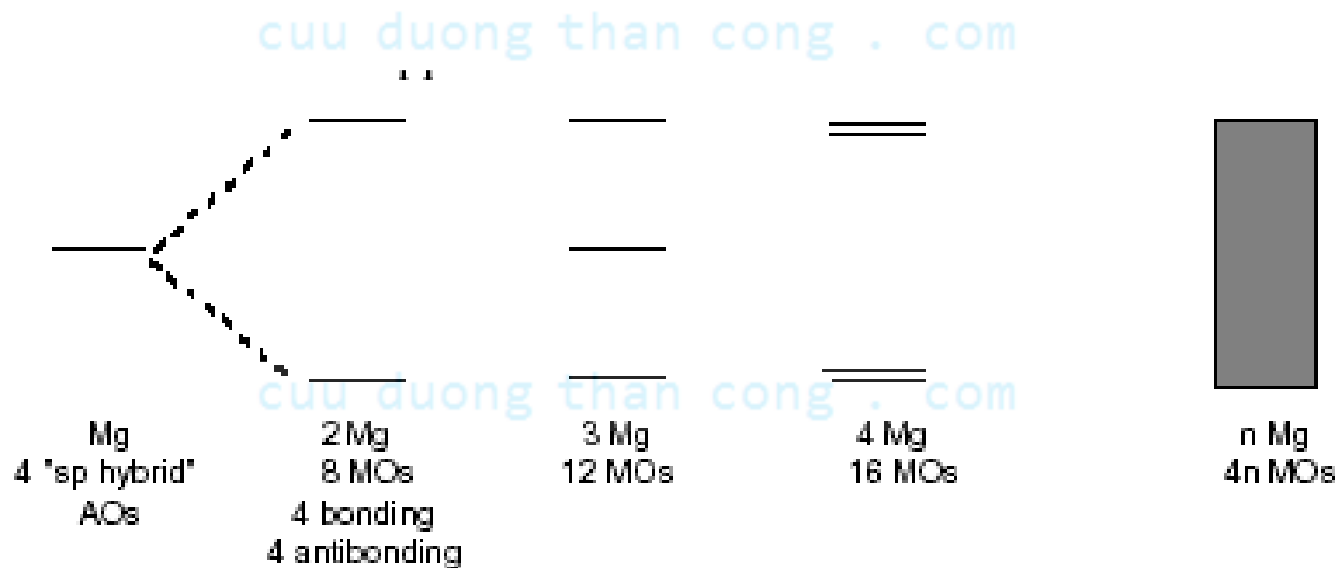
1 H	30 Zn Elements in Metals																2 He						
3 Li	4 Be																	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg																	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr						
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe						
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn						
87 Fr	88 Ra	89 Ac																					

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pl	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

- * Các kim loại nhóm IA có cấu hình electron ns^1
- * → Miền hoá trị là miền s chỉ điền đầy một nửa
- * Miền dẫn bao gồm nửa miền hoá trị s còn trống và miền p
- * → Miền dẫn và miền hoá trị che phủ nhau, dưới tác dụng của điện trường, các electron từ miền hoá trị rất dễ chuyển lên những orbital trạng thái năng lượng cao hơn một chút, tạo thành dòng electron có hướng, kim loại có tính dẫn điện.



Các kim loại nhóm IIA có cấu hình electron $ns^2 \rightarrow$ Miền hoá trị là miền s được điền đầy electron, miền dẫn là miền p. Đối với các nguyên tố đầu chu kỳ, chênh lệch năng lượng giữa ns và np nhỏ $\rightarrow$ miền dẫn và miền hoá trị che phủ nhau, dưới tác dụng của điện trường, các electron từ miền hoá trị dễ chuyển lên những orbital trạng thái năng lượng cao hơn một chút, tạo thành dòng electron có hướng, kim loại có tính dẫn điện.



2.5. Liên kết kim loại

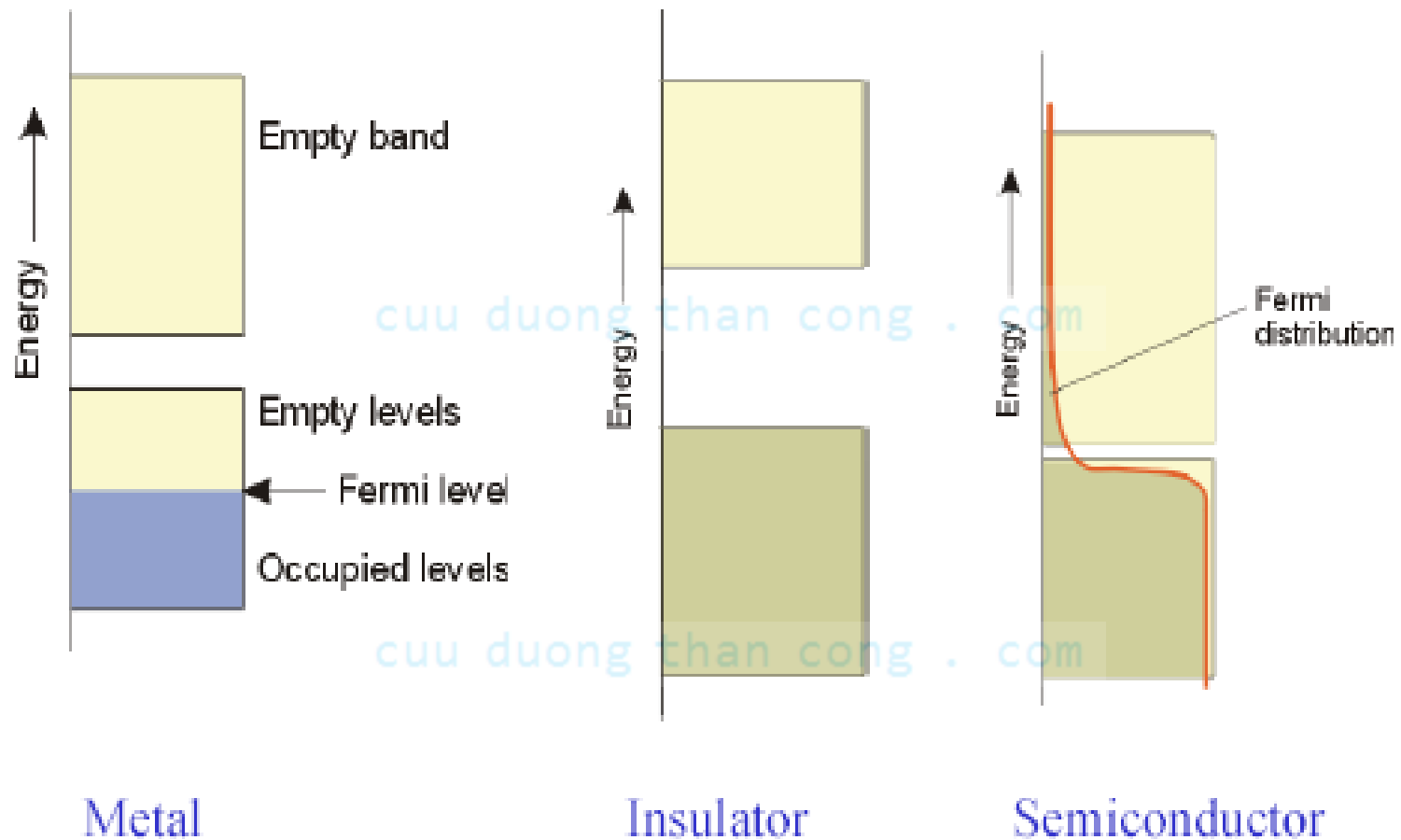
2.5.4. Áp dụng thuyết miền kim loại giải thích các chất bán dẫn, cách điện và dẫn điện.

b. Chất cách điện

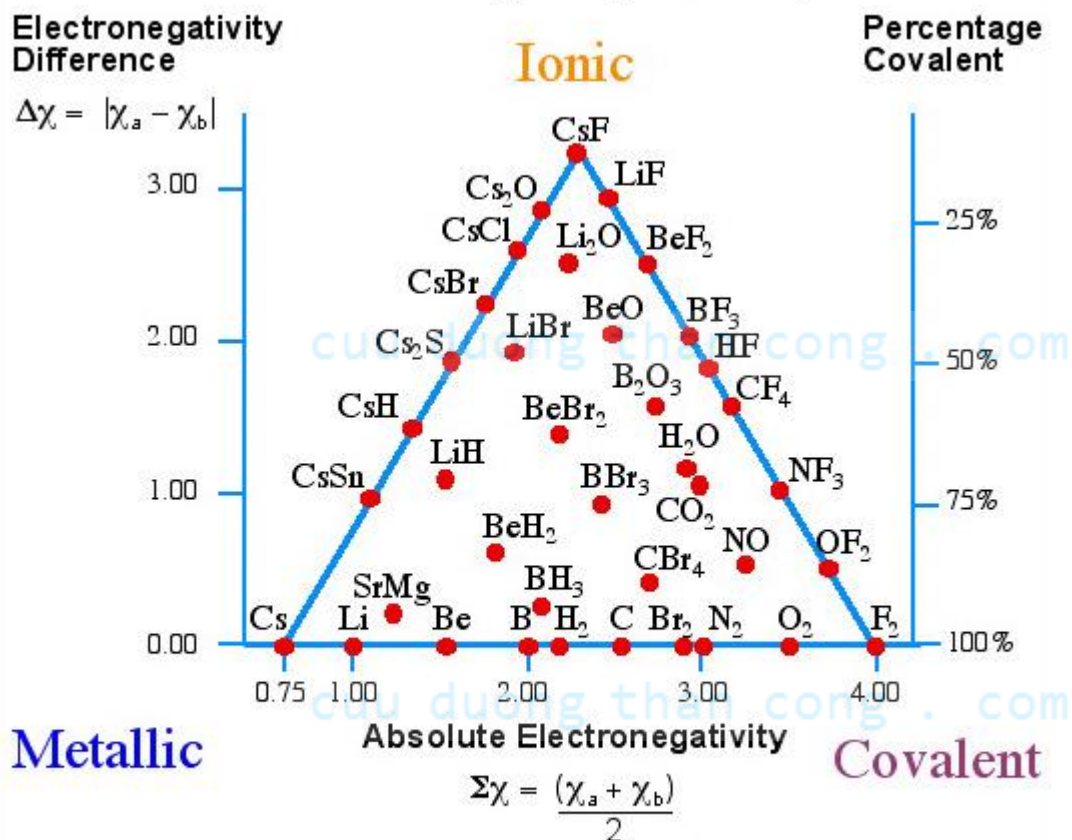
- ❖ Miền hoá trị điền đầy electron
- ❖ Miền dẫn cách miền hoá trị bằng miền cấm có DE lớn → điện trường thường không đủ năng lượng kích thích electron chuyển từ miền hoá trị sang miền dẫn → không thể dẫn điện được → chất cách điện

cuu duong than cong . com

Band Structure of Various Types of Solid



The Norman Triangular Diagram of Bonding

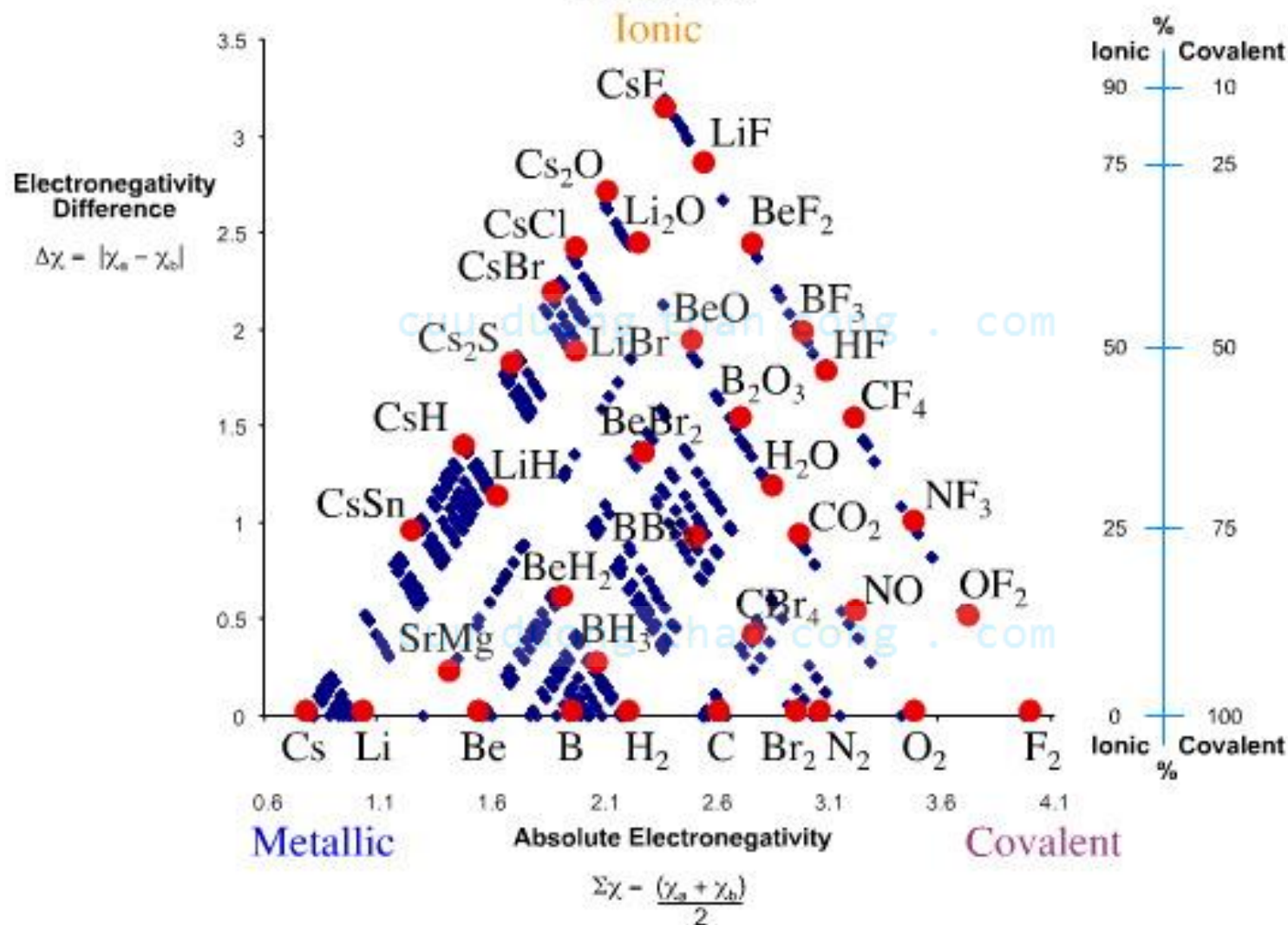


N.C. Norman, Periodicity and the s- and p-Block Elements, Oxford Chemistry Primers, 51, p57 (1997)

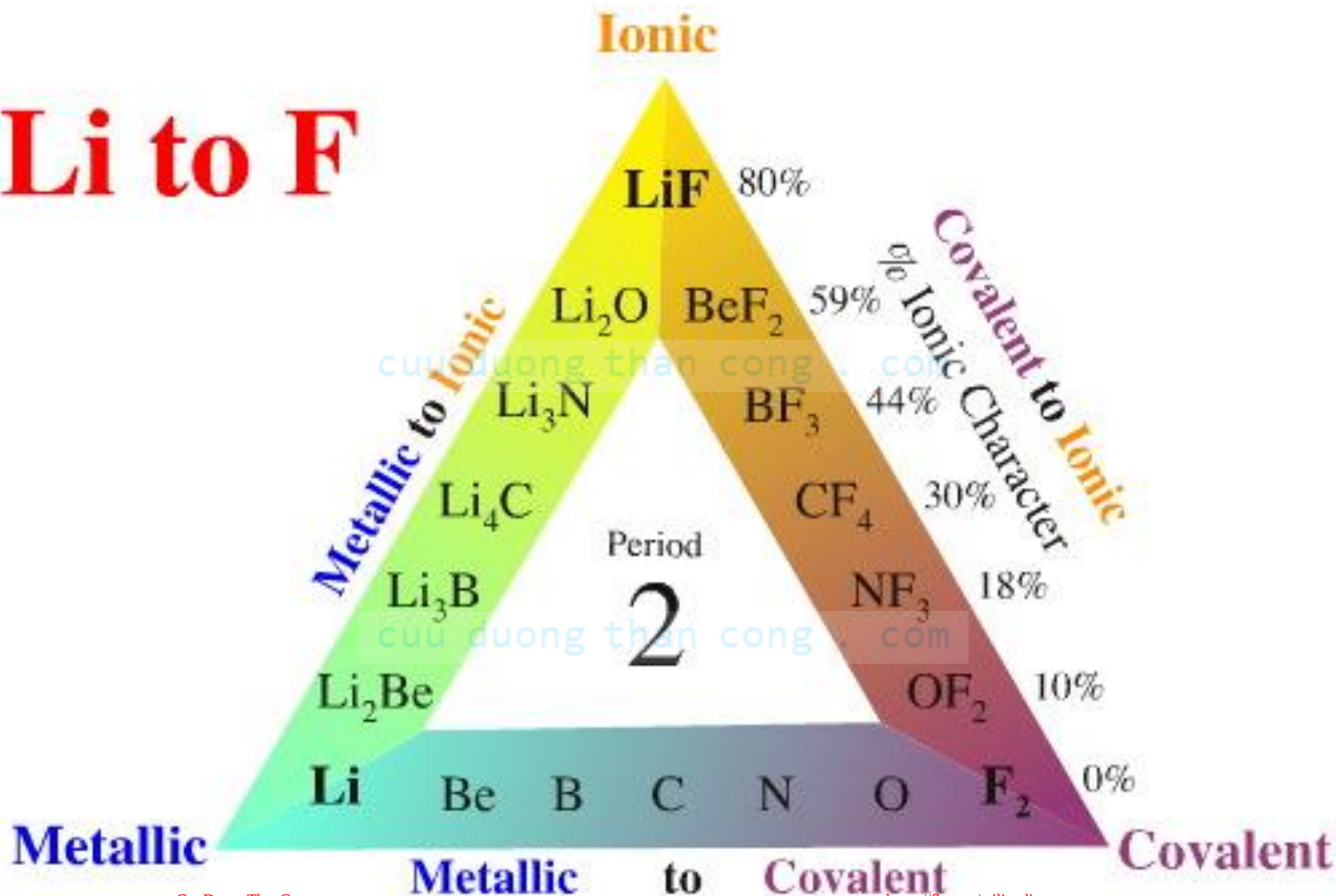
Allen *J.Am.Chem.Soc.* (1992), **114**, 1510 Jensen *J.Chem.Educ.* (1995), **72**, 395

Main Group Elements & Revised Pauling Electronegativity

Captured from Excel



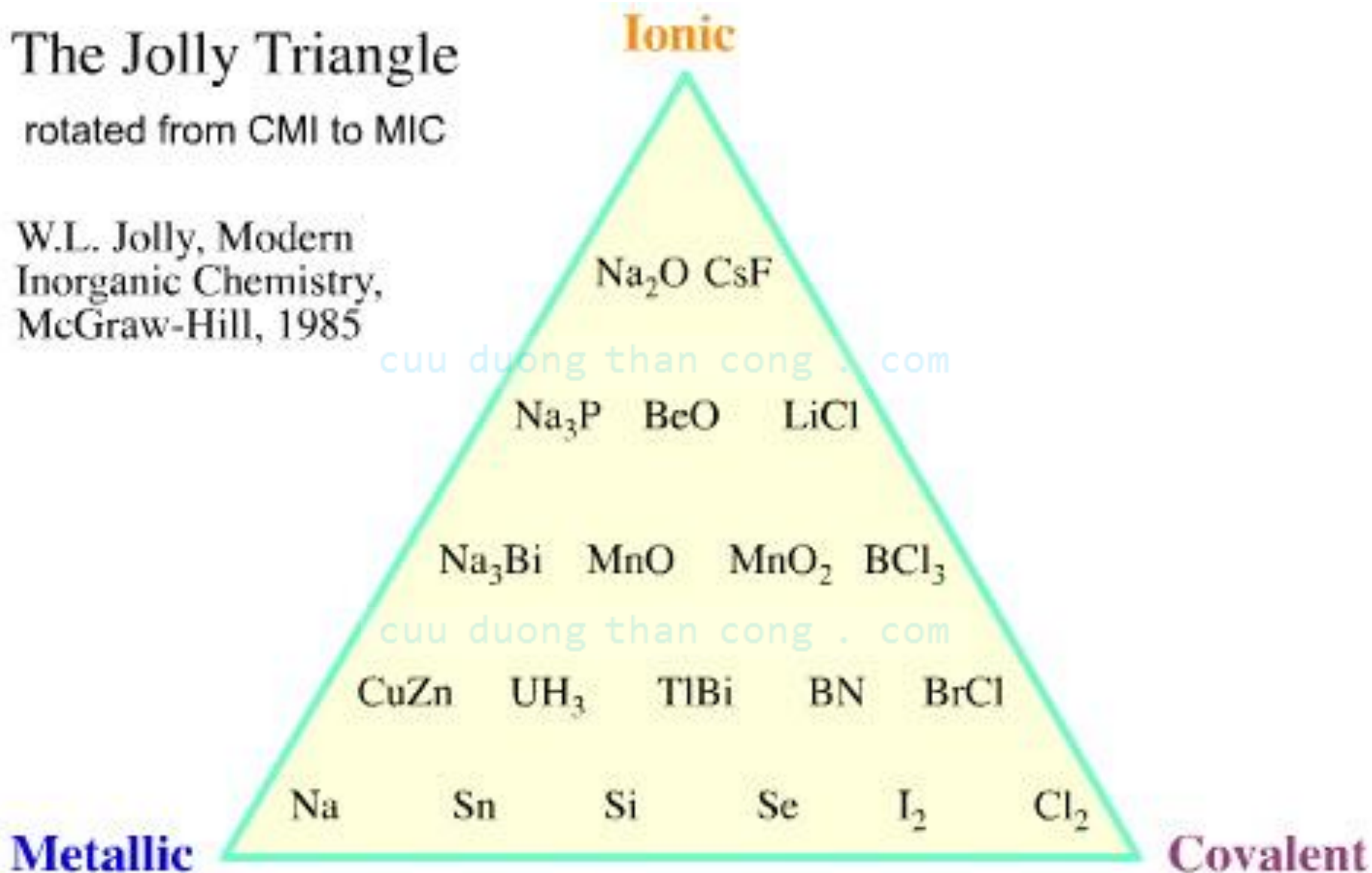
Li to F



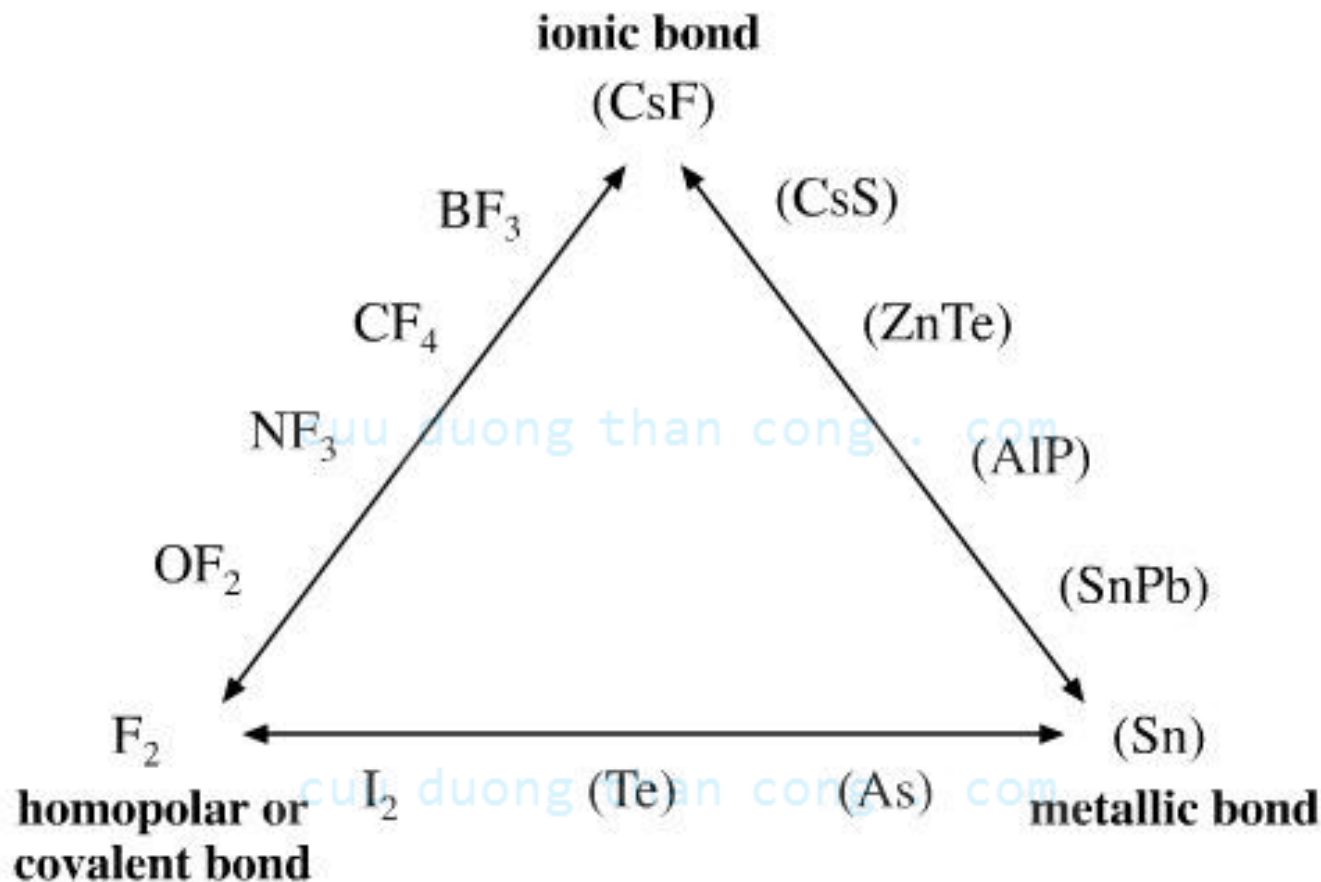
The Jolly Triangle

rotated from CMI to MIC

W.L. Jolly, Modern
Inorganic Chemistry,
McGraw-Hill, 1985



The van Arkel Triangular Diagram of Bonding



van Arkel, A.E., *Molecules and Crystals*, Butterworths, London, 1949, p205

first published in Dutch in 1941

(after Jensen *J.Chem.Educ.* (1995), **72**, 395)