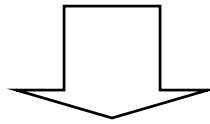


IKATAN KIMIA

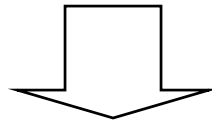
Isana SYL

Email: isana_supiah@uny.ac.id

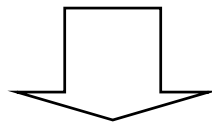
IKATAN KIMIA



Kebahagiaaan atom



Konfigurasi elektronik stabil

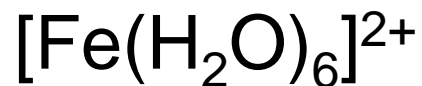


Konfigurasi elektronik gas mulia / gas lamban
(Energi ionisasi relatif besar dan afinitas
elektron relatif kecil)

Ada 2 cara untuk mencapai kondisi stabil:

1. Serah terima elektron \Rightarrow ikatan ionik
2. *Sharing* (pemilikan bersama) pasangan elektron
 \Rightarrow ikatan kovalen

IKATAN IONIK (ELEKTROSTATIK)



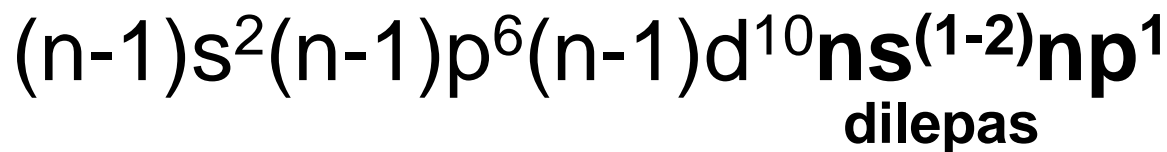
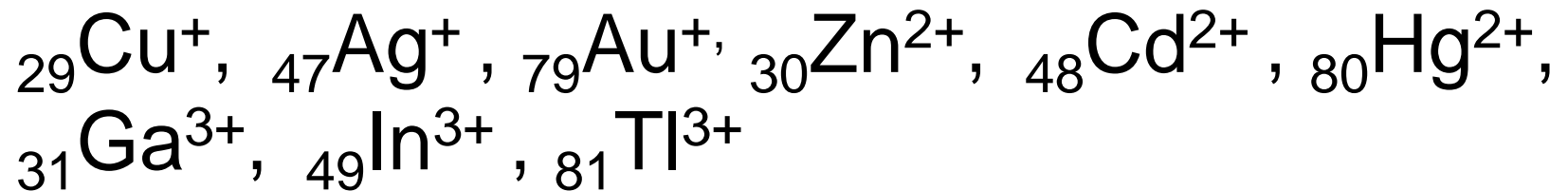
Ion pusat: Fe^{2+}

Molekul pengeliling (ligan/gugus koordinasi): H_2O

Sebagian besar diikat oleh gaya-gaya elektrostatik antara kation dengan dipol listrik tetap (negatif) yang dihasilkan oleh molekul pengeliling

Konfigurasi elektronik ion:

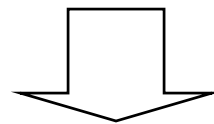
1. Spesies tanpa elektron valensi: H^+
2. Spesies dengan 2 ev (doublet): H^- , Li^+ , Be^{2+} mengadopsi konfigurasi elektronik He
3. Spesies dengan 8 ev: Na^+ , Mg^{2+} , F^- , O^{2-}
4. Spesies dengan 18 ev (kation): golongan 11, 12 dan 13 mulai perioda 4



5. Spesies dengan 18 + 2 ev atau spesies dengan pasangan elektron inert (unsur-unsur berat):

${}_{81}\text{Tl}$ dapat membentuk Tl^{3+} (18 ev) yang cukup stabil,

$\text{Tl}^+:[{}_{36}\text{Kr}]4d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^2$ yang lebih stabil daripada Tl^{3+}



Semua orbital terisi penuh

Golongan 13	Golongan 14	Golongan 15	Konfigura si ev
Ga	Ge	As	4s ²
In	Sn	Sb	5s ²
Tl	Pb	Bi	6s ²
M ⁺	M ²⁺	M ³⁺	

Makin ke bawah dalam satu golongan, peran pasangan elektron inert terhadap kestabilan makin kuat:

a. $Tl^+ > In^+ > Ga^+$

b. $Sn^{4+} > Sn^{2+}$ tetapi $Pb^{2+} > Pb^{4+}$

c. Sb^{3+} , Sb^{5+} dan Bi^{3+} cukup stabil tetapi Bi^{5+} kurang stabil

6. Spesies dengan berbagai macam ev (unsur transisi/golongan d dan f yang orbital d dan f belum penuh)

Konfigurasi elektron terluar: 8 – 18

($ns^2np^6nd^{(0-10)}$ dengan $n=3,4,5$)

Dapat membentuk kation dengan berbagai tingkat oksidasi

Golongan lantanoida: ... $4f^{(1-14)}5s^25p^6$ **$5d^{(0-1)}6s^2$**

aktinoida : ... $5f^{(1-14)}6s^26p^6$ **$6d^{(0-1)}7s^2$**

membentuk M^{3+} yang cukup stabil, dengan $ev=8$ tetapi dengan berbagai jumlah elektron dalam, $(n-2)f^{(1-14)}$

Kestabilan ion-ion transisi dan transisi dalam berkaitan dengan pembentukan senyawa kompleks

Kecenderungan pembentukan ion:

Urutan kestabilan ion: tipe konfigurasi elektronik gas mulia (paling stabil) > 18e > transisi dan transisi dalam (paling tidak stabil)

Makin stabil struktur ion, makin berkurang kecenderungan membentuk ion kompleks

Tiga faktor yang mempengaruhi tingkat kemudahan pembentukan suatu ion:

- a. Stabilitas konfigurasi elektronik ion: makin stabil makin mudah
- b. Muatan ion: makin kecil makin mudah
- c. Ukuran ion: makin besar ukuran kation dan makin kecil ukuran anion, makin mudah

Contoh:

Golongan 14: C, Si, Ge, Sn, Pb

C dan Si sukar membentuk ion M^{4+} , sedangkan Sn dan Pb mudah

Pembentukan anion: atom-atom kecil lebih mudah mengikat elektron

F^- lebih mudah terbentuk daripada Cl^- , Br^- dan I^-

Sifat-sifat fisik spesies/senyawa ionik:

- a. Memiliki titik didih dan titik leleh relatif tinggi, disebabkan oleh besarnya energi yang diperlukan untuk memutuskan gaya-gaya Coulomb antar ion
- b. Penghantar listrik yang baik dalam keadaan leburan dan larutan, disebabkan oleh gerakan ion-ion dalam leburan/larutan

Contoh:

NaCl (senyawa ionik)

CCl₄ (senyawa kovalen)

Teori polaritas (Fajan): bila 2 ion saling berdekatan maka bentuk awan elektron dari anion akan dipengaruhi oleh tarikan kation dan kedua inti saling tolak-menolak (anion dan kation) sehingga terjadi deformasi/polarisasi pada anion

Umumnya ukuran kation jauh lebih kecil daripada anion sehingga memiliki sifat polarisasi rendah

Pengaruh polarisasi:


Distribusi elektron, khususnya e^- tidak lagi sepenuhnya dipengaruhi oleh salah satu ion/atom saja melainkan oleh kedua ion/atom

Bila pengaruhnya besar maka sifat ionik rendah, sifat kovalen tinggi

Faktor yang mempengaruhi terjadinya polarisasi:

- a. Besarnya muatan
- b. Ukuran ion

Muatan makin besar menyebabkan sifat polarisasi ion lawan makin besar sehingga sifat ionik makin rendah, sifat kovalen makin tinggi



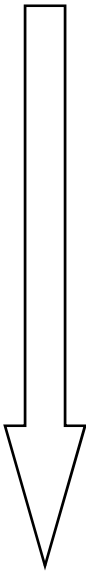
Sifat ionik

	Titik leleh, °C	Konduktivitas ekivalen leburan
NaCl	800	133
MgCl ₂	715	29
AlCl ₃	menyublim pada 180	1,5x10 ⁻⁵

AlCl₃ lebih bersifat kovalen

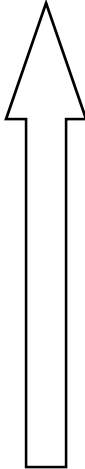
Kation makin kecil, makin terkonsentrasi muatan positifnya sehingga makin efektif pengaruh polarisasinya terhadap anion, dan sifat ionik makin rendah

	Titik leleh, °C	Konduktivitas ekiv leburan
BeCl ₂	404	0,086
MgCl ₂	715	29
CaCl ₂	774	52
SrCl ₂	870	56
BaCl ₂	955	65



Anion makin besar, makin mudah awan elektron terpolarisasi oleh kation sehingga sifat ionik makin rendah, sifat kovalen makin tinggi

	Ukuran anion, Å ^o	Titik leleh, °C
NaF	1,36	990
NaCl	1,81	801
NaBr	1,95	755
NaI	2,16	651



IKATAN KOVALEN

Terjadi antar unsur-unsur non logam

Gilbert N Lewis (1916):

- a. ev suatu atom dapat divisualisasikan seolah-olah menempati titik-titik sudut suatu kubus di seputar inti atom
- b. Suatu atom yang kekurangan elektron yang diperlukan untuk menempati ke-8 titik sudut kubus dapat mengadakan “persekutuan” melalui rusuk kubus dengan atom lain untuk melengkapi pemilikan oktet

Ditolak oleh banyak ahli kimia:

- Model diagram kubus tidak mendapat dukungan
- Konsep pembentukan pasangan elektron sekutu dapat diterima

Pendekatan klasik tentang ikatan menjadi berkembang dengan munculnya teori mekanika kuantum

Linus Pauling (1937) mengenalkan model ikatan yang melibatkan tumpang-tindih orbital atomik

Lewis: pasangan elektron sekutu yang harus bertanggung jawab dalam pembentukan ikatan

Dikenal ikatan kovalen tunggal, rangkap, dan ganda tiga

Contoh: H_2 , O_2 , N_2 , HCl , CO_2

Model dot-elektron Lewis:



IKATAN KOVALEN KOORDINAT / DATIF

Pasangan elektron sekutu berasal dari salah satu pihak dan merupakan milik bersama

Ada pihak penyumbang (donor) dan penerima (akseptor) pasangan elektron

Termasuk ikatan kovalen

Contoh: NH_4^+

Panjang ikatan N – H sama: Penggambaran khusus ikatan kovalen koordinat tidak bermanfaat kecuali hanya menunjukkan proses pembentukan pasangan elektron sekutu

Muatan ion menjadi milik seluruh gugus amonium

SIFAT POLARITAS DAN MOMEN DIPOL

Molekul diatomik homoatom seperti H_2 , N_2 , O_2 :
molekul non polar karena jarak antara
pasangan elektron sekutu dengan kedua atom
sama

Molekul diatomik heteroatom: HCl (polar/terpo-
Larisasi) atau membentuk dipol/dwikutub,
pasangan elektron sekutu lebih tertarik pada
atom Cl karena lebih elektronegatif

Kepolaran bergantung pada keelektronegatifitas atom penyusun dan bentuk molekul

Contoh:

CO polar

CO₂ non polar, karena ikatan dipol kedua ujung menghasilkan resultante nol

Spesies polar memiliki momen dipol

permanen, sedangkan non polar tidak

Tingkat kepolaran dapat dinyatakan dengan besarnya harga momen dipol (μ)

$$\mu = qd$$

q: muatan (C)

d: jarak/panjang ikatan (m)

μ : momen dipol (Debye=D atau Cm)

$$1\text{D} = 3,336 \times 10^{-30} \text{Cm}$$

	μ , D	elektronegatifitas halogen
HF	1,9	4,0
HCl	1,04	3,0
HBr	0,9	2,8
HI	0,38	2,5

Hubungan antara bentuk geometri dengan sifat polaritas (momen dipol): molekul makin polar (tidak simetris) maka harga μ relatif makin besar

Contoh:

H₂O sangat polar, $\mu = 1,85\text{D}$

NH₃ polar, $\mu = 1,47\text{D}$

CO₂]
CCl₄] molekul non polar, $\mu = 0$
CH₄]

CHCl₃ polar, $\mu = 1,01\text{D}$