



KINETIKA KIMIA1

LAJU DAN MEKANISME DALAM
REAKSI KIMIA

Pendahuluan

- Perubahan kimia secara sederhana ditulis dalam persamaan reaksi dengan koefisien seimbang
- Namun persamaan reaksi tidak dapat menjawab 3 isu penting
 1. Seberapa cepat reaksi berlangsung
 2. Bagaimana konsentrasi reaktan dan produk saat reaksi selesai
 3. Apakah reaksi berjalan dengan sendirinya dan melepaskan energi, ataukah ia memerlukan energi untuk bereaksi?

Pendahuluan lanjutan

- Kinetika kimia adalah studi tentang laju reaksi, perubahan konsentrasi reaktan (atau produk) sebagai fungsi dari waktu
- Reaksi dapat berlangsung dengan laju yang bervariasi, ada yang serta merta, perlu cukup waktu (pembakaran) atau waktu yang sangat lama seperti penuaan, pembentukan batubara dan beberapa reaksi peluruhan radioaktif

Faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi

- Pada kondisi tertentu masing-masing reaksi memiliki karakteristik laju masing-masing yang ditentukan oleh sifat kimia reaktan

- Pada suhu kamar:



Faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi

- Konsentrasi: molekul-molekul harus bertumbukan agar terjadi reaksi dalam konteks ini laju reaksi proporsional dengan konsentrasi reaktan
- Keadaan fisik: molekul-molekul harus bercampur agar dapat bertumbukan
- Temperatur: molekul harus bertumbukan dengan energi yang cukup untuk bereaksi

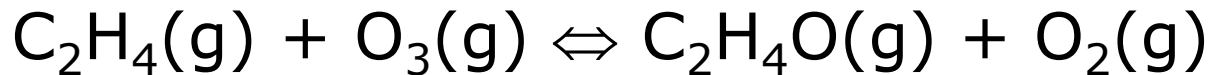
Mengekspresikan Laju Reaksi

$$\text{Laju Gerak} = \frac{\text{Perubahan posisi}}{\text{Perubahan waktu}} = \frac{x_2 - x_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta x}{\Delta t}$$

$$\begin{aligned} \text{Laju reaksi} &= \frac{\text{Perubahan konsentrasi A}}{\text{Perubahan waktu}} \\ &= -\frac{\text{Konst A}_2 - \text{Konst A}_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta(\text{Konst A})}{\Delta t} \end{aligned}$$

$$\text{Laju} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

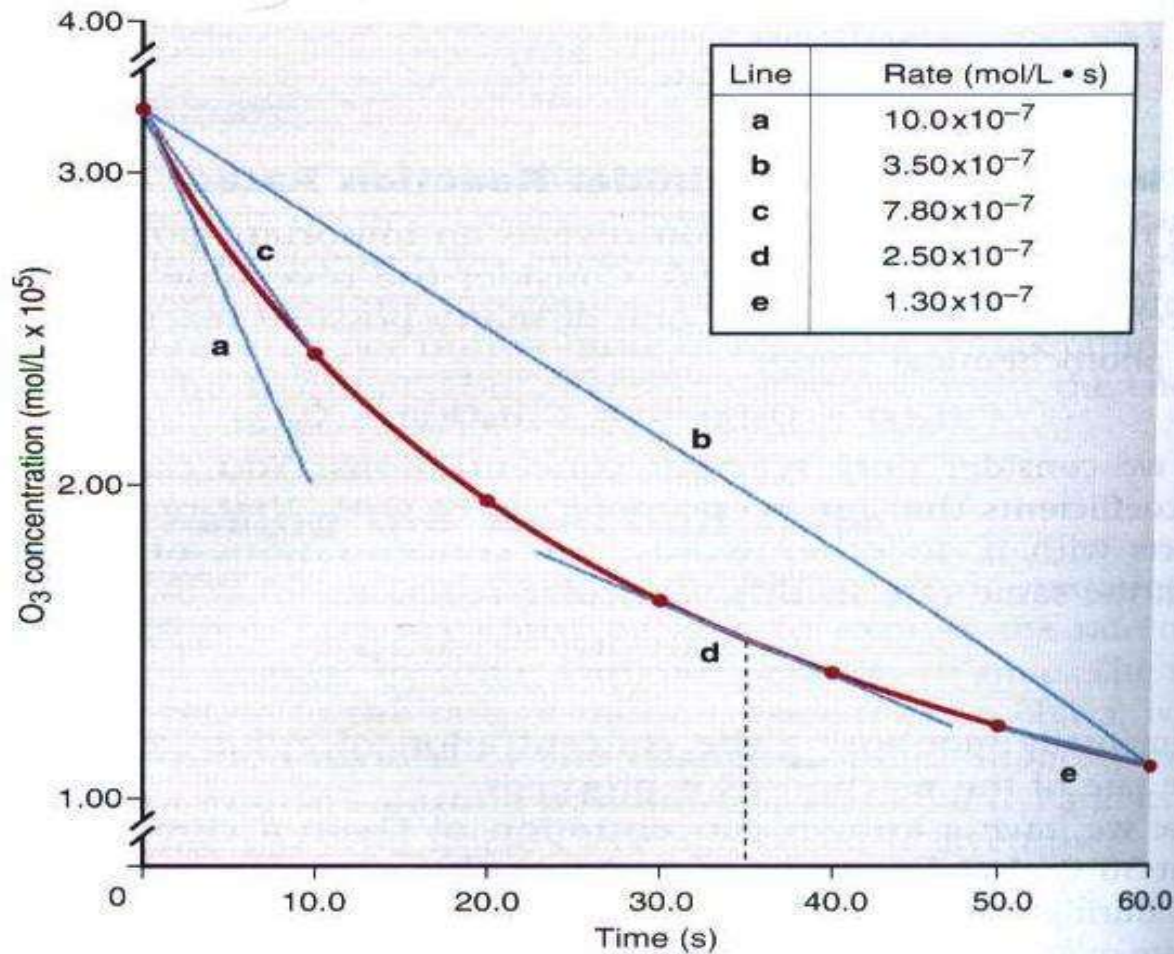
Laju Reaksi Rerata, Instan dan Awal



Konsentrasi O_3 pada beberapa waktu dalam Reaksinya dengan C_2H_4 pada 303 K

Waktu (s)	Konsentrasi O_3 (mol/L)
0,0	$3,20 \times 10^{-5}$
10,0	$2,42 \times 10^{-5}$
20,0	$1,95 \times 10^{-5}$
30,0	$1,63 \times 10^{-5}$
40,0	$1,40 \times 10^{-5}$
50,0	$1,23 \times 10^{-5}$
60,0	$1,10 \times 10^{-5}$

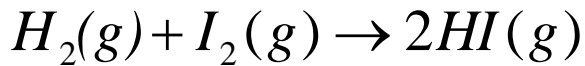
Plot Konsentrasi vs Waktu



Ekspresi Laju dalam Konsentrasi Reaktan dan Produk

$$\text{Laju} = -\frac{\Delta[C_2H_4]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[O_3]}{\Delta t} = +\frac{\Delta[C_2H_4O]}{\Delta t} = +\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$$

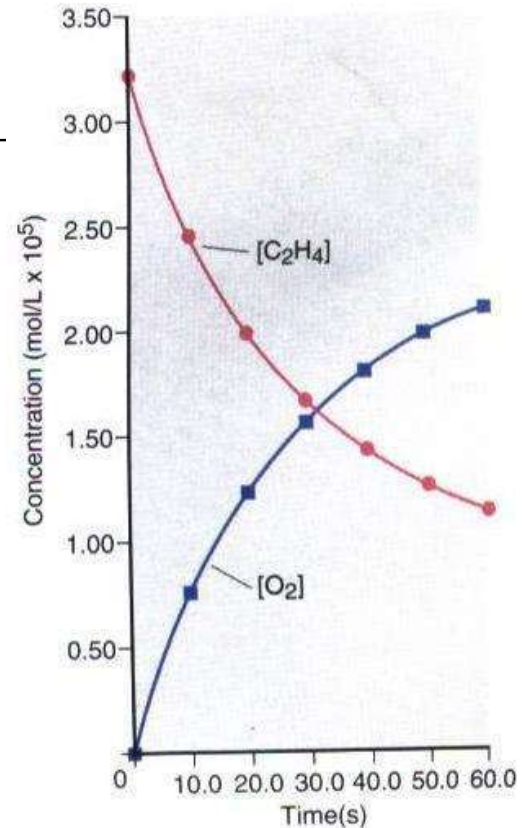
Untuk reaksi hidrogen dan iodine membentuk HI



$$\text{Laju} = -\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[I_2]}{\Delta t} = +\frac{1}{2} \frac{\Delta[HI]}{\Delta t}$$

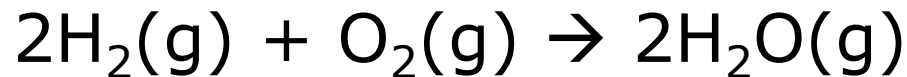
$$\text{Laju} = \frac{\Delta[HI]}{\Delta t} = -2 \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = -2 \frac{\Delta[I_2]}{\Delta t}$$

atau



Soal Latihan

Karena menghasilkan produk gas non polusi, hidrogen sebagai bahan bakar roket dan sumber energi masa depan:



1. Tuliskan laju reaksi ini dalam suku perubahan $[\text{H}_2]$, $[\text{O}_2]$ dan $[\text{H}_2\text{O}]$ terhadap waktu
2. Saat O_2 turun pada $0,23 \text{ mol/L.s}$ berapa kenaikan terbentuknya H_2O ?

Persamaan Laju dan komponennya

- Untuk reaksi umum:



- Persamaan lajunya berbentuk

$$\text{Laju} = k[A]^m[B]^n$$

- Konstanta proporsionalitas k disebut juga konstanta laju dan karakteristik untuk reaksi pada suhu tertentu serta tidak berubah saat reaksi terjadi
- m dan n disebut orde reaksi didefinisikan sejauhmana laju reaksi dipengaruhi oleh konsentrasi masing-masing reaktan
- Komponen persamaan laju: laju, orde reaksi dan konstanta laju harus ditentukan berdasarkan eksperimen bukan berdasarkan persamaan stoikiometris yang seimbang



Menentukan Laju Awal

- Metoda Spektrometri
- Metoda Konduktometri
- Metoda Manometri
- Metoda Penentuan kimia secara langsung

Terminologi Orde Reaksi



- Persamaan laju hasil eksperimen

$$\text{Laju} = k[\text{NO}][\text{O}_3]$$

- Reaksi dikatakan orde satu terhadap NO dan orde satu terhadap O₃ dan secara overall reaksi berorde dua

Menentukan Orde Reaksi

- Misalkan suatu reaksi:
$$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{NO}(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$$
- Persamaan laju dituliskan sebagai
$$\text{Laju} = k[\text{O}_2]^m[\text{NO}]^n$$
- Untuk menentukan orde reaksi kita harus melakukan serangkaian eksperimen masing-masing dimulai dengan satu set konsentrasi reaktan yang berbeda-beda dan dari masing-masing akan diperoleh laju awal

Laju Awal serangkaian eksperimen pada reaksi O₂ dan NO

Eksperimen	Konsentrasi reaktan awal (mol/L)		Laju awal (mol/L.s)
	O ₂	NO	
1	$1,10 \times 10^{-2}$	$1,30 \times 10^{-2}$	$3,21 \times 10^{-3}$
2	$2,20 \times 10^{-2}$	$1,30 \times 10^{-2}$	$6,40 \times 10^{-3}$
3	$1,10 \times 10^{-2}$	$2,60 \times 10^{-2}$	$12,8 \times 10^{-3}$
4	$3,30 \times 10^{-2}$	$1,30 \times 10^{-2}$	$9,60 \times 10^{-3}$
5	$1,10 \times 10^{-2}$	$3,90 \times 10^{-2}$	$28,8 \times 10^{-3}$

Soal Latihan

- Salah satu reaksi gas yang terjadi dalam kendaraan adalah:



$$\text{Laju} = k[\text{NO}_2]^m[\text{CO}]^n$$

- Jika diketahui data sebagai berikut, tentukan orde reaksi keseluruhan

Eksperimen	Laju awal (mol/L.s)	[NO ₂] awal (mol/L)	[CO] awal (mol/L)
1	0,0050	0,10	0,10
2	0,080	0,40	0,10
3	0,0050	0,10	0,20

Persamaan laju Integral Perubahan Konsentrasi terhadap waktu

Misal reaksi $A \rightarrow B$

$$\text{Laju} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \text{ atau } \text{Laju} = k[A]$$

$$-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k[A] \text{ maka } \ln \frac{[A]_0}{[A]_t} = kt$$

Reaksi orde satu {laju = $k[A]$ } : $\ln [A]_0 - \ln [A]_t = kt$

Untuk reaksi orde dua $\text{laju} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k[A]^2$

$$\frac{1}{[A]_t} - \frac{1}{[A]_0} = kt$$

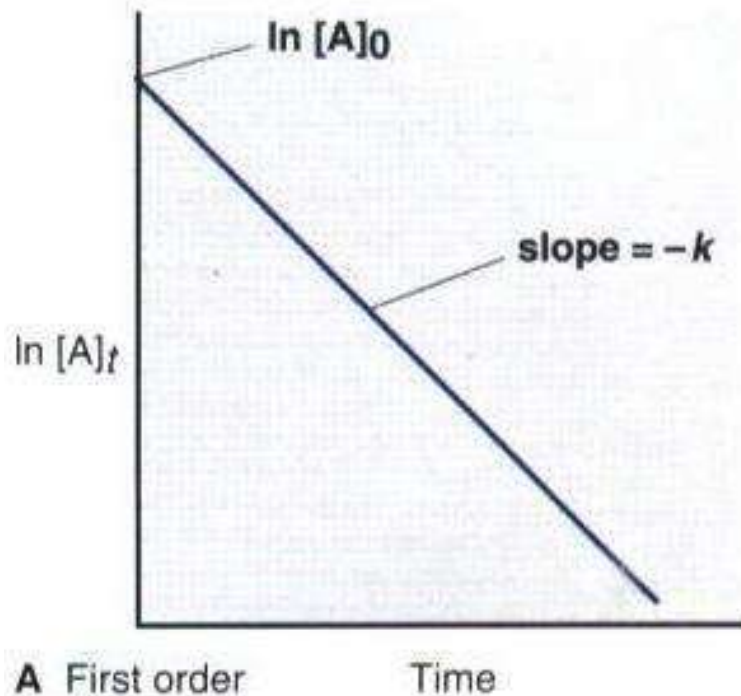
Reaksi orde dua laju = $k[A]^2$

Soal Latihan

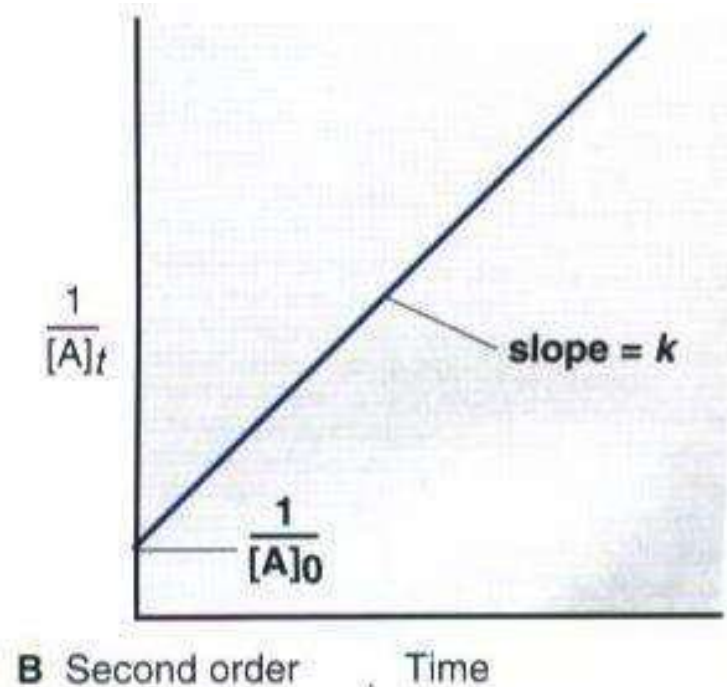
Siklobutana (C_4H_8) terdekomposisi pada $1000^\circ C$ menjadi dua molekul etilen (C_2H_4) dengan konstanta laju reaksi orde satu 87 s^{-1}

1. Jika konsentrasi awal siklobutana $2,00\text{ M}$ berapa konsentrasinya setelah $0,010\text{ s}$?
2. Berapa fraksi siklobutana terdekomposisi pada waktu tersebut

Menentukan Orde Reaksi dari Persamaan Laju Integral

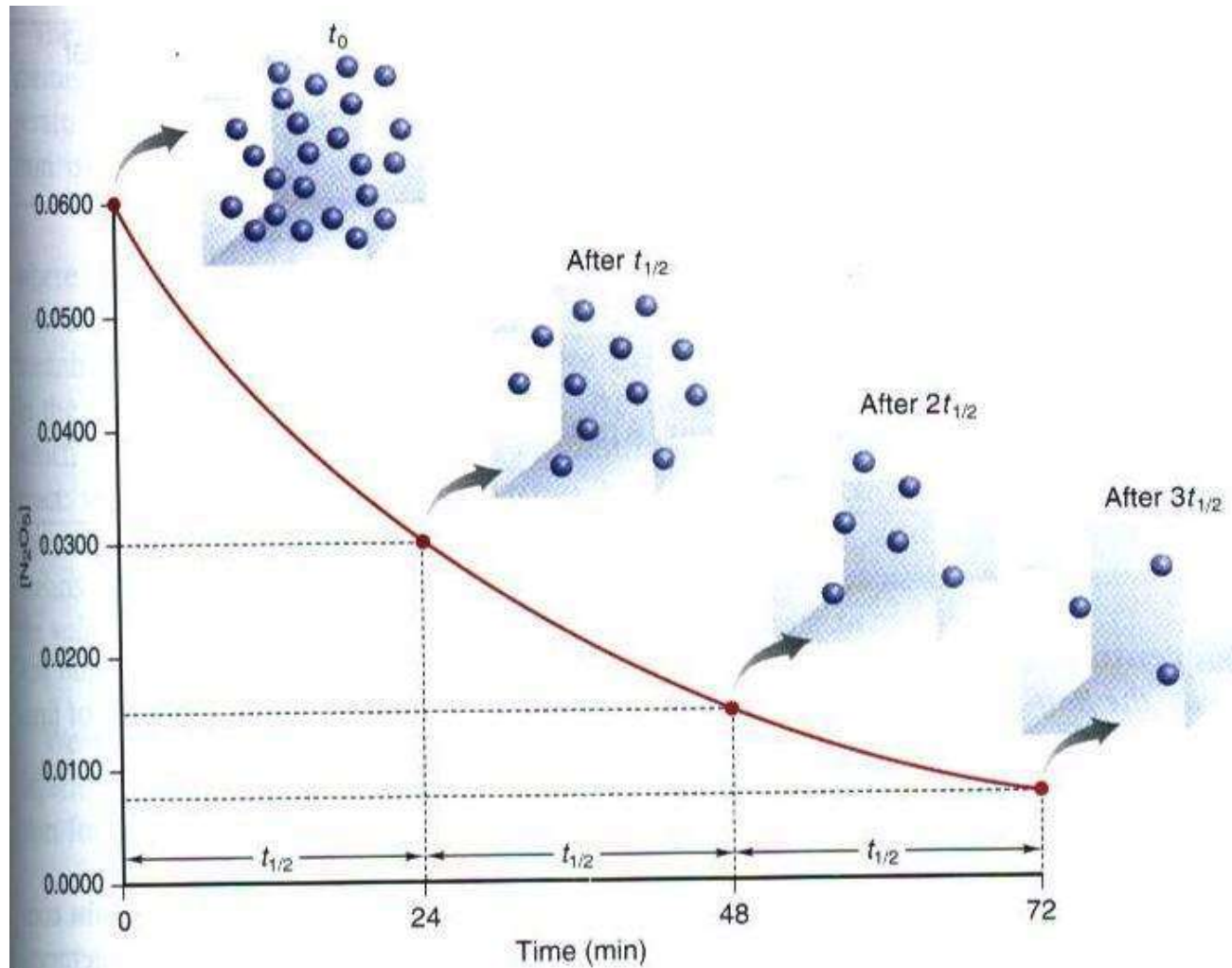


$$\ln [A]_t = -kt + \ln [A]_0$$



$$\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$$

Waktu Paruh Reaksi



Pengaruh Temperatur Terhadap Laju Reaksi

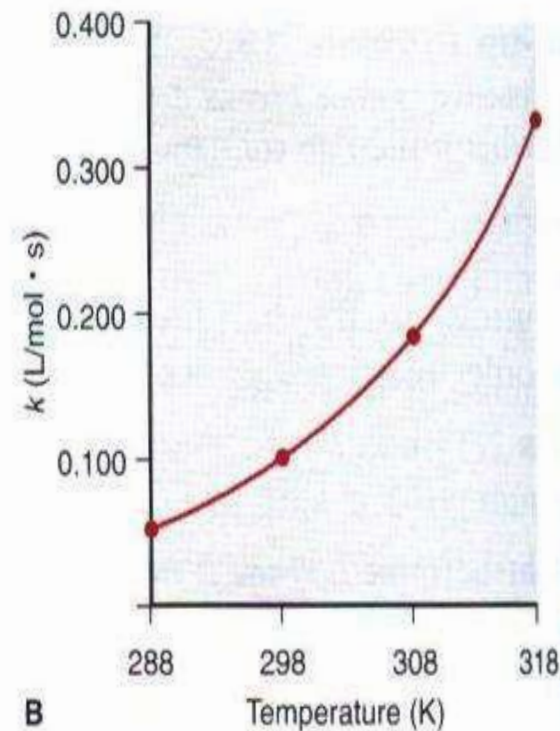
Expt	[Ester]	[H ₂ O]	T (K)	Rate (mol/L · s)	<i>k</i> (L/mol · s)
1	0.100	0.200	288	1.04×10^{-3}	0.0521
2	0.100	0.200	298	2.02×10^{-3}	0.101
3	0.100	0.200	308	3.68×10^{-3}	0.184
4	0.100	0.200	318	6.64×10^{-3}	0.332

A

Figure 16.10 Dependence of the rate constant on temperature.

A, In the hydrolysis of an ester, when reactant concentrations are held constant and temperature increases, the rate and rate constant increase. Note the approximate doubling of *k* with each 10 K (10°C) temperature rise.

B, A plot of the rate constant vs. temperature for this reaction shows a smoothly increasing curve.



Persamaan Arrhenius

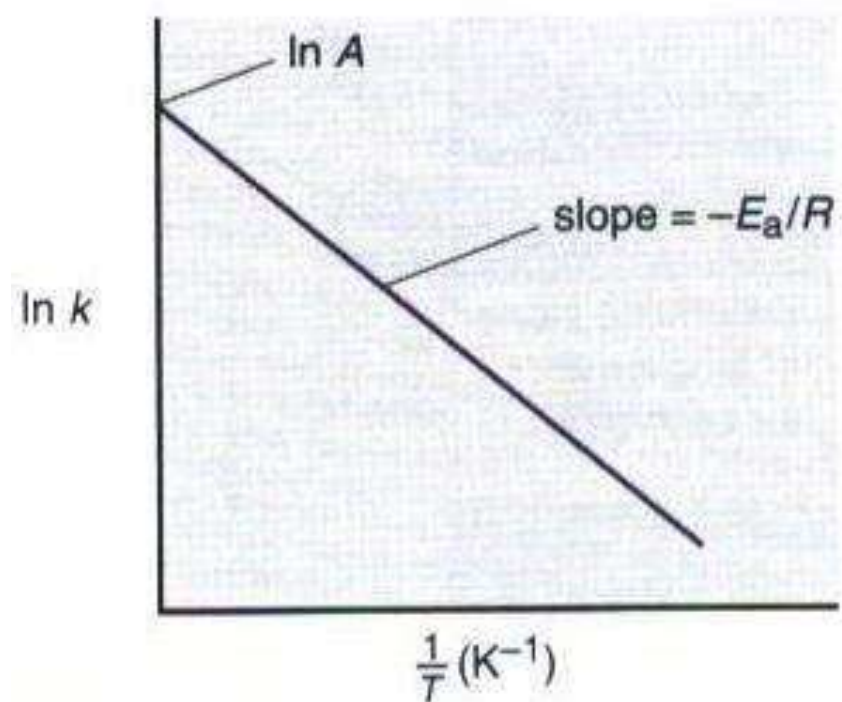
$$k = Ae^{-Ea/RT}$$

$$\ln k = \ln A - \frac{Ea}{R} \left(\frac{1}{T} \right)$$

$$\ln k_2 = \ln A - \frac{Ea}{R} \left(\frac{1}{T_2} \right)$$

$$\ln k_1 = \ln A - \frac{Ea}{R} \left(\frac{1}{T_1} \right)$$

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{Ea}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$



Pengaruh Konsentrasi dan Temperatur

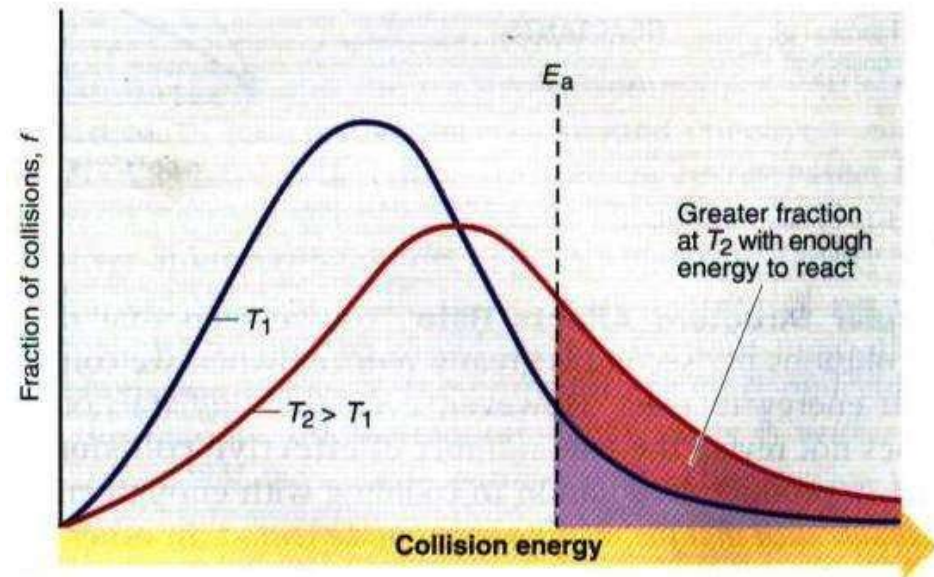
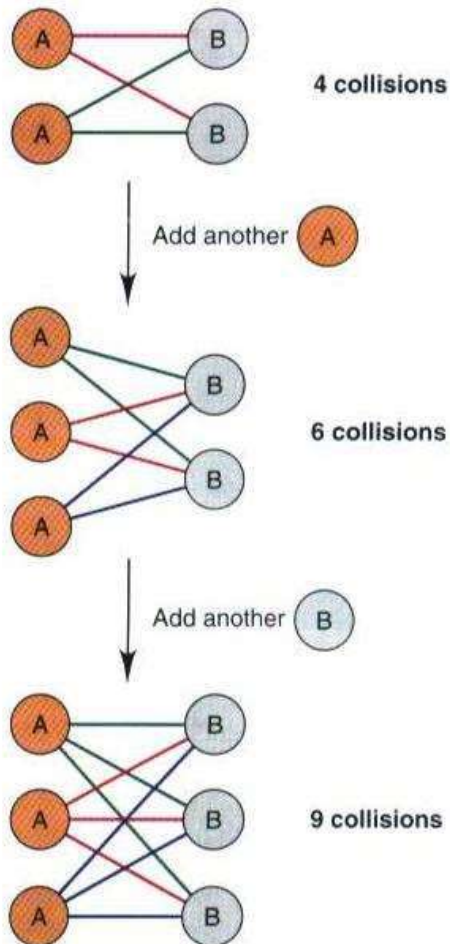
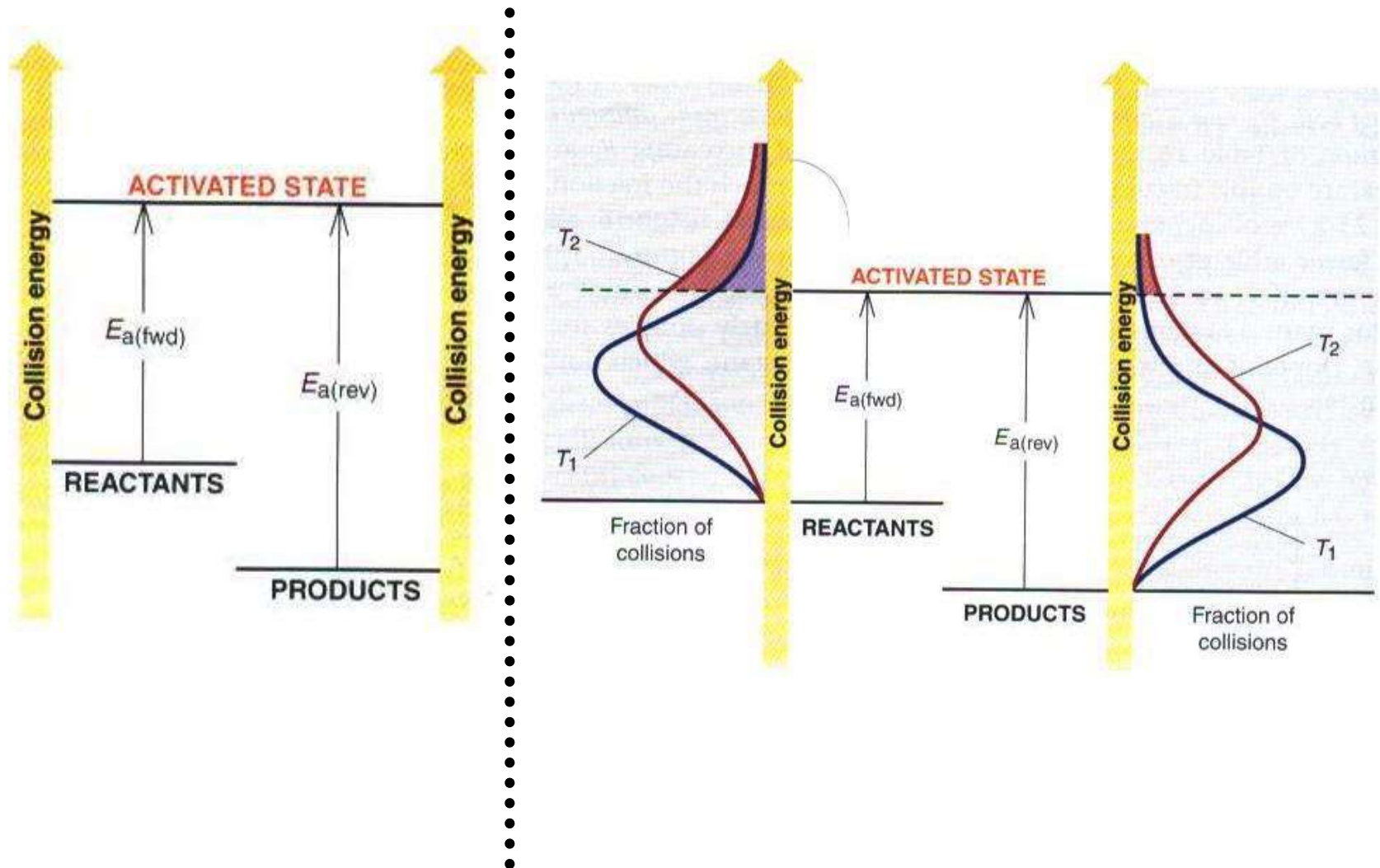


Table 16.5 The Effect of E_a and T on the Fraction (f) of Collisions with Sufficient Energy to Allow Reaction

E_a (kJ/mol)	f (at $T = 298$ K)
50	1.70×10^{-9}
75	7.03×10^{-14}
100	2.90×10^{-18}

T	f (at $E_a = 50$ kJ/mol)
25°C (298 K)	1.70×10^{-9}
35°C (308 K)	3.29×10^{-9}
45°C (318 K)	6.12×10^{-9}

Diagram Tingkat Energi



Pengaruh Struktur Molekul : Faktor Frekuensi

- Tumbukan Efektif: molekul harus bertumbukan sedemikian rupa sehingga atom yang bereaksi melakukan kontak dengan energi yang cukup sehingga membentuk produk
- 2 kriteria: energi yang cukup dan orientasi molekul yang tepat

Teori Keadaan Transisi

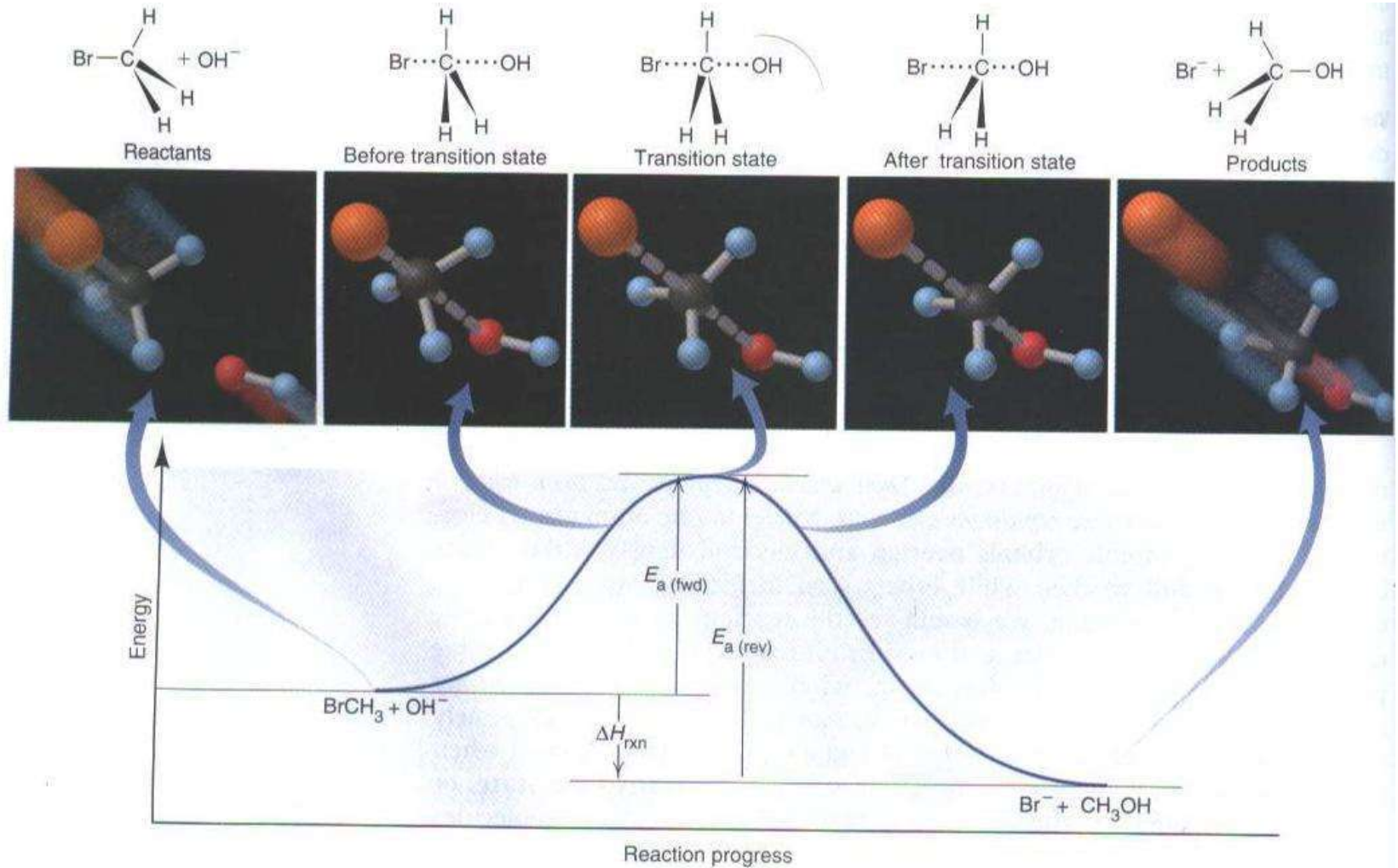


Diagram Energi dan Keadaan Transisi 3 Jenis Reaksi

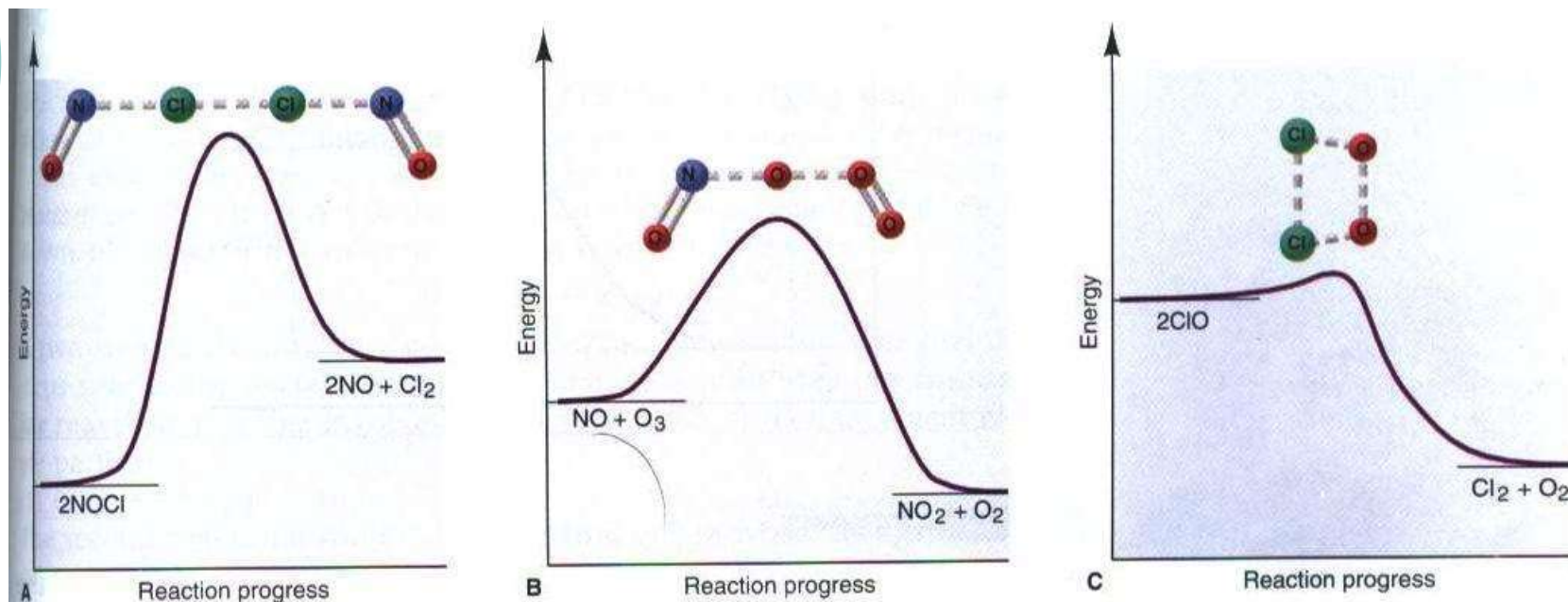


Figure 16.20 Reaction energy diagrams and possible transition states for three reactions.

A, $2\text{NOCl}(g) \longrightarrow 2\text{NO}(g) + \text{Cl}_2(g)$
(despite the formula NOCl, the atom sequence is ClNO).

B, $\text{NO}(g) + \text{O}_3(g) \longrightarrow \text{NO}_2(g) + \text{O}_2(g)$.

C, $2\text{ClO}(g) \longrightarrow \text{Cl}_2(g) + \text{O}_2(g)$.

Note that reaction **A** is endothermic, **B** and **C** are exothermic, and **C** has a very small $E_{a(\text{fwd})}$.

Diagram Energi Reaksi 2 Tahap

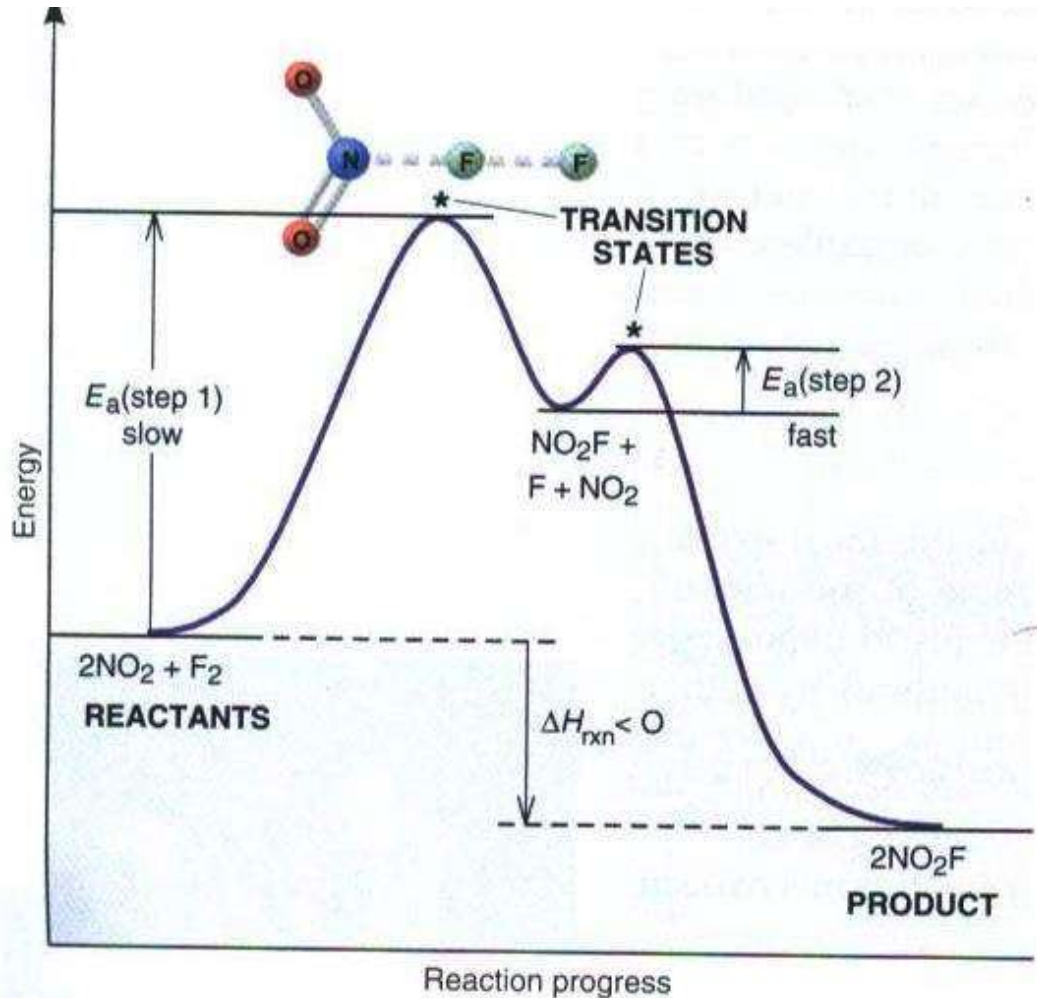
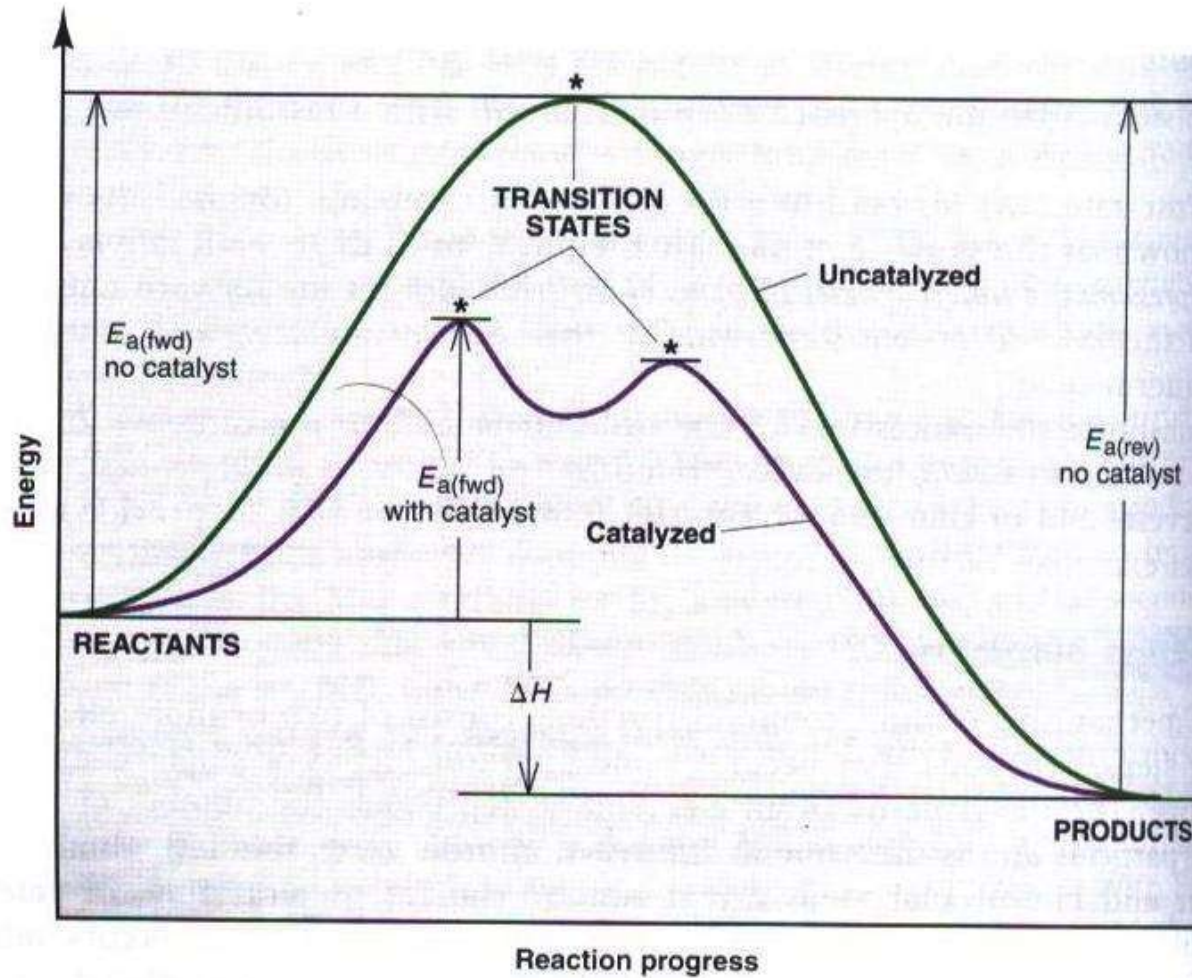


Diagram Energi Reaksi Katalisis dan Non Katalisis





REDOKS DAN ELEKTROKIMIA

PENGETIAN REAKSI REDOKS

- Reaksi kimia dimana terjadi perubahan bilangan oksidasi (*Pengertian lebih luas*)
- Reaksi kimia dimana terjadi transfer elektron
- Reaksi kimia dimana terjadi pengikatan dan pelepasan oksigen (*pengertian lama*)

BILANGAN OKSIDASI



adalah muatan suatu atom / unsur dalam suatu molekul / senyawa yang ditentukan karena perbedaan harga elektronegatifitas.

Penentuan Bilangan Oksidasi

1. Bilangan oksidasi setiap atom dlm unsur bebas adalah nol. Misalnya unsur Cl = 0, B = 0
2. Bilangan oksidasi ion suatu atom sama dengan muatan ion tersebut.
 - a. $\text{Na}^+ \rightarrow$ biloks Na adalah +1
 - b. $\text{Fe}^{3+} \rightarrow$ biloks Fe adalah +3
3. Pada suatu senyawa atau ion, umumnya biloks atom untuk :
 - a. Golongan IA adalah +1
 - b. Golongan VIIA adalah -1
4. Bilangan oksidasi H dalam senyawa adalah +1, kecuali pada senyawa hidrida (NaH , LiH , CaH_2) bilangan oksidasi H = -1.

5. Bilangan oksidasi O dlm senyawa adalah -2, kecuali pada senyawa peroksidaseperti H_2O_2 bilangan oksidasi O adalah -1. Dan pd senyawa superoksida seperti KO_2 , RbO_2 biloks O adalah $-\frac{1}{2}$. Sementara untuk senyawa OF_2 biloks O adalah +2.
6. Jumlah total biloks atom dlm suatu senyawa adalah nol. Dan jumlah total biloks untuk senyawa bermuatan adalah besarnya sama dengan muatannya.
- $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ total biloks sama dengan nol
 - $\text{CO}_3^{2-} \rightarrow$ total biloks sama dengan -2

LATIHAN SOAL

Tentukan bilangan oksidasi dari unsur – unsur berikut :

1. **S** dalam senyawa HSO_4^-
2. **Mn** dalam senyawa KMnO_4
3. **Cr** dalam senyawa $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

PEMBAHASAN

1. S dalam senyawa HSO_4^-

$$\text{BO H} + \text{BO S} + 4 \cdot \text{BO O} = -1$$

$$1 + \text{BO S} + 4 \cdot (-2) = -1$$

$$\text{BO S} - 7 = -1$$

$$\text{BO S} = +6$$

2. Mn dalam senyawa KMnO_4

$$\text{BO K} + \text{BO Mn} + 4 \cdot \text{BO O} = 0$$

$$1 + \text{BO Mn} + 4 \cdot (-2) = 0$$

$$\text{BO Mn} - 7 = 0$$

$$\text{BO Mn} = +7$$

PEMBAHASAN

3. Cr dalam senyawa $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

$$2 \cdot \text{BO Cr} + 7 \cdot \text{BO O} = -2$$

$$2 \cdot \text{BO Cr} + 7 \cdot (-2) = -2$$

$$2 \cdot \text{BO Cr} - 14 = -2$$

$$2 \cdot \text{BO Cr} = +12$$

$$\text{Cr} = +6$$

REAKSI PARO



Reaksi redoks dpt dikatakan sbg reaksi gabungan antara 2 reaksi paro yaitu reaksi reduksi dan oksidasi

Reaksi oksidasi dpt mempunyai 3 pengertian :

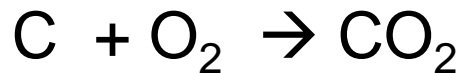
a. Reaksi yg menyebabkan terjadinya kenaikan biloks.

Misalnya :



b. Reaksi pengikatan oksigen.

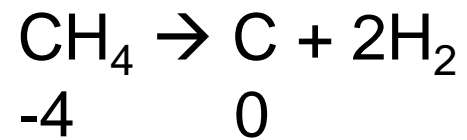
Misalnya :



REAKSI PARO

c. Reaksi pelepasan hidrogen.

Misalnya :





Reaksi reduksi dpt mempunyai 3 pengertian :

- a. Reaksi yg menyebabkan terjadinya penurunan biloks. Misalnya :



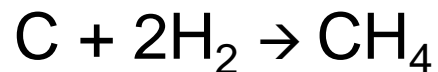
- b. Reaksi pelepasan oksigen.

Misalnya :

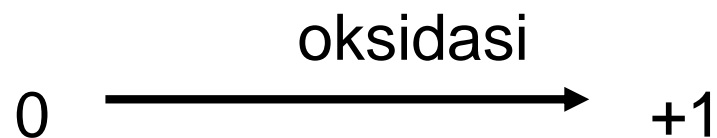


- c. Reaksi pengikatan hidrogen.

Misalnya :



Reaksi autoreduks / reaksi disproporsionasi



PENYETARAAN REAKSI REDOKS

Ada 2 metode yg lebih eksak untuk menyetarakan suatu reaksi redoks, yaitu metode setengah reaksi dan metode bilangan oksidasi

Adapun pedoman penyetaraan reaksi redoks sebagai berikut :

- a. Dlm suasana asam => Pihak yg kurang O ditambah H_2O sebanyak kekurangannya, kemudian pihak yg lain ditambah H^+ sehingga jumlah atom – atom sebelah kiri dan kanan tanda reaksi adalah sama
- b. Dlm suasana basa => Pihak yg kelebihan O ditambah H_2O sebanyak lebihannya, kemudian pihak yg lain ditambah OH^- sehingga jumlah atom – atom sebelah kiri dan kanan tanda reaksi adalah sama

1. Metode $\frac{1}{2}$ reaksi atau metode ion elektron

Langkah – langkah penyetaraan reaksi model $\frac{1}{2}$ reaksi

- Cara reaksi paro oksidasi dan reaksi paro reduksi. Reaksi akan lebih mudah jika kita tulis dlm bentuk ion yg mengalami perubahan bilangan oksidasi saja.
- Setarakan O maupun H menggunakan prinsip diatas, baik dlm suasana asam maupun basa
- Samakan muatan dg menambahkan elektron masing – masing setengah reaksi redoks
- Samakan jumlah elektron di sebelah kiri dan kanan tanda reaksi (jml elektron merupakan kelipatan terkecil dari elektron di kiri dan kanan tanda reaksi

Example :

Setarakan persamaan reaksi dibawah ini dgn menggunakan metode $\frac{1}{2}$ reaksi



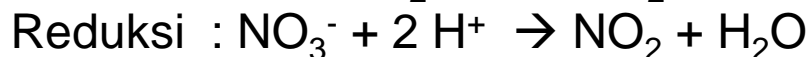
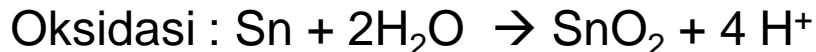
Penyelesaian

Pisahkan reaksi paro oksidasi dan reduksi

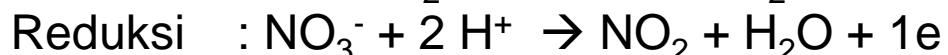
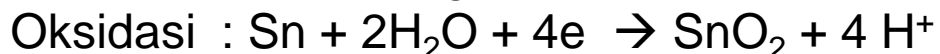
Oksidasi



a. Setarakan jumlah O dan H



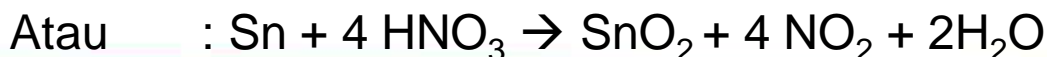
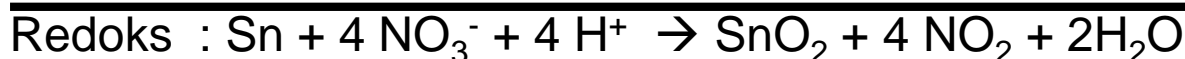
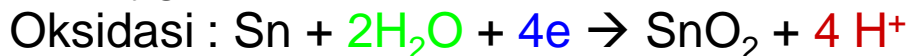
b. Setarakan muatan dgn menambahkan elektron



c. Samakan jumlah elektron di kiri dan kanan

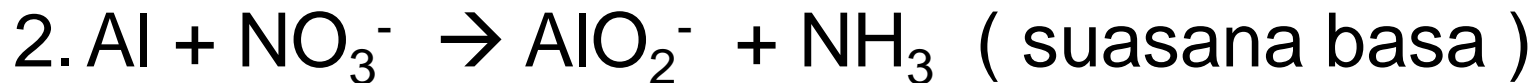


Hasil yg diperoleh :



LATIHAN SOAL

Setarakan persamaan reaksi berikut :



PEMBAHASAN

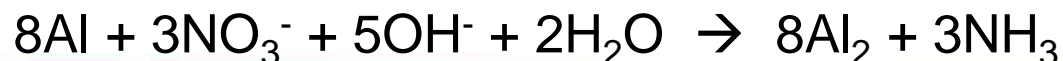
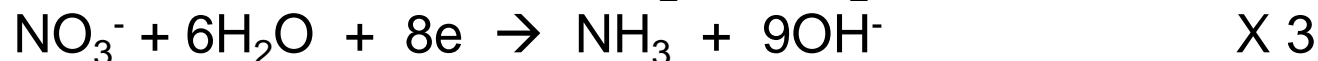
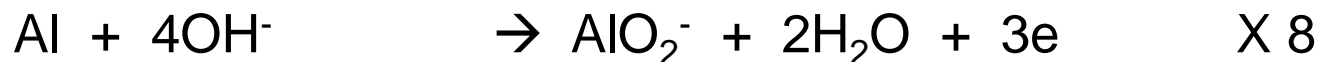


Penyetaraan jumlah atom dan jumlah muatan





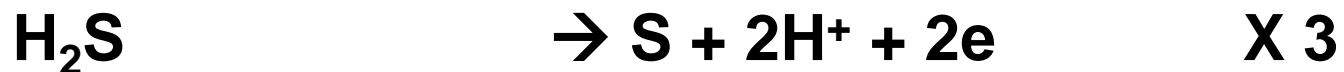
Penyetaraan jumlah atom dan jumlah muatan



3. Oksidasi : $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$

Reduksi : $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$

Penyetaraan jumlah atom dan jumlah muatan



2. Metode bilangan oksidasi

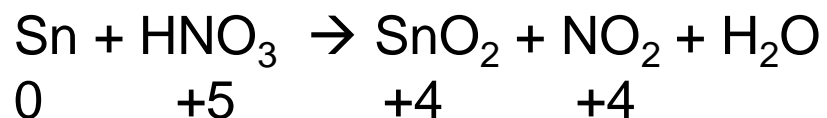
Dalam metode bilangan oksidasi ini didasari atas jumlah elektron yang terlibat. Oleh sebab itu untuk menyetarakan reaksi ini jumlah elektron yang berada di kiri maupun di kanan tanda reaksi harus sama, maka untuk penyelesaiannya dilakukan dengan cara menyilangkan. Dimana perubahan bilangan oksidasi pada reaksi oksidasi digunakan sebagai koefisien pada reaktan yang mengalami reaksi reduksi dan sebaliknya.

Contoh :





Pembahasan



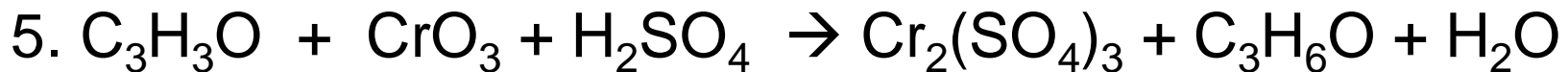
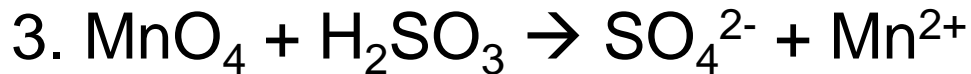
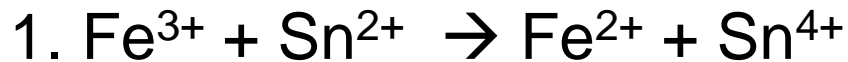
Karena dlm suasana asam maka yang kekurangan O harus ditambah dengan H₂O

Sehingga hasil akhir reaksi redoksnya adalah :



TUGAS

Setarakanlah reaksi redoks dibawah ini :



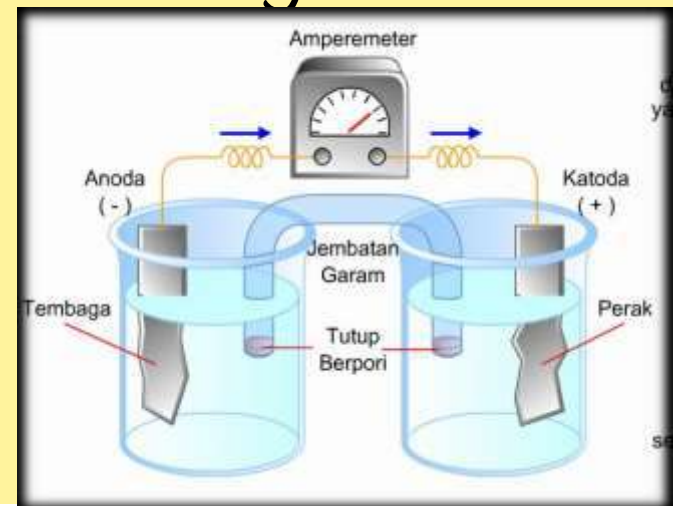
POKOK PEMBAHASAN

- 1. Pengertian Elektrokimia*
- 2. Jenis - jenis sel Elektrokimia*
- 3. Elektroda*
- 4. Potensial Elektroda*
- 5. Reaksi Redoks*
- 6. Termodinamika sel elektrokimia*
- 7. Persamaan Nernst*

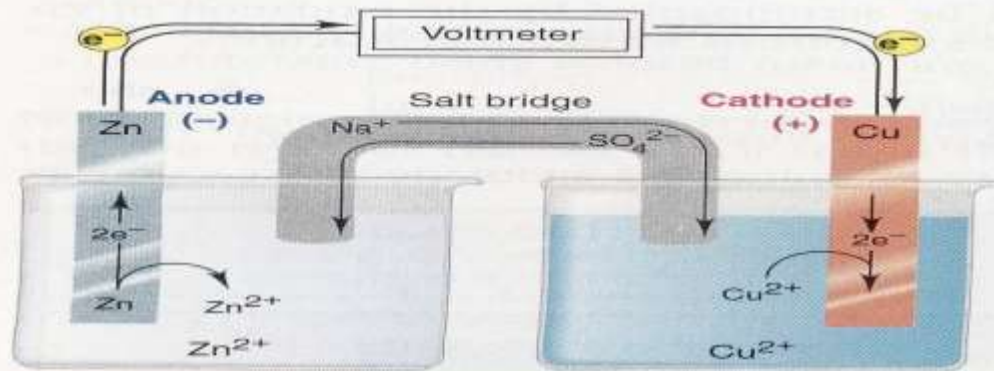


1. PENGERTIAN ELEKTOKIMIA

Elektrokimia merupakan ilmu yang mempelajari hubungan antara perubahan (reaksi) kimia dengan kerja listrik, biasanya melibatkan sel elektrokimia yang menerapkan prinsip reaksi redoks dalam aplikasinya.



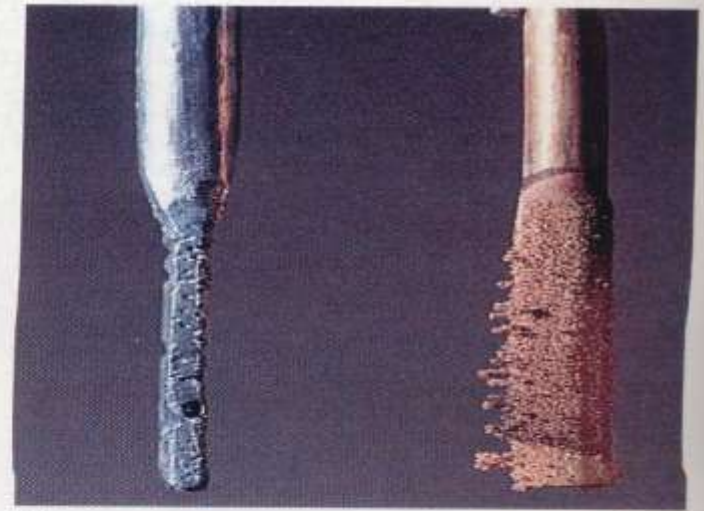
2. JENIS SEL ELEKTROKIMIA SEL GALVANIK (SEL VOLTA)



Oxidation half-reaction
 $\text{Zn}(s) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^{-}$

Reduction half-reaction
 $2e^{-} + \text{Cu}^{2+}(aq) \rightarrow \text{Cu}(s)$

Overall (cell) reaction
 $\text{Zn}(s) + \text{Cu}^{2+}(aq) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + \text{Cu}(s)$

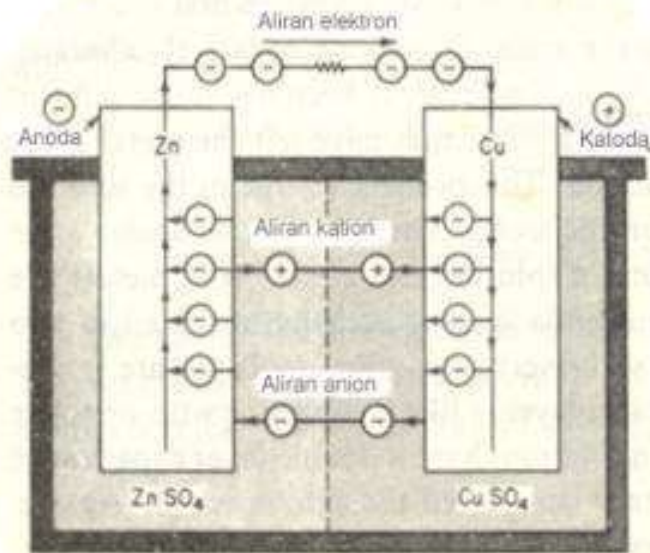


B

Sel galvani (sel volta) merupakan sel elektrokimia yang dapat menghasilkan energi listrik yang disebabkan oleh terjadinya reaksi redoks yang spontan

CONTOH SEL GALVANIK

○ Sel Daniell



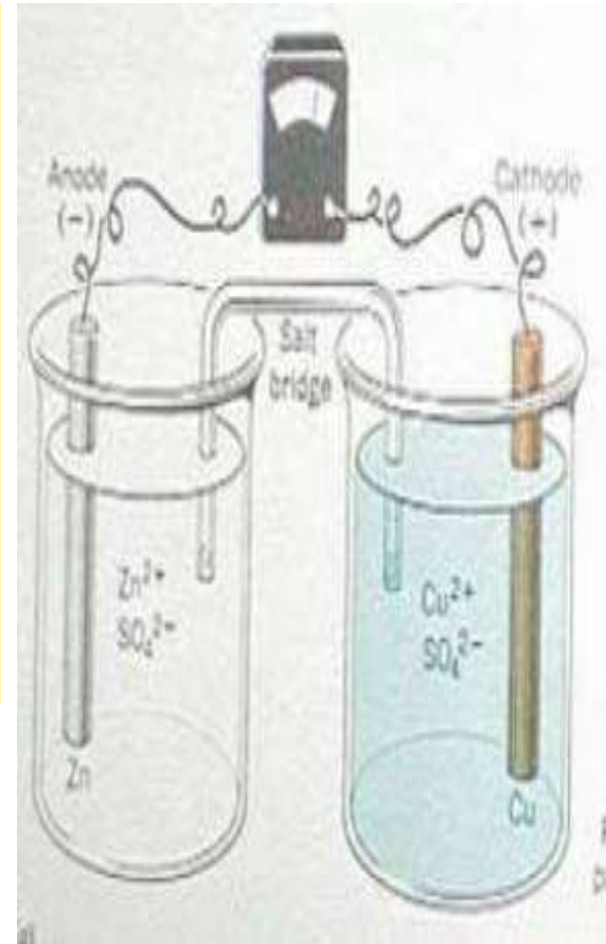
Dalam gambar di samping: Sel Daniell digunakan sebagai sumber listrik. Jika kedua elektrodanya dihubungkan dengan sirkuit luar, dihasilkan arus listrik yang dibuktikan dengan meyimpangnya jarum galvanometer yang dipasang pada rangkaian luar dari sel tersebut.

SEL DANIELL DAN JEMBATAN GARAM

Ketika sel Daniell digunakan sebagai sumber listrik terjadi perubahan dari Zn menjadi Zn^{2+} yang larut

- $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^{-}$ (reaksi oksidasi)
- $Cu^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Cu(s)$ (reaksi reduksi)

Dalam hal ini, massa Zn mengalami pengurangan, sedangkan elektroda Cu bertambah massanya, karena terjadi pengendapan Cu dari Cu^{2+} dalam larutan.

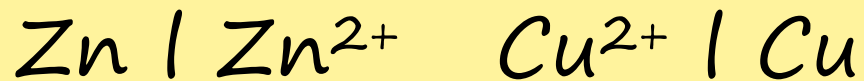


PENENTUAN KUTUB POSITIF DAN NEGATIF (SEL DANIELL)

- Ketika sel Daniell dihubungkan dengan golvanometer, terjadi arus elektron dari tembaga ke seng. Oleh karena itu logam seng bertindak sebagai kutub negatif dan logam tembaga sebagai kutub positif. Bersamaan dengan itu pada larutan dalam sel tersebut terjadi arus positif dari kiri ke kanan sebagai akibat dari mengalirnya sebagian ion Zn^{2+} (karena dalam larutan sebelah kiri terjadi kelebihan ion Zn^{2+} dibandingkan dengan ion SO_4^{2-} yang ada).
- Reaksi total yang terjadi pada sel Daniell adalah :
$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$
- Reaksi tersebut merupakan reaksi redoks spontan

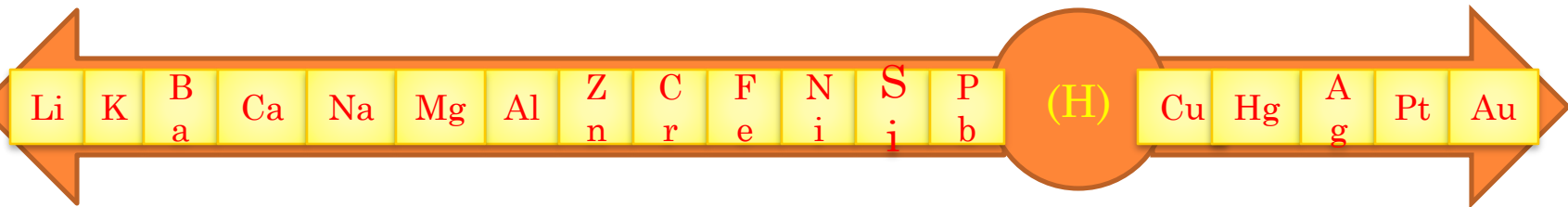
ATURAN SEL GALVANIK

○ Penulisan Notasi



- Garis tunggal menyatakan perbedaan fasa
- Garis ganda menyatakan perbedaan elektroda
- Garis putus – putus menyatakan adanya jembatan garam pada sel elektrokimia. Jembatan garam diperlukan bila larutan pada anoda & katoda dapat saling bereaksi

DERET VOLTA



- Makin ke kanan, mudah direduksi sukar dioksidasi
- Makin ke kiri, mudah dioksidasi sukar direduksi

MACAM-MACAM SEL VOLTA

○ Sel Kering atau Sel Leclance

- ❖ katoda: karbon ; anoda: Zn
- ❖ Elektrolit : Campuran berupa pasta yaitu MnO_2 + NH_4Cl + sedikit Air

○ Sel aki

- ❖ Katoda: PbO_2 ; anoda :Pb
- ❖ Elektrolit : Larutan H_2SO_4

MACAM-MACAM SEL VOLTA (2)

○ Sel bahan bakar

- ❖ Elektoda : Ni
- ❖ Elektrolit : Larutan KOH
- ❖ Bahan bakar : H_2 dan O_2

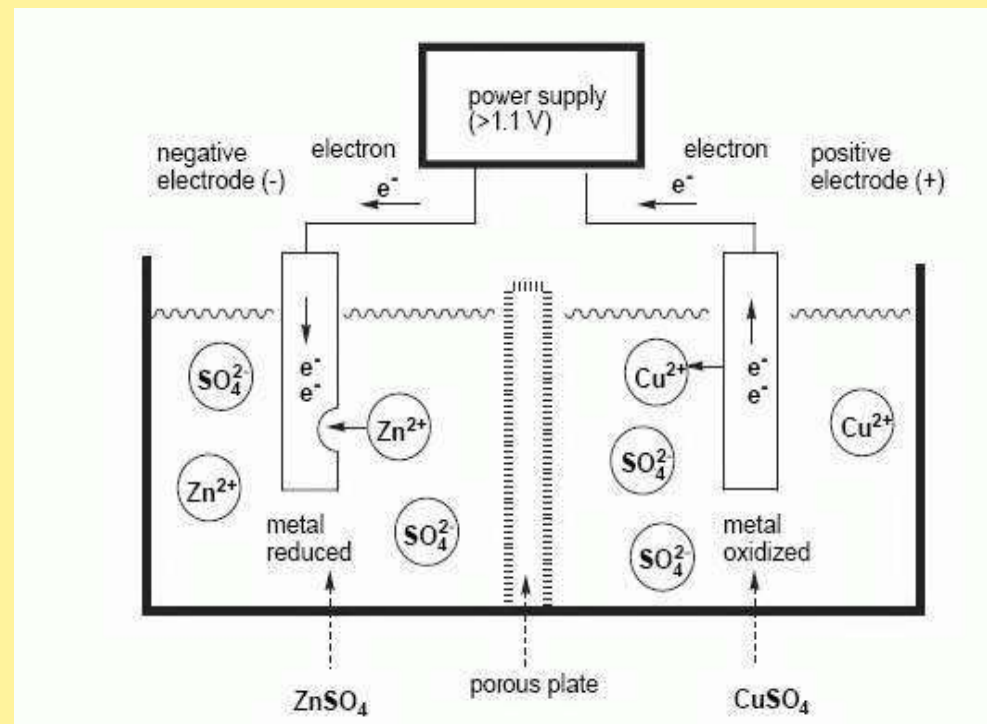
○ Baterai Ni-Cd

- ❖ Katoda : NiO_2 dengan sedikit air
- ❖ Anoda : Cd



2. JENIS SEL ELEKTROKIMIA (2) SEL ELEKTROLISIS

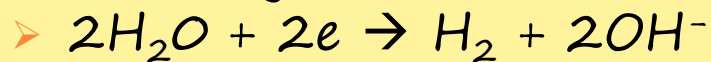
- Sel elektrokimia yang menghasilkan redoks dari energi listrik.
 - Katode (-)
 - Anode (+)



REAKSI - REAKSI SEL ELEKTROLISIS

○ Reaksi Pada Katode

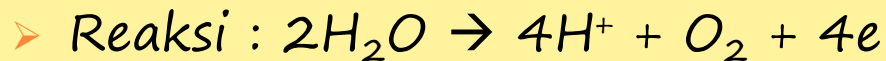
➤ Ion positif akan mengalami reduksi, kecuali kation (+) yang berasal dari logam IA, IIA, dan Mn dalam larutan air tidak mengalami reduksi, yang mengalami reduksi adalah H_2O ,
Reaksinya:



➤ Ion logam IA, IIA, Al, dan Mn berbentuk lelehan (leburan) akan mengalami reduksi

○ Reaksi Pada Anode

➤ Ion negatif akan mengalami oksidasi jika elektrodanya nonaktif (Pt dan C). Ion negatif yang mengandung O (SO_4^{2-} , MnO_4^- , NO_3^- , dll) tidak mengalami oksidasi, yang mengalami oksidasi adalah H_2O



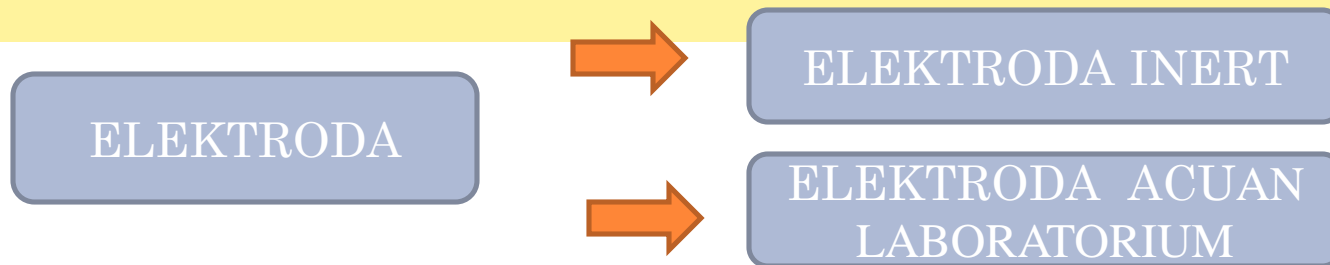
➤ Jika elektrode anode merupakan logam aktif (selain Pt dan C) yang mengalami Oksidasi adalah elektrode tersebut.

3. ELEKTRODA

Elektroda dalam sel elektrokimia dapat disebut sebagai anoda atau katoda.

- Anoda merupakan elektroda di mana elektron datang dari sel elektrokimia sehingga oksidasi terjadi
- Katoda merupakan elektroda di mana elektron memasuki sel elektrokimia sehingga reduksi terjadi.

Setiap elektroda dapat menjadi sebuah anoda atau katoda tergantung dari tegangan listrik yang diberikan ke sel elektrokimia tersebut. Elektroda bipolar adalah elektroda yang berfungsi sebagai anoda dari sebuah sel elektrokimia dan katoda bagi sel elektrokimia lainnya.



JENIS - JENIS ELEKTRODA

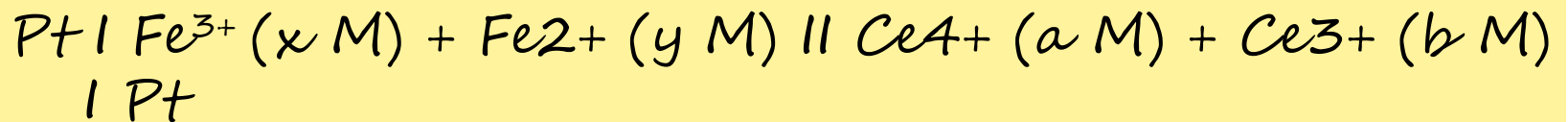
A. Elektroda Inert

elektroda yang tidak ikut bereaksi dalam reaksi kimia yang terjadi.

Contoh elektroda inert: platina $\leftarrow \rightarrow$

Sebuah sel dari sistem $Fe^{3+} + e$

Fe^{2+}



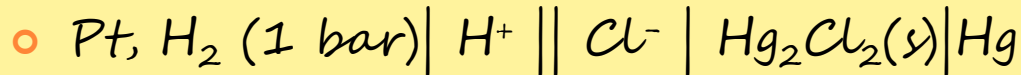
JENIS-JENIS ELEKTRODA (2)

B. Elektroda-elektroda Acuan Laboratorium

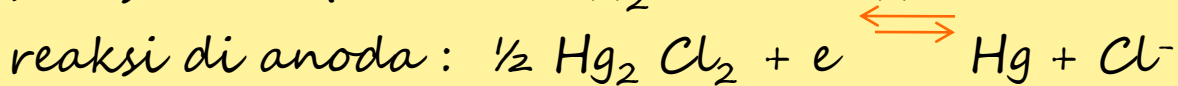
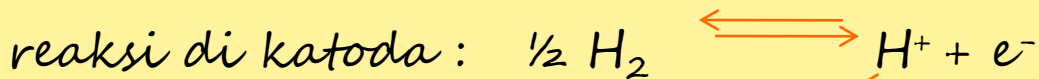
1. Elektroda Kalomel

raksa (Hg) ada dalam keadaan kontak dengan raksa (I) klorida, Hg_2Cl_2 (kalomel), dicelupkan ke dalam larutan KCl 0,1 m atau KCl jenuh.

Jika diset dengan elektroda hidrogen standar.



○ Reaksi elektroda :

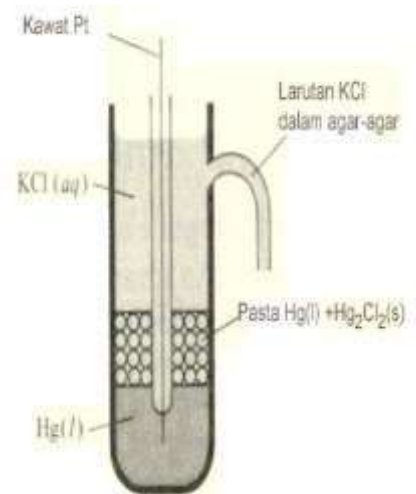


Reaksi keseluruhan :



○ Emf pada keadaan standar 0,337 Volt ($E^\circ = 0,337 \text{ V}$)

○ Jika digunakan KCl jenuh pada 25°C memberikan $E = 0,2412 \text{ V}$.



2. Elektroda Perak-Perak Klorida

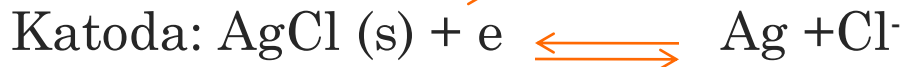
Logam perak kontak dan padatan perak klorida merupakan garam yang sangat sukar larut. Keseluruhannya dicelupkan ke dalam larutan kalium klorida (KCl) yang mana konsentrasi ion $\text{Cl}^- = 1 \text{ m}$.



Jika di set elektroda ini dengan elektroda hidrogen pada 25°C memberikan emf 0,22233 Volt:



❖ Reaksi elektroda:



❖ Reaksi keseluruhan:



Jadi potensial elektroda standar Ag-AgCl
0,22233 Volt.



4. POTENTIAL ELEKTRODA

Potensial Elektroda merupakan ukuran terhadap besarnya kecenderungan suatu unsur untuk melepaskan atau mempertahankan elektron.

- Potensial elektroda tergantung pada :
 - Jenis Elektroda
 - Suhu
 - Konsentrasi ionnya

MENGHITUNG POTENSIAL ELEKTRODA SEL

$$E^{\circ} \text{ sel} = E^{\circ} \text{ red} - E^{\circ} \text{ oks}$$

$$E \text{ sel} = E^{\circ} \text{ sel} - RT/nF \ln C$$

$$E \text{ sel} = E^{\circ} \text{ sel} - 0.059/n \log C$$

$$\text{Pada } T = 25^{\circ} \text{ C}$$

○ Catatan :

E° = potensial reduksi standar (volt)

R = tetapan gas - [volt.coulomb/mol. $^{\circ}$ K] = 8.314

T = suhu mutlak ($^{\circ}$ K)

n = jumlah elektron

F = 96.500 coulomb

C = [bentuk oksidasi]/[bentuk reduksi]

Table 21.2 Standard Electrode (Half-Cell) Potentials (298 K)*

Half-Reaction	E° (V)
$F_2(g) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2F^{-}(aq)$	+2.87
$O_3(g) + 2H^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons O_2(g) + H_2O(l)$	+2.07
$Co^{3+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons Co^{2+}(aq)$	+1.82
$H_2O_2(aq) + 2H^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2H_2O(l)$	+1.77
$PbO_2(s) + 4H^{+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$	+1.70
$Ce^{4+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons Ce^{3+}(aq)$	+1.61
$MnO_4^{-}(aq) + 8H^{+}(aq) + 5e^{-} \rightleftharpoons Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	+1.51
$Au^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightleftharpoons Au(s)$	+1.50
$Cl_2(g) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2Cl^{-}(aq)$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^{+}(aq) + 6e^{-} \rightleftharpoons 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$	+1.33
$MnO_2(s) + 4H^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Mn^{2+}(aq) + 2H_2O(l)$	+1.23
$O_2(g) + 4H^{+}(aq) + 4e^{-} \rightleftharpoons 2H_2O(l)$	+1.23
$Br_2(l) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2Br^{-}(aq)$	+1.07
$NO_3^{-}(aq) + 4H^{+}(aq) + 3e^{-} \rightleftharpoons NO(g) + 2H_2O(l)$	+0.96
$2Hg^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Hg_2^{2+}(aq)$	+0.92
$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2Hg(l)$	+0.85
$Ag^{+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons Ag(s)$	+0.80
$Fe^{3+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons Fe^{2+}(aq)$	+0.77
$O_2(g) + 2H^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2O_2(aq)$	+0.68
$MnO_4^{-}(aq) + 2H_2O(l) + 3e^{-} \rightleftharpoons MnO_2(s) + 4OH^{-}(aq)$	+0.59
$I_2(s) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2I^{-}(aq)$	+0.53
$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^{-} \rightleftharpoons 4OH^{-}(aq)$	+0.40
$Cu^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Cu(s)$	+0.34
$AgCl(s) + e^{-} \rightleftharpoons Ag(s) + Cl^{-}(aq)$	+0.22
$SO_4^{2-}(aq) + 4H^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons SO_2(g) + 2H_2O(l)$	+0.20
$Cu^{2+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons Cu^{+}(aq)$	+0.15
$Sn^{4+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn^{2+}(aq)$	+0.13
$2H^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2(g)$	0.00
$Pb^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Pb(s)$	-0.13
$Sn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn(s)$	-0.14
$N_2(g) + 5H^{+}(aq) + 4e^{-} \rightleftharpoons N_2H_5^{+}(aq)$	-0.23
$Ni^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Ni(s)$	-0.25
$Co^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Co(s)$	-0.28
$PbSO_4(s) + 2e^{-} \rightleftharpoons Pb(s) + SO_4^{2-}(aq)$	-0.31
$Cd^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Cd(s)$	-0.40
$Fe^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Fe(s)$	-0.44
$Cr^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightleftharpoons Cr(s)$	-0.74
$Zn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn(s)$	-0.76
$2H_2O(l) + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2(g) + 2OH^{-}(aq)$	-0.83
$Mn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Mn(s)$	-1.18
$Al^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightleftharpoons Al(s)$	-1.66
$Mg^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Mg(s)$	-2.37
$Na^{+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons Na(s)$	-2.71
$Ca^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Ca(s)$	-2.87
$Sr^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Sr(s)$	-2.89
$Ba^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Ba(s)$	-2.90
$K^{+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons K(s)$	-2.93
$Li^{+}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons Li(s)$	-3.05

*Written as reductions; E° value refers to all components in their standard states: 1 M for dissolved species; 1 atm pressure for gases; the pure substance for solids and liquids.

STOIKIOMETRI



STOIKIOMETRI

ISTILAH

- Asal : Yunani → " *stoicheion* " : unsur
- Arti luas : perhitungan zat dan campuran kimia

BILANGAN AVOGADRO DAN KONSEP MOL

- Bilangan avogadro : $6,0225 \times 10^{23}$
- 1 mol suatu zat : sejumlah X partikel yang terkandung dalam suatu zat (unsur, senyawa atau ion).
X : bilangan avogadro
- Zat : unsur, senyawa dan/ ion.



BILANGAN AVOGADRO DAN KONSEP MOL

- ◆ 1 mol suatu unsur (misal : Na) = $6,0225 \times 10^{23}$ atom
- ◆ 1 mol suatu senyawa (misal : H₂O) = $6,0225 \times 10^{23}$ molekul
- ◆ 1 mol suatu ion (misal : Cl⁻) = $6,0225 \times 10^{23}$ ion
- ◆ Mol suatu unsur = gram / masa atom (MA)
- ◆ Mol suatu senyawa = gram / masa rumus (MR)



BILANGAN AVOGADRO DAN KONSEP MOL

- ◆ **Molekul** : sekumpulan atom-atom yang terikat & merupakan kesatuan, memiliki **sifat-sifat fisik & kimiawi yang khas**.
Contoh : H₂O
- ◆ **Satuan rumus** : sepasang atom atau ion dari sekumpulan atom atau ion yang banyak. Contoh : NaCl, MgCl₂
- ◆ Rumus kimia yang didasarkan pada satuan rumus disebut **rumus sederhana / rumus empiris**
- ◆ Rumus kimia yang didasarkan pada satuan molekul disebut **rumus molekul**. Rumus molekul sering merupakan kelipatan dari rumus empiris.



BILANGAN AVOGADRO DAN KONSEP MOL

Perhitungan yang Melibatkan Konsep Mol

1. Berapa atom yang terdapat dalam 2,8 mol logam besi?

$$\text{Jawab : } 2,8 \times (6,023 \times 10^{23}) = 16,9 \times 10^{23} \text{ atom}$$

2. Berapa mol magnesium (Mg) yang terdapat dalam

kumpulan $3,05 \times 10^{20}$ atom Mg?

$$\text{Jawab : } \frac{3,05 \times 10^{20}}{6,023 \times 10^{23}} = 0,507 \times 10^3 \text{ mol Mg}$$

BILANGAN AVOGADRO DAN KONSEP MOL

3. Berapa atom Na yang terkandung pada 15,5 gram Na?
Diketahui MA Na = 23.

Jawab :

$$\text{mol Na} = \frac{\text{gram Na}}{\text{MA. Na}} = \frac{15,5}{23} = 0,674 \text{ mol Na}$$

$$\text{Jumlah atom Na} = 0,674 \times 6,023 \times 10^{23} = 4,06 \times 10^{23} \text{ atom Na}$$

4. Berapa masa 6,12 mol Ca. Diketahui MA. Ca = 40,08

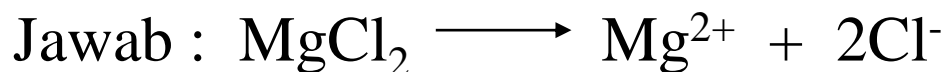
Jawab : Masa Ca = mol Ca x MA. Ca



BILANGAN AVOGADRO DAN KONSEP MOL

$$= 6,12 \times 40,08 = 245 \text{ gram Ca.}$$

5. Berapa ion Cl^- dalam 50 gram MgCl_2 ?



$$\text{mol MgCl}_2 = \frac{\text{Gram MgCl}_2}{\text{MR. MgCl}_2} = \frac{50}{95,2} = 0,525 \text{ mol}$$

$$\text{mol Cl}^- = 0,525 \text{ mol} \times 2/1 = 1,05 \text{ mol}$$

$$\text{Ion Cl}^- \text{ yang terkandung} = 1,05 \times (6,023 \times 10^{23}) = 6,32 \times 10^{23} \text{ ion}$$

SUSUNAN SENYAWA KIMIA

- Rumus kimia
- Bobot molekul (Masa Rumus)
Contoh : DDT
- Rumus kimia : $C_{14}H_9Cl_5$
- Bobot molekul : 354,5
- Per mol DDT terdapat 14 mol atom C, 9 mol atom H dan 5 mol atom Cl
- 1 mol $C_{14}H_9Cl_5$ ~ 14 mol C ~ 9 mol H ~ 5 mol Cl
- Kesetaraan di atas digunakan untuk menulis faktor konversi

SUSUNAN SENYAWA KIMIA

Contoh soal :

- Berapa banyaknya atom H yang terdapat dalam 75 gram DDT ($C_{14}H_9Cl_5$). Diketahui : masa atom H = 1,01

Jawab :

$$\bullet \text{ mol H} = \frac{9 \times \text{MA. H}}{\text{MR. } C_{14}H_9Cl_5} = \frac{9 \times 1}{354,5} \times 75 \text{ gr} = 1,923 \text{ mol}$$

$$\text{Jadi banyaknya atom H} = 1,923 \times (6,023 \times 10^{23}) = 11,582 \times 10^{23} \text{ atom} = 1,15 \times 10^{24} \text{ atom}$$

Perhitungan Persen Susunan Suatu Rumus Kimiawi

Mencari persentase masing-masing unsur dalam DDT ($C_{14}H_9Cl_5$) :

- Memulai dengan perbandingan mol
- Merubahnya menjadi perbandingan masa
- Kalikan dengan 100%



Diperoleh : % C, % H, dan % Cl

SUSUNAN SENYAWA KIMIA

LATIHAN :

1. Berapa persen susunan unsur berdasarkan berat dalam DDT ($C_{14}H_9Cl_5$)

Jawab :

$$\% Cl = \frac{5 \text{ mol Cl} \times \text{MA. Cl}}{\text{MR.DDT}} = \frac{5 \times 35,5}{354,5} = 0,5$$

$$0,5 \times 100\% = 50\%$$

$$\% C = \frac{14 \text{ mol C} \times \text{MA.C}}{\text{MR.DDT}} = \frac{14 \times 12,01}{354,5} = 0,474$$

$$0,474 \times 100\% = 47,4\%$$

SUSUNAN SENYAWA KIMIA

$$\begin{aligned}\% \text{H} &= 100\% - \% \text{C} - \% \text{Cl} \\ &= 100\% - 47,4\% - 50\% \\ &= 2,6\%\end{aligned}$$

2. Senyawa metil benzoat yang digunakan dalam industri mengandung 70,58% C, 5,93% H dan 23,48% O, berdasarkan masa. Berdasarkan percobaan, bobot molekulnya 136. Bagaimana rumus molekulnya?

Jawab :

- Tentukan saja sampel dianggap 100 gram
% menjadi gram
- Cari mol masing-masing unsur
- Tulis rumus molekul



SUSUNAN SENYAWA KIMIA

◆ $\text{mol C} = \frac{\text{gr C}}{\text{MA.C}} = \frac{70,58}{12} = 5,88 \text{ mol C}$

• $\text{mol H} = \frac{\text{gr H}}{\text{MA.H}} = \frac{5,93}{1,01} = 5,87 \text{ mol H}$

• $\text{mol O} = \frac{\text{gr O}}{\text{MA.O}} = \frac{23,49}{16} = 1,47 \text{ mol O}$

Rumus : $\text{C}_{5,88} \text{H}_{5,87} \text{O}_{1,47} \longrightarrow$ Dibuat tidak desimal

$$\frac{\text{C}_{5,88}}{1,47} \quad \frac{\text{H}_{5,87}}{1,47} \quad \frac{\text{O}_{1,47}}{1,47}$$

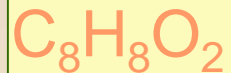
SUSUNAN SENYAWA KIMIA

Rumus = $C_4 H_{3,99} O_1 = C_4 H_4 O$ (Rumus empiris)

Bobot rumus = $(4 \times 12) + (4 \times 1,01) + (1 \times 16) = 68$

Bobot molekul yang diminta : 136, maka

Rumus molekul adalah : 2x rumus empiris, yaitu :



Latihan : Bagaimana rumus empiris suatu senyawa yang mengandung 59,53% C: 5,38% H; 10,68% O dan 24,40% N

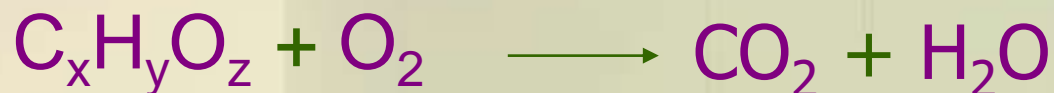
ANALISIS PENGABUAN

Pendahuluan

Cara menemukan persen susunan suatu senyawa melalui percobaan dilakukan dengan analisis pengabuan.

Prinsip :

bahwa pembakaran senyawa organik akan menghasilkan CO_2 dan H_2O



Contoh : Pembakaran 0,2 gram contoh senyawa yang mengandung C,H dan O, yaitu vitamin C menghasilkan 0,2998 gram CO_2 dan 0,0819 gram H_2O . Bagaimana rumus empiris vitamin C. Tentukan % susunan unsur – unsur vitamin C.

ANALISIS PENGABUAN

Langkah :

- Cari mol C dari gram CO₂ yang diketahui, C dalam CO₂ hanya 1 atom. Cari gram C dari mol C yang diperoleh.
- Cari mol H dari gram H₂O yang diketahui, H dalam H₂O ada 2 atom, sehingga harus dikalikan 2. Cari gram H dari mol H yang diperoleh.
- Cari gram O, dengan cara : gram sampel – gram C – gram H. Dari gram O dicari mol O
- Susun mol-mol C, H dan O menjadi rumus empiris

ANALISIS PENGABUAN

$$\text{mol C} = \frac{\text{gram CO}_2}{\text{MR. CO}_2} = \frac{0,2998}{44,01} = 0,006812 \text{ mol C}$$

$$\text{Gram C} = \text{mol C} \times \text{MA.C} = 0,006812 \times 12,01 = 0,08181$$

$$\text{mol H} = \frac{\text{gram H}_2\text{O}}{\text{MR.H}_2\text{O}} = \frac{0,0819}{18,02} = 0,004544495 \times 2 = 0,00909$$

$$\text{Gram H} = \text{mol H} \times \text{MA.H} = 0,00909 \times 1,01 = 0,00918$$

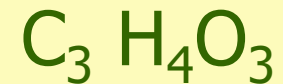
$$\text{Gram O} = \text{gr sampel} - \text{gr C} - \text{gr H} = 0,2 - 0,08181 - 0,00918 = 0,10901$$

$$\text{mol O} = \frac{\text{gram O}}{\text{MA.O}} = \frac{0,10901}{16} = 0,006812$$

ANALISIS PENGABUAN

Rumus sementara : $C_{0,006812} H_{0,00909} O_{0,006812}$

$$\begin{array}{ccc} C_{0,006812} & H_{0,00909} & O_{0,006812} \\ \hline & & \\ 0,006812 & 0,006812 & 0,006812 \end{array}$$



(Rumus empiris)

Persen unsur-unsur

$$\% C = \frac{\text{gr C}}{\text{gr sampel}} \times 100\% = \frac{0,08181}{0,2} \times 100\% = 40,90\%$$

ANALISIS PENGABUAN

$$\% \text{ H} = \frac{\text{gr H}}{\text{gr sampel}} \times 100\% = \frac{0,00918}{0,2} \times 100\% = 4,59\%$$

$$\% \text{ O} = 100\% - \% \text{ C} - \% \text{ H} = 100\% - 40,9\% - 4,59\% = 54,51\%$$

2. Pereaksi Pembatas

- Pada umumnya reaksi berlangsung dalam bentuk larutan.
- Jika pada suatu reaksi perbandingan mol-mol zat yang direaksikan sesuai perbandingan koefisien maka reaksi akan selesai jika seluruh pereaksi telah habis bereaksi.
- Jika jumlah mol salah satu pereaksi berlebihan dibandingkan dengan pereaksi lainnya maka reaksi akan selesai jika salah satu pereaksi telah habis bereaksi.
- Pereaksi yang dalam suatu proses kimia habis terlebih dahulu disebut sebagai pereaksi pembatas. Dalam reaksi itu jumlah hasil reaksi yang terbentuk ditentukan oleh jumlah pereaksi yang habis terlebih dahulu.

Contoh Soal 1

Diketahui 25 mL HCl 1 M direaksikan dengan 25 mL NaOH 2 M, menghasilkan NaCl dan air. Pada reaksi tersebut mana yang bertindak sebagai pereaksi pembatas dan berapa mol zat yang bersisa?

Penyelesaian



Mula-mula	25 mL x 1 M = 25 mmol = 0,025 mol	25 mL x 2 M = 50 mmol = 0,05 mol	-	-
Bereaksi	0,025 mol	0,025 mol	0,025 mol	0,025 mol
Sisa	Mula2 - Bereaksi 0,025 - 0,025 = 0	0,5 - 0,025 = 0,025 mol	0,025 mol	0,025 mol

Contoh Soal 2

Direaksikan 25 mL NaCl 2 M dengan 25 mL H₂SO₄ 2 M. Tentukan :

- Zat pereaksi pembatas.
- Berapa gram zat yang tersisa.
- Berapa gram garam yang terbentuk.

Penyelesaian



Mula-mula	25 mL x 2 M = 50 mmol = 0,05 mol	25 mL x 2 M = 50 mmol = 0,05 mol	-	-
Bereaksi	0,05 mol Zat pereaksi pembatas	$\frac{1}{2} \times 0,05$ mol = 0,025 mol	$\frac{1}{2} \times 0,05$ mol = 0,025 mol	$\frac{2}{2} \times 0,05$ mol = 0,05 mol
Sisa	$0,05 - 0,05$ = 0	$0,05 - 0,025$ = 0,025 mol	0,025 mol	0,05 mol
		Massa zat sisa = $0,025 \times \text{Mr}$ = $0,025 \times 98$ = 2,45 gram	Garam yg terbentuk = $0,025 \times \text{Mr}$ = $0,025 \times 142$ = 3,55 gram	

SENYAWA KOMPLEKS

BY: WATI SUKMAWATI,M.Pd

Pengertian Senyawa KOMPLEKS

- Senyawa kompleks adalah senyawa yang mengandung satu atau lebih ion kompleks dengan sejumlah kecil molekul atau ion di seputar atom atau ion logam pusat, biasanya dari logam golongan transisi.

(Chang, 2005)

Susunan Senyawa Kompleks

Atom Pusat

- Atom yang menyediakan tempat bagi elektron yang didonorkan. Biasanya berupa ion logam, terutama logam golongan transisi yang memiliki orbital d yang kosong.
- Contoh: Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} , Co^{3+} , dll.

Ligan

Molekul atau ion yang mengelilingi logam dalam ion kompleks. Interaksi antara atom logam dengan ligan dapat dibayangkan bagaikan reaksi asam basa Lewis.

Sebagaimana kita tahu bahwa basa Lewis adalah zat yang mampu memberikan satu atau lebih pasangan elektron. Setiap ligan memiliki setidaknya satu pasang elektron valensi bebas.

- atom logam transisi (baik dalam keadaan netral maupun bermuatan positif) bertindak sebagai asam Lewis. Dengan demikian, ikatan logam-ligan biasanya adalah ikatan kovalen koordinat.


- (Chang, 2005)

- Jenis ligan:
- 1. Monodentat: menyumbang satu atom donor. Cth: H_2O , NH_3 .
- 2. Bidentat: menyumbang dua atom donor. Cth: etilenadiamina(disingkat “en”)
- 3. Polidentat: menyumbang lebih dari dua atom donor. Cth: EDTA (heksadentat)

Bilangan Koordinasi

- Adalah banyaknya atom atom donor di seputar atom logam pusat dalam ion kompleks.
- Contoh: a.) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^{2+}$: bilangan koordinasi Ag^{2+} adalah 2.
- b.) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$: bilangan koordinasi Cu^{2+} adalah 4.
- c.) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$: bilangan koordinasi Fe^{3+} adalah 6.

- Bilangan koordinasi lazimnya adalah 4 dan 6, namun bilangan koordinasi 2 dan 5 juga telah diketahui.
 - Bilangan koordinasi juga menentukan struktur bangun senyawa koordinasi.
 - Bilangan koordinasi 2: linear
 - Bilangan koordinasi 4: tetrahedral atau segiempat planar
 - Bilangan koordinasi 6: oktahedral
- (Chang, 2005)



TATANAMA SENYAWA KOORDINASI

Berdasarkan “Inorganic Nomenclature Committee of International Union of Pure and Applied Chemistry”

- 1. **Urutan ion-ion** : Pada pemberian nama garam-garam, kation disebutkan lebih dahulu baru kemudian anion. Contoh:
- $K_2 [Pt Cl_6]$, disebutkan kation K^+ dahulu lalu anion $[Pt Cl_6]^{2-}$

(Sukardjo, 1992)

Kompleks Non-ionik

- Kompleks-kompleks non-ionik atau molekul diberi nama dengan satu kata.
- Contoh: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$: trinitrotriaminkobalt(III)
- $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{COCH}_3$: asetilaseton

• (Sukardjo, 1992)

Nama Ligan

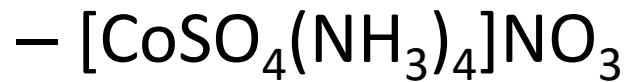
- Ligan-ligan diberi nama sesuai molekulnya kecuali air dan amoniak, ligan negatif berakhiran o, ligan positif (walaupun jarang ada) berakhiran -ium.

Contoh:

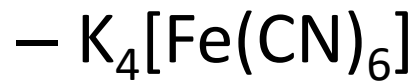
- $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$: etilendiamin (en)
- CO^- : karbonil
- CH_3COO^- : asetato
- Cl^- : kloro
- NH_2NH_3^+ : hidrazinium
- H_2O : akuo
- NH_3 : ammina

- (Sukardjo,1992)

- Contoh :



- *tetraammin sulfat kobalt (III) nitrat*



- *kalium heksasianoferat (II)*

- $[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3] = \text{Triammintrinitrokobalt(III)}$

- $[\text{CoSO}_4(\text{NH}_3)_4]\text{NO}_3 =$

Tetraammin sulfat kobalt(III) nitrat

Urutan Ligan

- Dalam kompleks, ligan dinamai terlebih dulu, sesuai urutan abjad, dan diakhiri dengan nama ion logam.
 - (Chang, 2005)
- Ligan dalam kompleks ditulis tidak terpisah.
 - (Sukardjo, 1992)

Bila ada ligan dari jenis tertentu yang berjumlah lebih dari satu, kita beri awalan Yunani di-, tri-, tetra, penta,dst.

- Awalan diabaikan ketika memberi urutan abjad pada ligan. Contoh: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$ namanya adalah “tetraamminadikloro”.
- Ligan Cl^- dalam abjad penamaan, dianggap berawalan “c” (chloro) namun penulisan tetap “kloro”.
- Jika ligan telah mengandung awalan Yunani, maka digunakan awalan bis(2), tris(3), tetrakis(4) untuk menyatakan banyaknya ligan yang ada. Contoh: etilendiamina telah mengandung di-, sehingga apabila terdapat dua ligan seperti ini, dinamakan bis(etilenadamina).

• (Chang, 2005)

Bagian Akhir Nama dan Bilangan Oksidasi

- Kompleks anion diberi nama berakhiran –at. Untuk kompleks kation dan netral, nama logamnya tetap.
- Bilangan oksidasi dari atom pusat dinyatakan dengan bilangan romawi di dalam kurung.
- Contoh: $K_4[Fe(CN)_6]$: kalium heksasianoferrat(II)
- $[Fe(H_2O)_6]SO_4$: heksaakuobesi(II) sulfat.
- $[Co(en)_2Cl_2]_2SO_4$: diklorobis(etilendiammina)kobal(II) sulfat.
 - (Sukardjo, 1992)

Tempat ikatan

- Ada beberapa ligan yang dapat terikat pada dua tempat, ligan ini disebut *ligan ambidentat*. Tempat ligan ini terikat dinyatakan dengan huruf besar. Contoh:
- SCN : tiosianato atau tiosianato – S
- NCS : isotiosianato atau tiosianato – N
- NO₂⁻ : nitro
- O – N – O : nitrito
- (NH₄)₃[Cr(NCS)₆] : amonium heksatiosianato-N-kromat(III) atau amonim heksaisotiosianatokromat(III)
 - (Sukardjo,1992)

Teori rantai blomstrand – Jorgensen

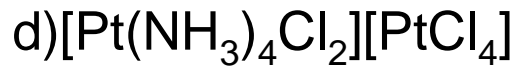
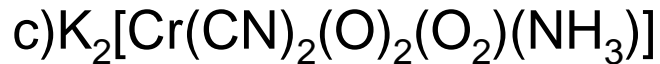
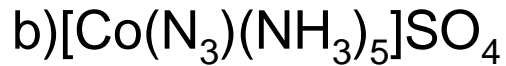
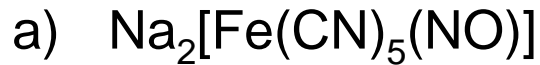
Dalam tahun 1850 – 1870 timbul persoalan tentang struktur dari senyawa senyawa kompleks. pada saat itu ahli ahli kimia organik mendapatkan bahwa atom karbon selalu mempunyai valensi empat dan senyawa-senyawa organic yang mempunyai struktur rantai.

$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{Cl}$ strukturnya $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{Cl}$

Atas dasar hal ini blomstrand (swedia, 1865) mengajukan teori rantai untuk struktur kompleks logam. Karena tiap – tiap unsur mempunyai valensi yang tetap, maka blomstrand dan Jorgensen mengatakan bahwa dalam kompleks kobalt(III) hanya ada 3 ikatan.

LATIHAN

1. Berikan nama bagi sejumlah senyawa kompleks berikut !



2. Tuliskan rumus bagi senyawa kompleks yang memiliki nama berikut !

a) Diklorotetraakuokromium (III) nitrat

b) Kalium tetrafluoroargentat (I)

c) Kalium tetraazidokobaltat (III)

d) Amonium akuopentafluoronikelat (IV)

e) Diammin perak (I) tetrasianoferrat (III)

f) Oktaamin-



IKATAN KIMIA

BY: WATI SUKMAWATI, M.Pd

Beberapa gas ditemukan sebagai atomnya, seperti gas Helium (He), Neon (Ne) dan Argon (Ar).

Berbeda dengan yang ditemukan dalam bentuk senyawa : gas Oksigen (O₂), gas Nitrogen (N₂) dan gas Karbondioksida (CO₂).

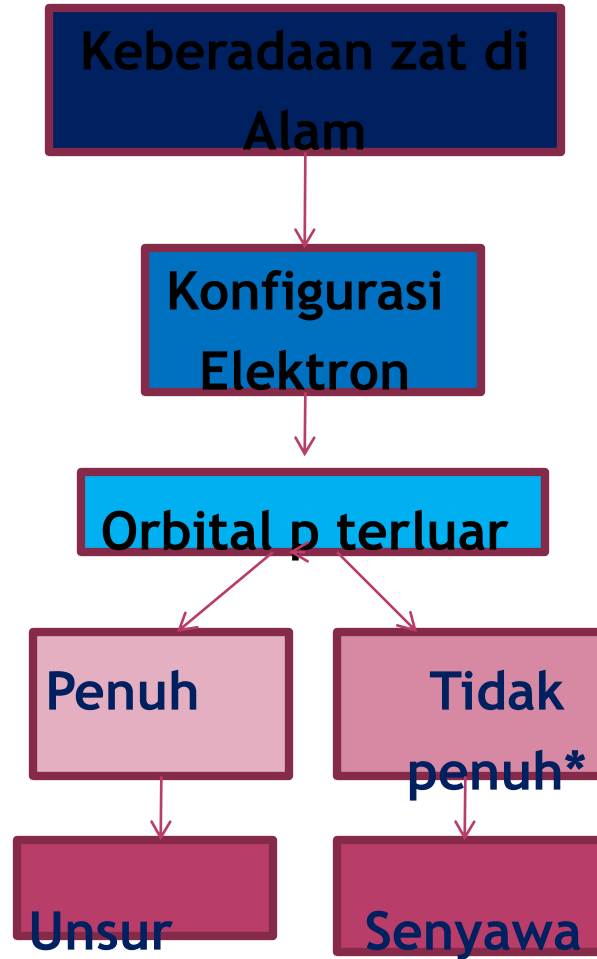
Gas yang stabil ditemukan di alam dituliskan dengan nama atomnya seperti He, Ne dan Ar.

Sedangkan senyawa → didasari pada atom penyusunnya, misalnya gas Oksigen disusun oleh 2 (dua) atom oksigen → di tuliskan O₂, untuk Karbondioksida yang dilambangkan dengan CO₂ yang memiliki arti bahwa gas tersebut disusun oleh satu atom Karbon dan 2 (dua) atom Oksigen.

PERANAN ELEKTRON DALAM IKATAN KIMIA

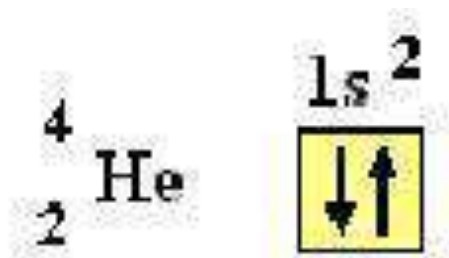
Gas mulia : mono atomik, stabil, berdiri sendiri (sukar bereaksi)

	K	L	M	N	O	P
He	2	8	8	8	8	8
Ne	2	8	18	8		
Ar	2	8	18	18	8	
Kr	2	8	18	32	18	8
Xe	2	8	18	32	18	8
Rn	2	8	18	32	18	8

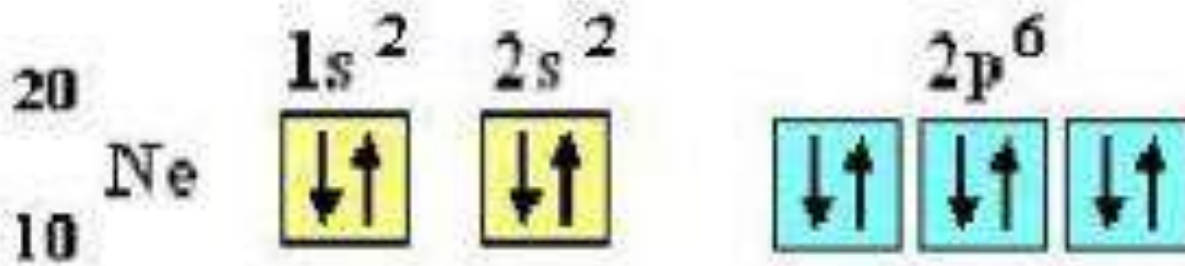


**Pengecualian untuk logam stabil dalam orbital d*
Gambar . Konfigurasi elektron terluar dan kestabilan

- Konfigurasi tersebut ditunjukkan dengan terisinya seluruh elektron pada sub tingkat energi terluarnya khususnya untuk orbital p dan pengecualian untuk gas He mengisi pada orbital s, perhatikan Gambar di bawah :
- Untuk He yang memiliki nomor atom 2, maka terdapat dua elektron dan atom Helium hanya memiliki satu sub tingkat energi dengan orbital 1s. Kedua elektron tersebut tepat penuh mengisi orbital 1s².



- Sedangkan gas Neon yang memiliki nomor atom 10, memiliki 10 elektron dengan konfigurasi $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, tampak bahwa orbital $2p$ terisi penuh.



Atom - atom yang tidak memiliki konfigurasi seperti gas mulia, memiliki kecenderungan untuk mengikuti pola gas mulia, sehingga elektron valensi atau elektron orbital terluarnya terisi penuh. Kecenderungan dilakukan oleh atom dengan berbagai cara seperti melepaskan elektron, menarik elektron dari luar atau dengan cara menggunakan elektron secara bersama- sama dengan atom lainnya.

Perubahan satu atom dalam mencapai konfigurasi gas mulia diikuti dengan peristiwa ikatan kimia. Atas dasar kecenderungan ini ikatan kimia dapat diklasifikasikan.

Semua mempunyai elektron terluar 8, kecuali He

Struktur oktet : 8

Struktur duplet: 2



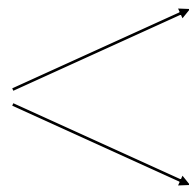
Stabil

Unsur yg lain selalu cenderung menuju struktur oktet/ duplet ,(agar stabil) , dengan cara menangkap/ penggunaan bersama elektron.

Sehingga terjadi ikatan dengan atom lain (**IKATAN KIMIA**)

unsur yang bernomor atom kecil (spt : H, Li, Be, B dll) tidak dpt memenuhi struktur oktet hanya duplet (2)

IKATAN KIMIA



Atom dalam satu molekul

Antar molekul

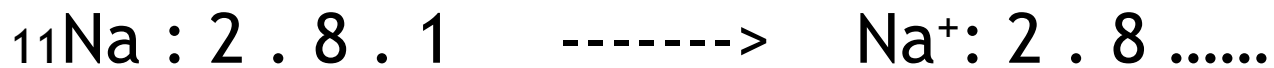
Ikatan Atom-atom dalam satu molekul

1. Ikatan Ion.

Garam dapur (NaCl) mudah larut dalam air, maka akan terionisasi.

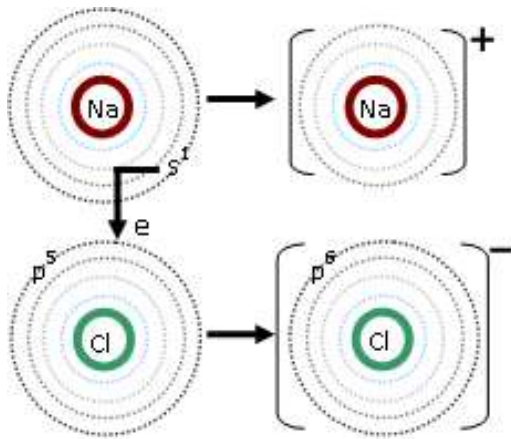


Larutan dipanaskan \longrightarrow menguap airnya, maka di dapatkan kembali kristal NaCl

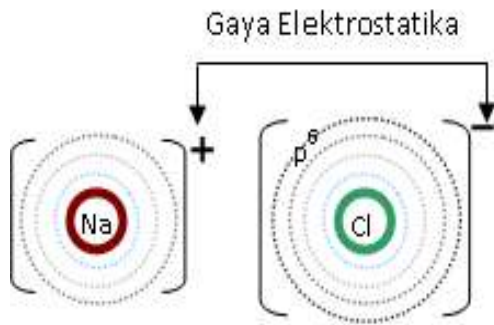


terjadi gaya tarik elektrostatis antara ion Na^+ dan Cl^- sehingga terbentuk senyawa NaCl. (ikatan ion)

- ⦿ -Terjadi karena perpindahan elektron dari satu atom ke yg lain
- ⦿ -antara ion positif (+) dn ion negatif (-)
- ⦿ -antara ion logam dan non logam



Proses pelepasan dan penarikan elektron dari atom Na ke atom Cl, menghasilkan ion-ion bermuatan



Ikatan ion terjadi karena adanya gaya elektrostatika dari ion positif dengan ion negatif

Ikatan ion = elektrovalen / heteropolar.

Ikatan paling kuat jika antara logam dg potensial ionisasi kecil dan non logam yg elektronegatifitasnya besar.

(Gol I.A ; semakin ke bawah, potensial ionisasi makin kecil)

(Gol VII.A; semakin ke atas elektronegatifitas smakin besar)

◉ Manakah ikatan ion yg paling kuat ?

(NaCl, NaBr, KCl, KF, KBr)

◉ Bagaimana ikatan terjadi ? Jika valensi 1 , 2, atau 3 melepas elektron dan valensi 4, 5, 6 atau 7 menangkap elektron.

12 **Mg** dg 35 **Br**

29 **K** dg 16 **S**

12 **Mg** dg 7 **N**

2. IKATAN KOVALEN

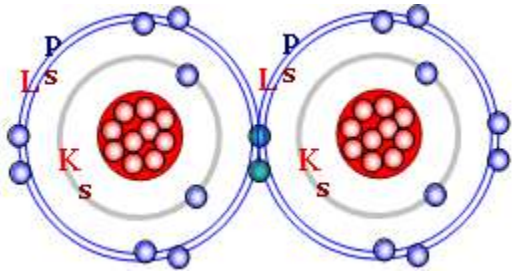
Ikatan ion : antara logam - non logam
antara non logam - non logam ????...
(non logam, valensi 4, 5, 6, 7)

Untuk mencapai struktur stabil valensi 0 (struktur oktet/ elektron terakhir 8) maka atom akan cenderung menangkap elektron atau menggunakan elektron secara bersama.

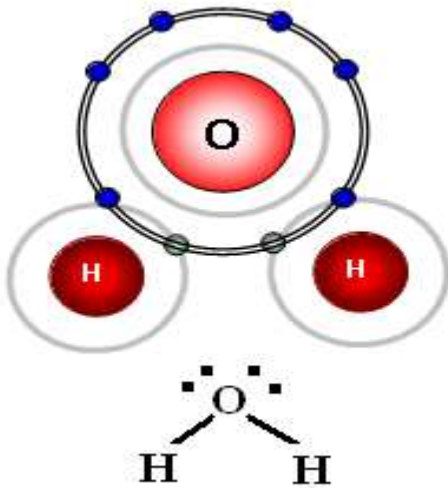
Ikatan ini disebut ikatan kovalen

Jadi ikatan kovalen adalah:

- ⦿ Ikatan terjadi karena penggunaan pasangan elektron bersama oleh dua atom atau lebih
- ⦿ Ikatan 2 atom atau lebih dr atom non logam
- ⦿ Ikatan antara atom-atom yg memp. Perbedaan Elektronegatifitas kecil



Pasangan elektron
bersama untuk atom F yang
membentuk senyawa F₂

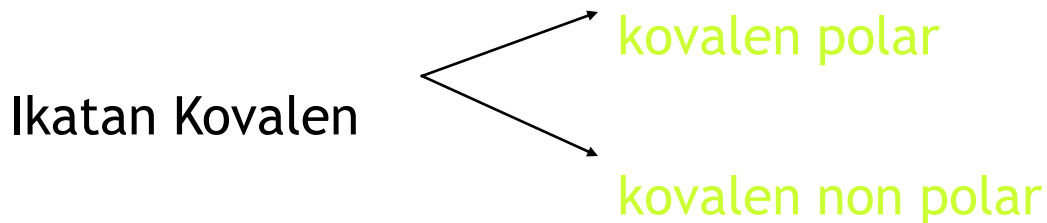
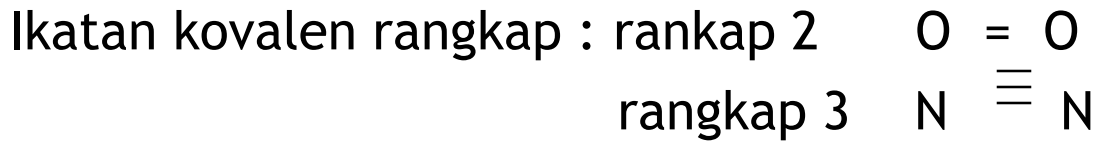


Ikatan molekul dengan
atom penyusun yang berbeda atom H
dan O, membentuk senyawa air

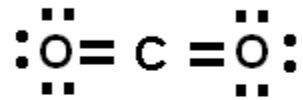
Ikatan kovalen atom sejenis :



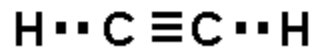
Tanda - merupakan pasangan elektron



- a. **Kovalen polar** : pasangan elektron bersama tertarik ke arah salah satu kutub atom (yg lebih elektronegatiif)
contoh : HF, HCl, HBr, HI, H₂O, NH₃ dll

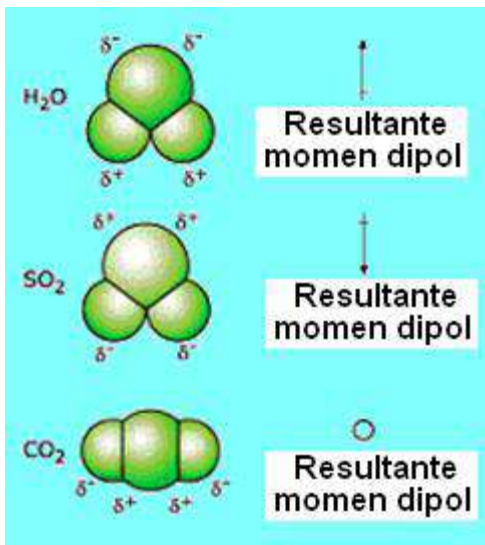


Ikatan Rangkap Dua



Ikatan Rangkap Tiga

Ikatan kovalen rangkap dua pada senyawa CO₂ dan rangkap tiga pada senyawa C₂H₂



Momen dipol dan sebaran muatan parsial negatif yang ditunjukkan arah resultante momen dipol untuk molekul H₂O, SO₂ dan CO₂

b. Ikatan kovalen non polar .

Jika pasangan elektron yg digunakan tertarik sama kuat pd semua atom, contoh :

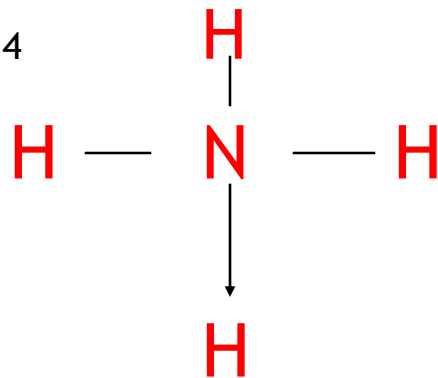
- Cl₂, Br₂, I₂, O₂, N₂ dll
- CH₄, CCl₄, C₆H₆, CO₂ (letak atom simetris)

c. Ikatan kovalen koordinasi.

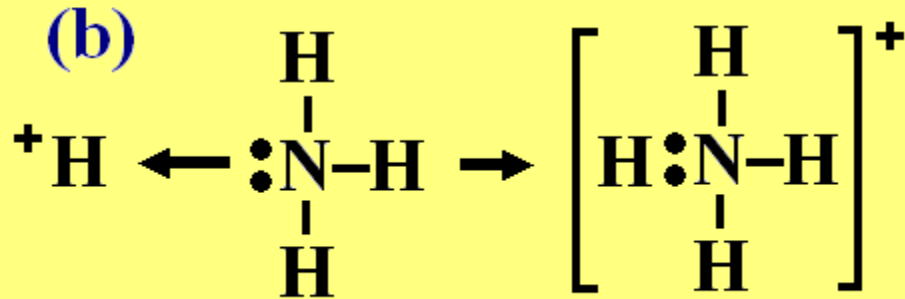
pasangan elektron yg digunakan bersama berasal dari salah satu atom.

(syarat: atom penyumbang e hrs memiliki pasangan elektron bebas)

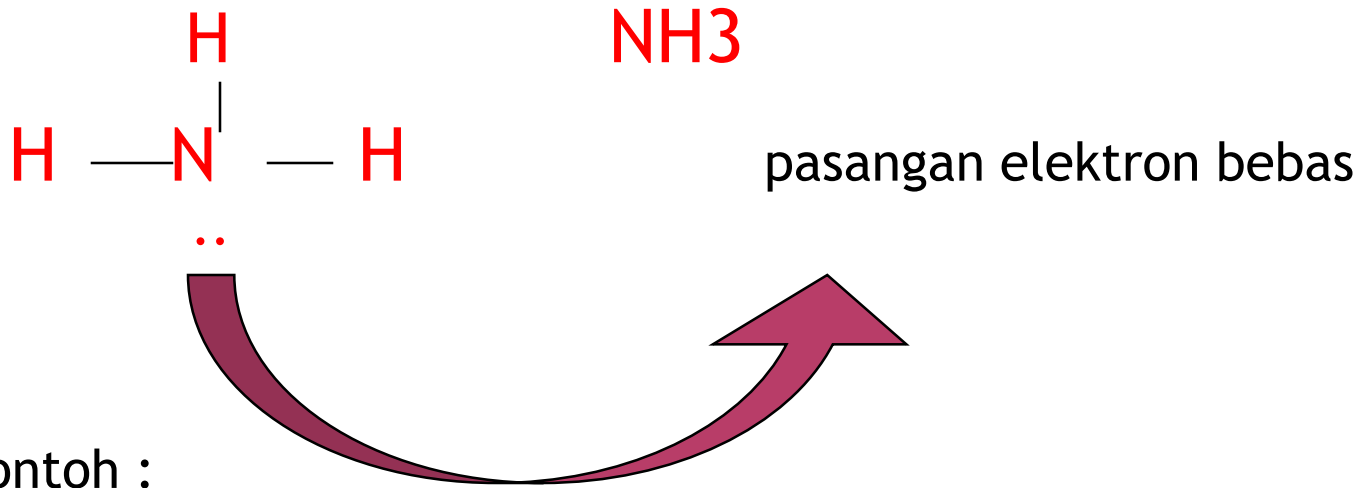
Contoh : NH_4^+



Pertanyaan: ikatan apa saja pada senyawa NH_4^+

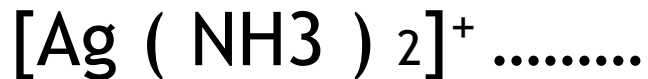
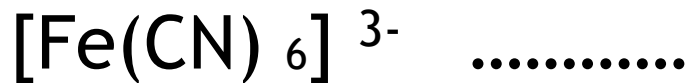


Bagan reaksi proses pembentukan ikatan kovalen koordinasi,
(a) pembentukan ion H⁺ dari atom H dan
(b) NH₃ menyumbang elektron bebasnya membentuk ion
amonium (NH₄)⁺



Contoh :

pada ion kompleks.



CN dan NH₃ gugus yg memp. Pasangan bebas (Ligan)

PERBEDAAN SENYAWA ION DAN KOVALEN

No	Senyawa ionik	Senyawa kovalen
1	Dalam wujud cair atau dalam pelarut polar : sebagai konduktor	Wujud cair: bukan konduktor Dlm pelarut polar bisa sbg konduktor (s. kovalen polar)
2	Titik didih dan ttk. Leleh relatif tinggi	Ttk didih dan ttk leleh rendah

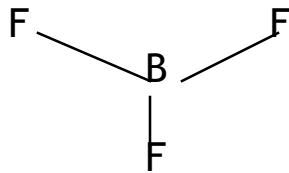
Bentuk Molekul

1. BeCl_2



${}^4\text{Be}$: elektron valensi 2 ($1\text{S}^2 2\text{S}^2$)
 ${}^{17}\text{Cl}$: el. Valensi 7 ($1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^5$)
ada 2 pasangan elektron terikat sbg **bentuk linear** (180°)

2. BF_3

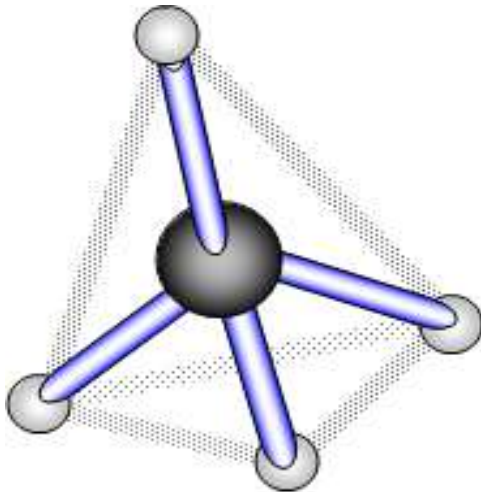


5 B : el. Valensi 3
9 F : el. Valensi 7

3 ps. Elektron pada sudut 120°

bentuk : **segi tiga planar (sama sisi)**

3. CH_4



6 C : el. Valensi 4
1 H : el. Valensi 1

4 pasang elektron sama kuat (Sudut $109,5^\circ$)
Bentuk : **Tetra hedral**

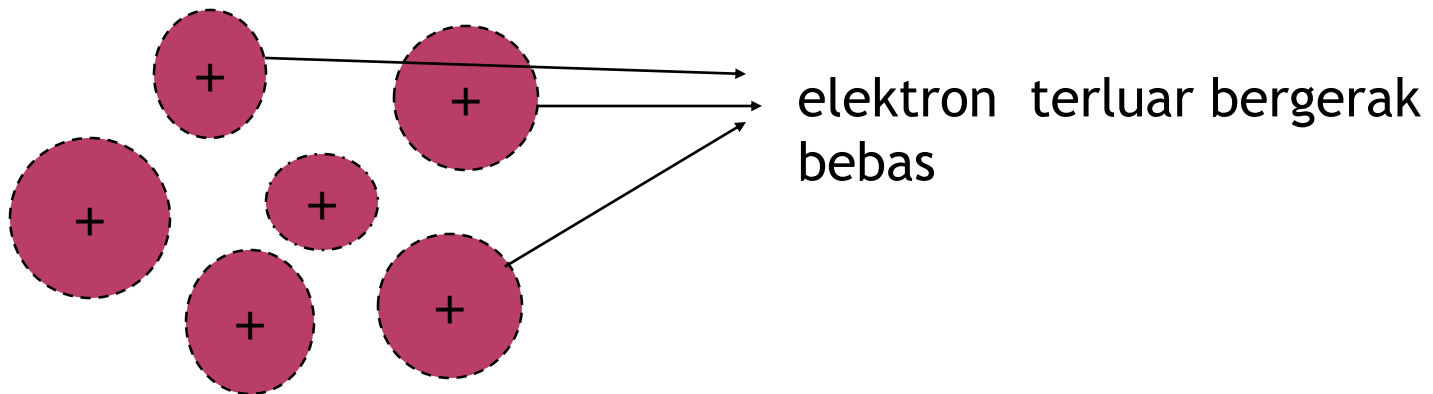
IKATAN ATOM ANTAR MOLEKUL

1. Ikatan logam.

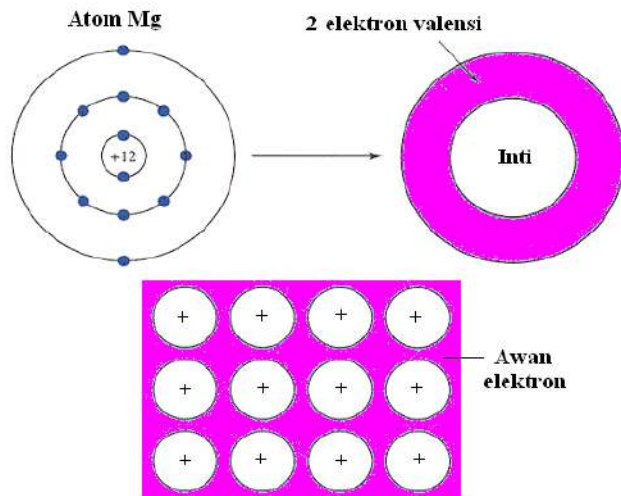
logam padat ----- bersifat konduktor, mengapa ?...

- Logam mempunyai elektronegatifitas rendah: mudah melepas elektron menjadi cenderung bermuatan positif.
- Elektron bebas bergerak di antara ion positif.
- Interaksi antara ion positif dan elektron > ikatan logam

Adanya elektron yg bergerak bebas > konduktor



Pada ikatan logam, inti-inti atom berjarak tertentu dan beraturan sedangkan elektron yang saling dipinjamkan bergerak sangat mobil seolah-olah membentuk “kabut elektron”. Hal ini yang menyebabkan munculnya sifat daya hantar listrik pada logam.



Ikatan Logam, dalam atom Magnesium

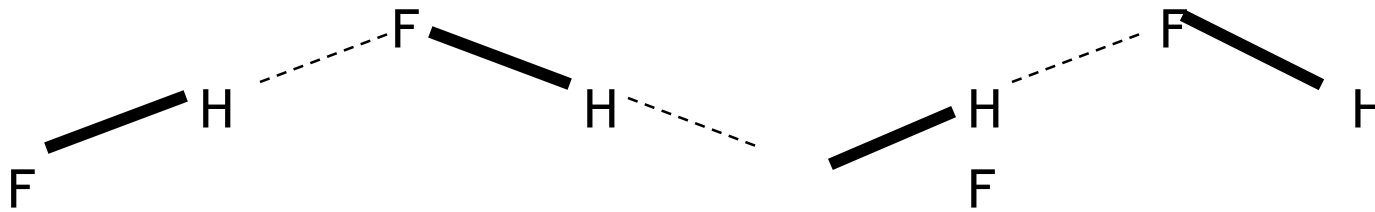
2. Ikatan Hidrogen

H - F

ikatan kovalen polar, F lebih elektronegatif

H seolah-olah menjadi lebih positif (+)

ada daya tarik menarik dua kutub



Senyawa HF

Ket:



: ikatan hidrogen

: ikatan kovalen

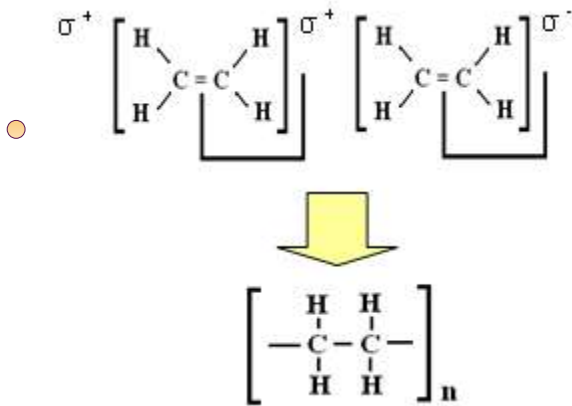
Ikatan hidrogen terjadi pada hidrogen yg terikat unsur yg sangat elektro negatif (F, O, N dll)

Yang mempunyai hidrogen : HF, H₂O, NH₃

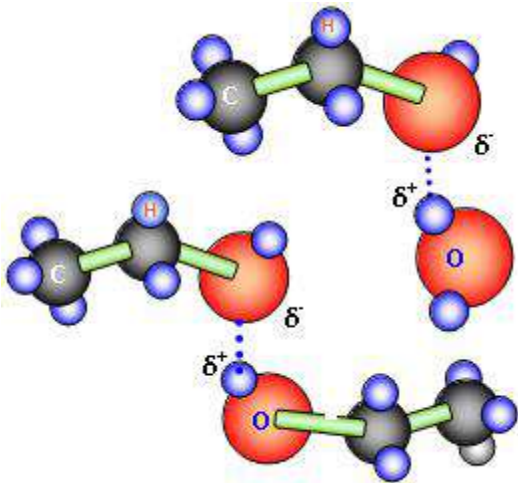
HF menjadi titik didih tinggi.

3. Ikatan Van der Walls

Gas-gas yg saling bersentuhan/mendekat terkondisi > cair, karena pd kondisi tertentu (suhu rendah, tekanan tinggi)



Bagan reaksi yang menggambarkan peran interaksi Van der Waals dalam pembentukan molekul polietilen sebanyak n molekul



Ikatan hidrogen intramolekul dalam etanol dan intermolekul antara etanol dengan air

- ⦿ Terdapat dua jenis ikatan kimia yang terdapat dalam sistem biologis yaitu ikatan kovalen (ikatan kuat) dan ikatan non-kovalen (ikatan lemah). Ikatan kovalen mengikat atom-atom yang membentuk molekul pada ikatan kimia organik. Sedangkan ikatan nonkovalen menentukan struktur tiga dimensi dari sebagian besar molekul biologis.

Energi yang dihasilkan pada saat pemecahan dan pembentukan ikatan kovalen sangat besar. Atom yang terikat dengan ikatan ini sangat stabil, sehingga energi yang diperlukan untuk memecahkan ikatan tersebut sangat besar.

Perubahan energi yang terjadi untuk memecahkan ikatan kovalen ini diperoleh dari pembentukan ikatan kovalen yang lain. Karena kuatnya ikatan kovalen ini, maka molekul yang tersusun atas ikatan kovalen dapat bertahan dalam waktu yang lama.

- Ikatan nonkovalen terdapat pada sebagian besar ikatan yang mempertahankan struktur molekul besar seperti protein dan asam nukleat. Struktur 3 dimensi dari molekul besar tersebut ataupun ikatan antara satu molekul dengan molekul yang lain sangat lemah.
- Pada suhu normal, ikatan nonkovalen hanya bersifat sementara, akan tetapi banyak ikatan kovalen secara bersama-sama membentuk ikatan yang mempunyai stabilitas yang tinggi.
- Yang termasuk ikatan non kovalen adalah ikatan hidrogen, ikatan ionik, ikatan van der Waals dan ikatan hidrofobik.

Kesimpulan :

Setiap unsur selalu memiliki kecenderungan menjadi unsur yang stabil. Kestabilan unsur dilakukan dengan cara mengubah konfigurasi elektronnya seperti gas mulia.

Ikatan ion terjadi karena adanya gaya elektrostatis dari Atom-atom yang berbeda muatannya

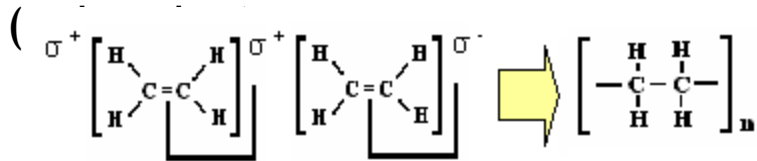


Ikatan kovalen terjadi karena adanya penggunaan elektron secara bersama dari atom yang satu ke atom yang lainnya.

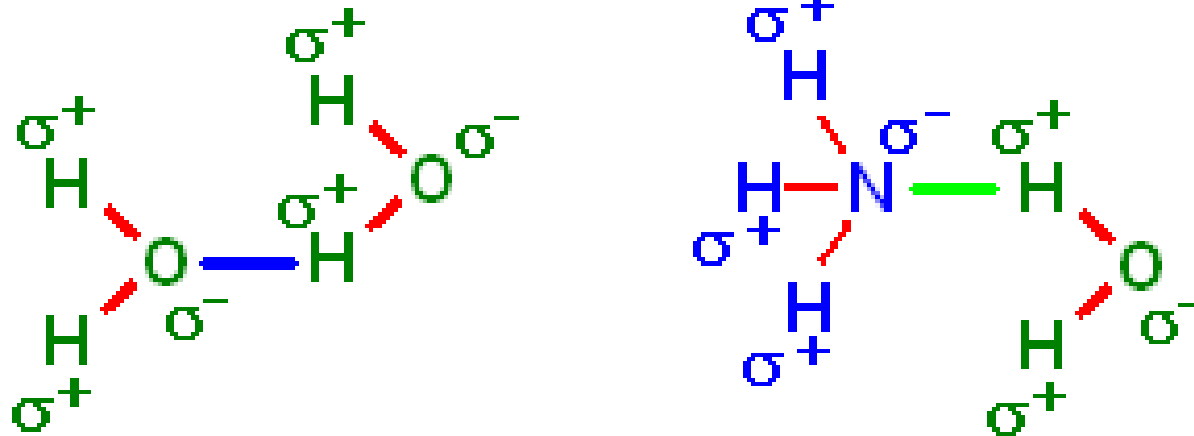
Ikatan logam, interaksi terjadi karena adanya gaya tarik menarik antar elektron oleh inti atom yang berbeda,

Ikatan yang disebabkan karena adanya gaya Van der Waals pada senyawa non polar terjadi karena adanya dispersi muatan yang menyebabkan terjadinya dipol temporer dilanjutkan dengan terjadinya interaksi antar molekul tersebut.

Contoh yang mudah adalah ikatan Van der Waals pada polimer etilen



Ikatan hidrogen merupakan ikatan yang terjadi akibat gaya tarik antarmolekul antara dua muatan listrik parsial dengan polaritas yang berlawanan, dimana muatan parsial positif berasal dari sebuah atom hidrogen.



A. BENTUK MOLEKUL

Merupakan gambaran secara teoritis susunan atom-atom dalam molekul berdasarkan susunan ruang pasangan elektron ikatan (PEI) dan pasangan elektron bebas (PEB) atom pusat.

Bentuk molekul dapat ditentukan dengan teori tolakan pasangan elektron valensi (teori domain elektron).

Bentuk molekul berdasarkan teori VSEPR

- ◉ R.G.Gillespie (1970), mengajukan teori VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion) atau teori tolakan pasangan elektron valensi :
“Pasangan-pasangan elektron akan berusaha saling menjauhi sehingga tolak-menolak antara pasangan elektron menjadi seminimal mungkin”.
- ◉ Jarak yang diambil oleh pasangan elektron bergantung pada keelektronegatifan atom yang bersangkutan.
- ◉ Urutan gaya tolak : pasangan elektron bebas (PEB) > pasangan elektron terikat (PEI), ikatan rangkap 3 > ikatan rangkap 2 > ikatan tunggal.
- ◉ Notasi yang dipakai: A = atom pusat, X = atom yang berikatan (PEI) dan E = elektron valensi yang tidak berikatan (PEB).
- ◉ Keterbatasan teori VSEPR : tidak dapat menerangkan molekul-molekul yang lebih rumit dan mempunyai bilangan koordinasi lebih dari enam.

5 BENTUK DASAR MOLEKUL

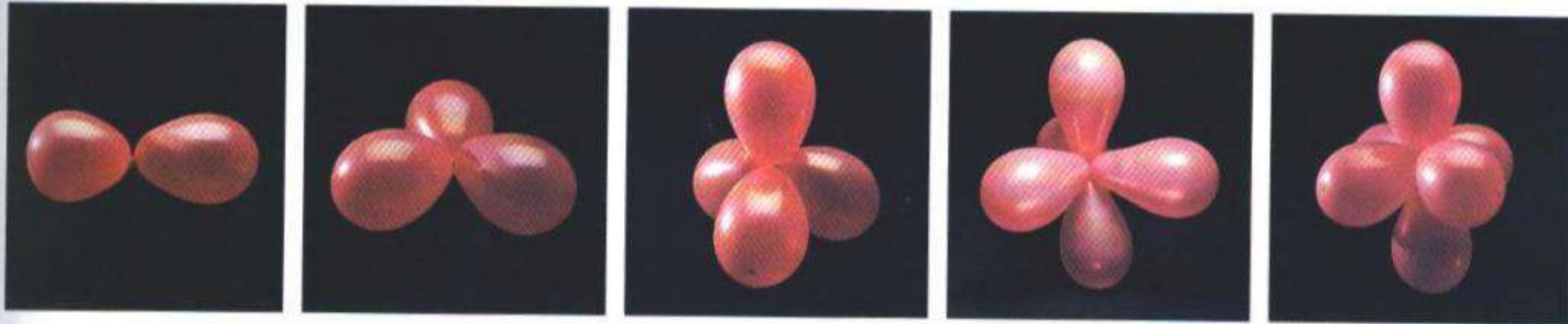


Figure 10.4 **A balloon analogy for the mutual repulsion of electron groups.** Attached balloons move apart so that each can occupy as much space as possible. Five geometric arrange-

ments arise by attaching two, three, four, five, or six balloons. Electron groups repel each other and become arranged in a similar way around a central atom.

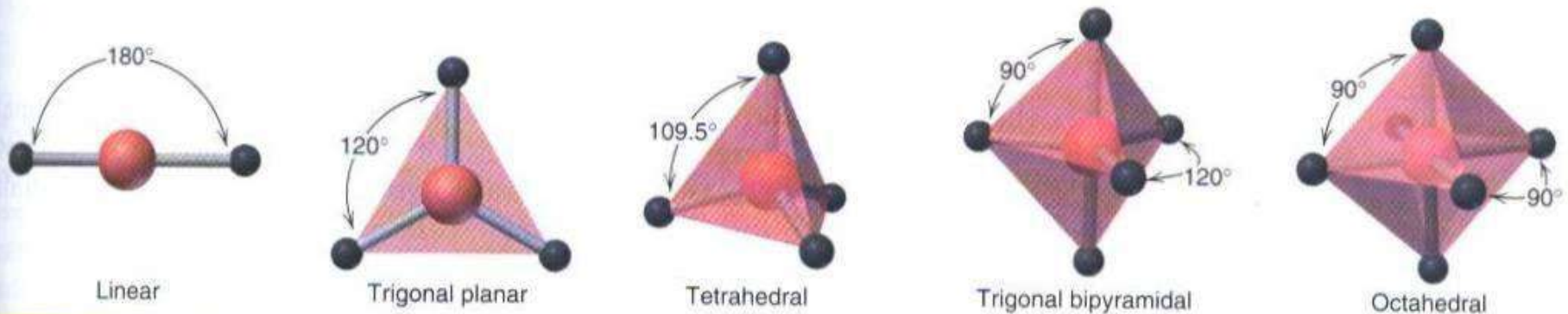


Figure 10.5 **Electron-group repulsions and the five basic molecular shapes.** When a given number of electron groups attached to a central atom (red) repel each other, they maximize the angle between themselves and become oriented as far apart as possible in space. If each electron group is a bonding

group to a surrounding atom (black), the molecular shapes and bond angles shown here are observed, and the name of the molecular shape is the same as that of the electron-group arrangement. When one or more of the electron groups is a lone pair, other molecular shapes are observed, as you'll see in upcoming figures.

CARA MERAMALKAN BENTUK MOLEKUL

- ◉ Gambarkan struktur Lewis senyawa.
- ◉ Hitung jumlah pasangan elektron (PE), jumlah PEI dan PEB yang ada di sekitar atom pusat.
- ◉ Memprediksi sudut-sudut ikatan yang mungkin berdasarkan jumlah kelompok elektron dan arah-arrah yang mungkin akibat tolakan pasangan elektron bebas.
- ◉ Tentukan rumus bentuk molekulnya/klasifikasi VSEPR.
- ◉ Memberi nama bentuk molekul berdasarkan jumlah PEI dan PEB.

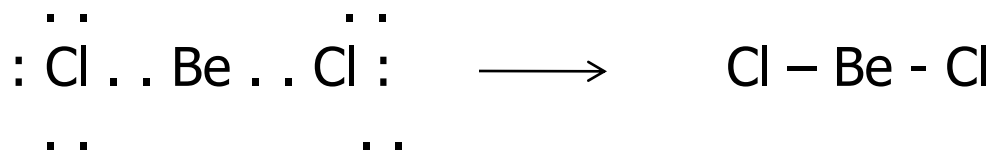
A. BENTUK MOLEKUL DENGAN DUA PASANG ELEKTRON DI SEKITAR ATOM PUSAT

1. BeCl_2

- Gambarkan struktur Lewis BeCl_2

${}_4\text{Be} : 2, 2$

${}_{17}\text{Cl} : 2, 8, 7$



- Jumlah PE = 2, PEI = 2, PEB = 0
- Klasifikasi VSEPR : AX_2
- Bentuk molekul : Linier

2. Ramalkan bentuk molekul CO_2 , HCN ?

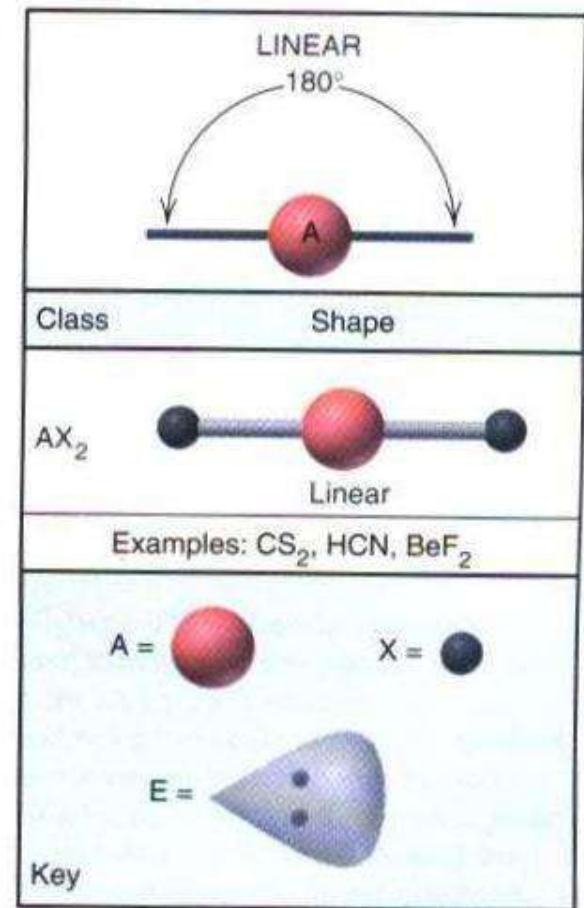


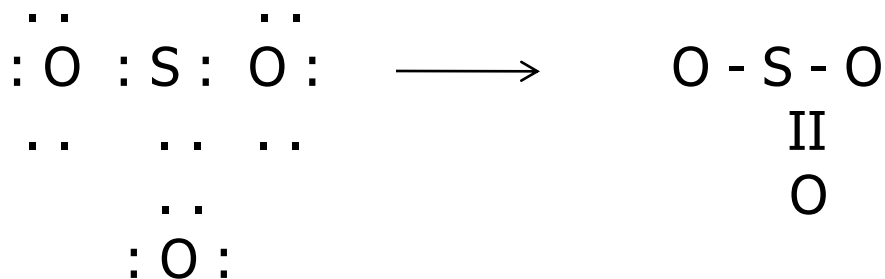
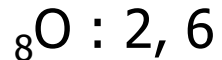
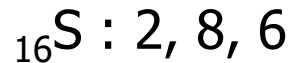
Figure 10.6 The single molecular shape of the linear electron-group arrangement. The key (bottom) for A, X, and E also refers to Figures 10.7, 10.8, 10.10, and 10.11.

DI

SEKITAR ATOM PUSAT

1. SO₃

- Gambarkan struktur Lewis SO₃



- Jumlah PE = 3, PEI = 3, PEB = 0
- Klasifikasi VSEPR : AX₃
- Bentuk molekul : Trigonal planar

2. Ramalkan bentuk molekul SO₂ , BF₃, NO₃⁻, CO₃²⁻

TRIGONAL PLANAR	
Class	Shape
AX ₃	
Examples: SO ₃ , BF ₃ , NO ₃ ⁻ , CO ₃ ²⁻	
AX ₂ E	
Examples: SO ₂ , O ₃ , PbCl ₂ , SnBr ₂	

Figure 10.7 The two molecular shapes of the trigonal planar electron-group arrangement.

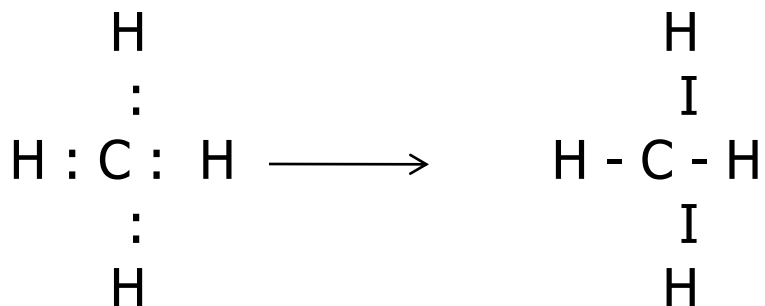
C. BENTUK MOLEKUL DENGAN EMPAT PASANG ELEKTRON DI SEKITAR ATOM PUSAT

1. CH₄

- Gambarkan struktur Lewis CH₄

₆C : 2, 4

₁H : 1



- Jumlah PE = 4, PEI = 4, PEB = 0
- Klasifikasi VSEPR : AX₄
- Bentuk molekul : Tetrahedral

2. Ramalkan bentuk molekul SO₄²⁻, NH₃, H₂O, H₃O⁺ ?

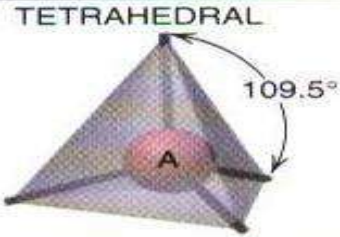
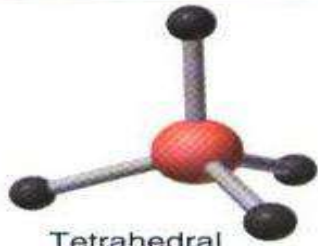

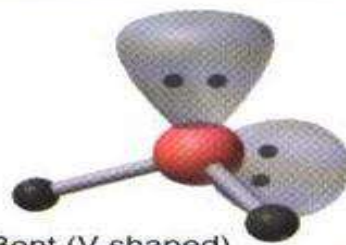
TETRAHEDRAL	
	
Class	Shape
AX ₄	 Tetrahedral
Examples: CH ₄ , SiCl ₄ , SO ₄ ²⁻ , ClO ₄ ⁻	
AX ₃ E	 Trigonal pyramidal
Examples: NH ₃ , PF ₃ , ClO ₃ , H ₃ O ⁺	
AX ₂ E ₂	 Bent (V shaped)
Examples: H ₂ O, OF ₂ , SCl ₂	

Figure 10.8 The three molecular shapes of the tetrahedral electron-group arrangement.

DI BENTUK MOLEKUL DI LINGKAR LINGKAR ASASNYA

SEKITAR ATOM PUSAT

Ramalkan bentuk molekul dari PCl_5 dan SF_4 , SOF_4 ?

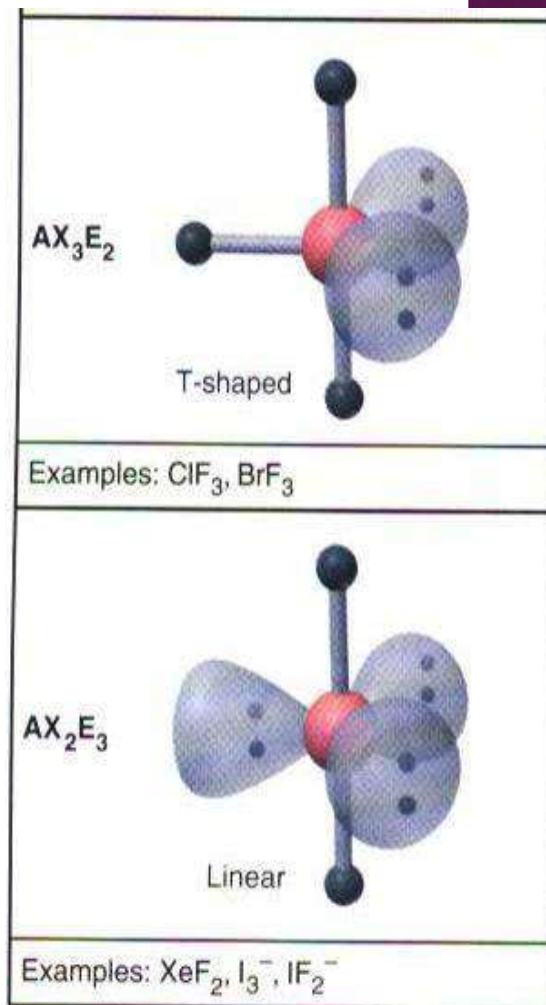
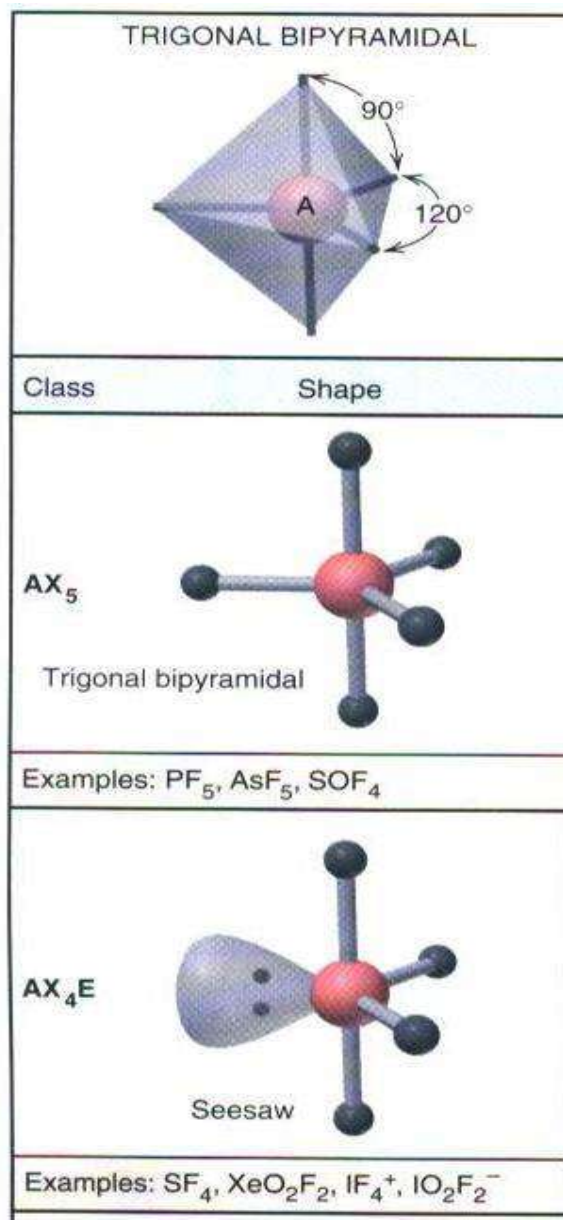


Figure 10.10 The four molecular shapes of the trigonal bipyramidal electron-group arrangement.

E. BENTUK MOLEKUL DENGAN ENAM PASANG ELEKTRON DI SEKITAR ATOM PUSAT

Ramalkan bentuk molekul SF_6 , BrF_5 , dan ICl_4^- ?

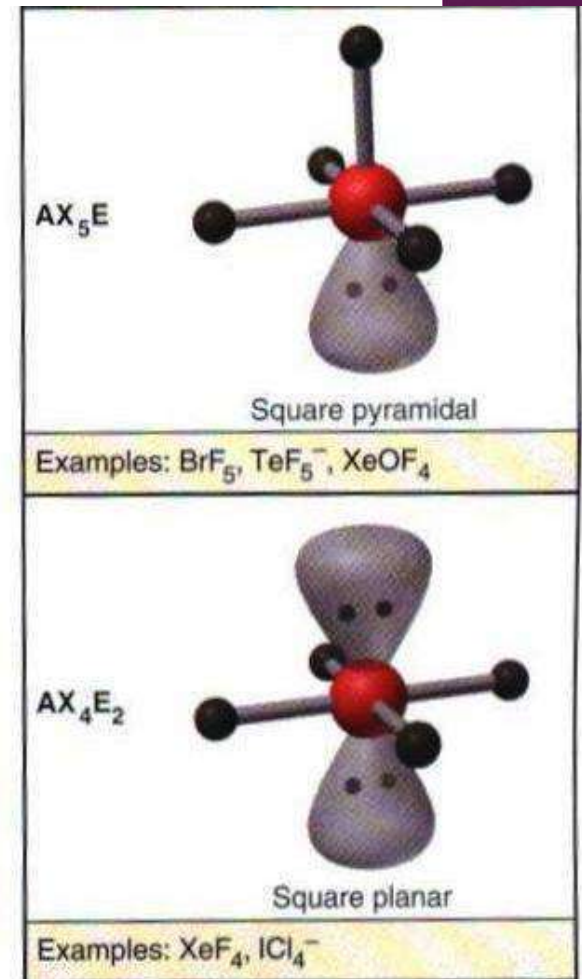
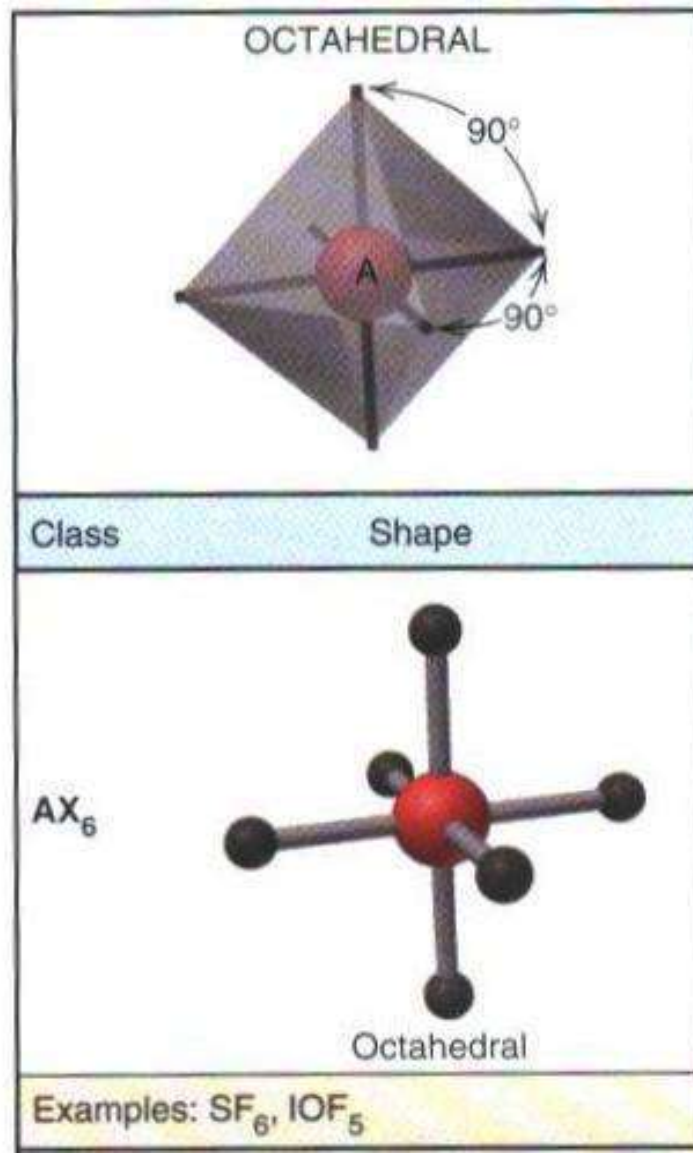


Figure 10.11 The three molecular shapes of the octahedral electron-group arrangement.

BENTUK MOLEKUL BERDASARKAN TEORI VSEPR

PE	PEI	PEB	Klasifikasi VSEPR	Bentuk molekul	Contoh
2	2	0	AX_2	Linier	$BeCl_2$, CO_2 , CS_2 , HCN , $FeCl_2$
3	3	0	AX_3	Trigonal planar/segitiga datar	BF_3 , SO_3 , NO_3^- , CO_3^{2-}
	2	1	AX_2E	Trigonal bentuk V	SO_2 , $SnCl_2$,
4	4	0	AX_4	Tetrahedral	CH_4 , CCl_4 , SO_4^{2-} .
	3	1	AX_3E	Trigonal pyramidal	NH_3 , PF_3 , H_3O^+ ,
	2	2	AX_2E_2	Planar bentuk V	H_2O , OF_2 , SCl_2 ,
5	5	0	AX_5	Trigonal bipyramidal	PCl_5 , PF_5 , AsF_5 ,
	4	1	AX_4E	Seesaw (jungkat jungkit/bidang empat	SF_4 , XeO_2F_2 ,
	3	2	AX_3E_2	Planar bentuk T	BrF_3 , ClF_3 ,
	2	3	AX_2E_3	Linier	XeF_2 , I_3^- , IF_2^- ,
6	6	0	AX_6	Oktahedral	SF_6 ,
	5	1	AX_5E	Pyramida segiempat	BrF_5 , $XeOF_4$,
	4	2	AX_4E_2	Segiempat planar	XeF_4 , ICl_4^- ,

LATIHAN

○ Prediksikan bentuk molekul dan sudut ikatan senyawa:

1. PF_3
2. COCl_2
3. CS_2
4. CBr_4
5. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

B. GAYA ANTARMOLEKUL

- ◉ Di antara molekul-molekul pun dapat mengalami gaya tarik-menarik walaupun sangat lemah. Gaya antarmolekul dapat mempengaruhi sifat fisik molekul-molekul.

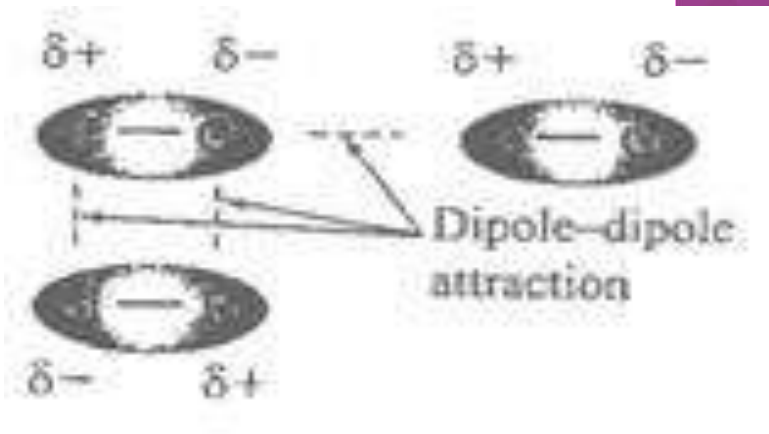
1. GAYA VAN DER WAALS

Menurut Johannes Van der Waals : interaksi antarmolekul menghasilkan suatu gaya yang lemah. Gaya tersebut dapat terjadi pada molekul-molekul polar dan molekul-molekul nonpolar. Pada molekul-molekul polar disebut gaya dipol-dipol, sedangkan pada molekul nonpolar disebut gaya dispersi (London).

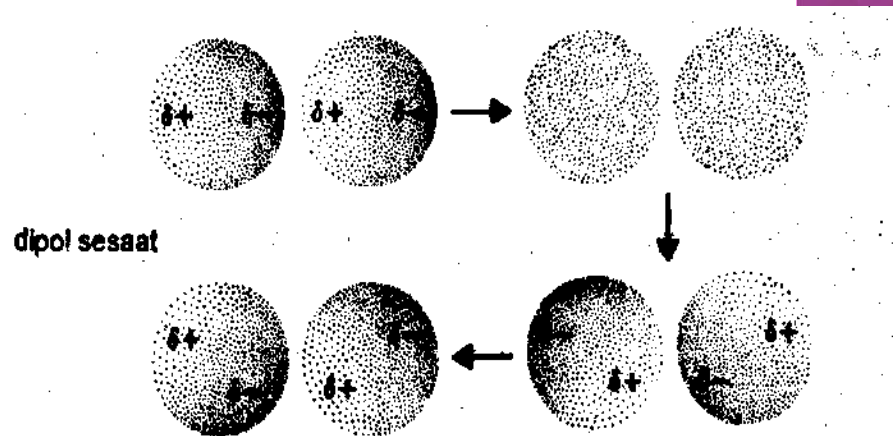
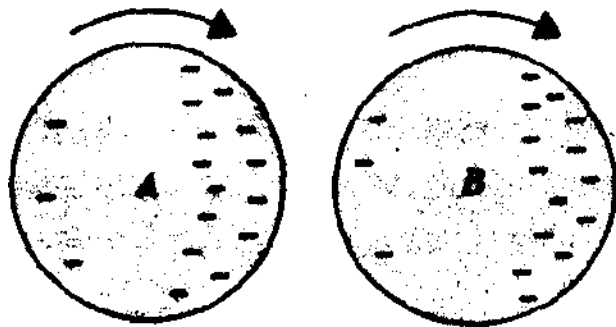
a. Gaya antar dipol, yaitu tarik-menarik antarmolekul dalam senyawa kovalen polar. Contoh : HCl, H₂S, HI, HBr.

Pada molekul HCl , atom klor lebih elektronegatif daripada hidrogen maka pasangan elektron cenderung tertarik oleh Cl. Molekul HCl jadi memiliki dipol.

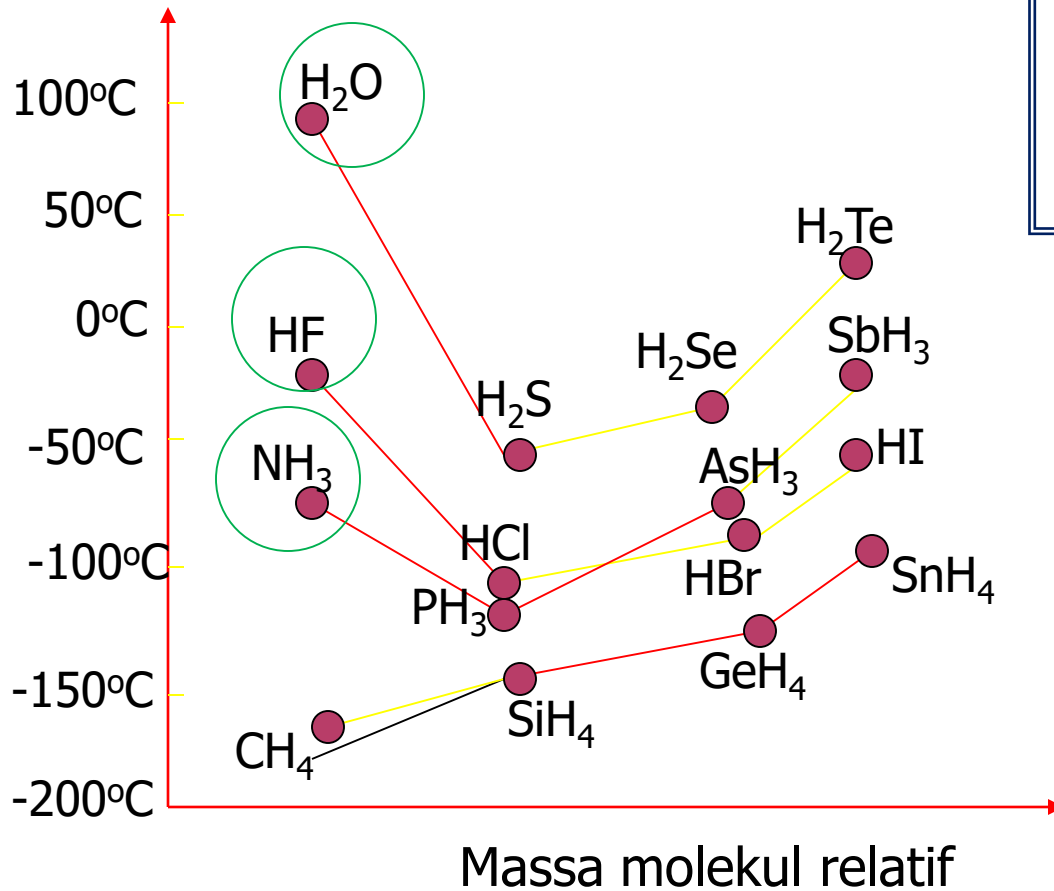
- Gaya Dipol-dipol :



b. Fritz London, tahun 1930 menguraikan terjadinya tarikan yang lemah disebabkan oleh dipol imbasan sekejap atau sesaat yang kemudian dikenal Gaya London. Gaya London, yaitu tarik-menarik antarmolekul dalam senyawa nonpolar. Contoh : H_2 , Cl_2 , CH_4 , PCl_5 .



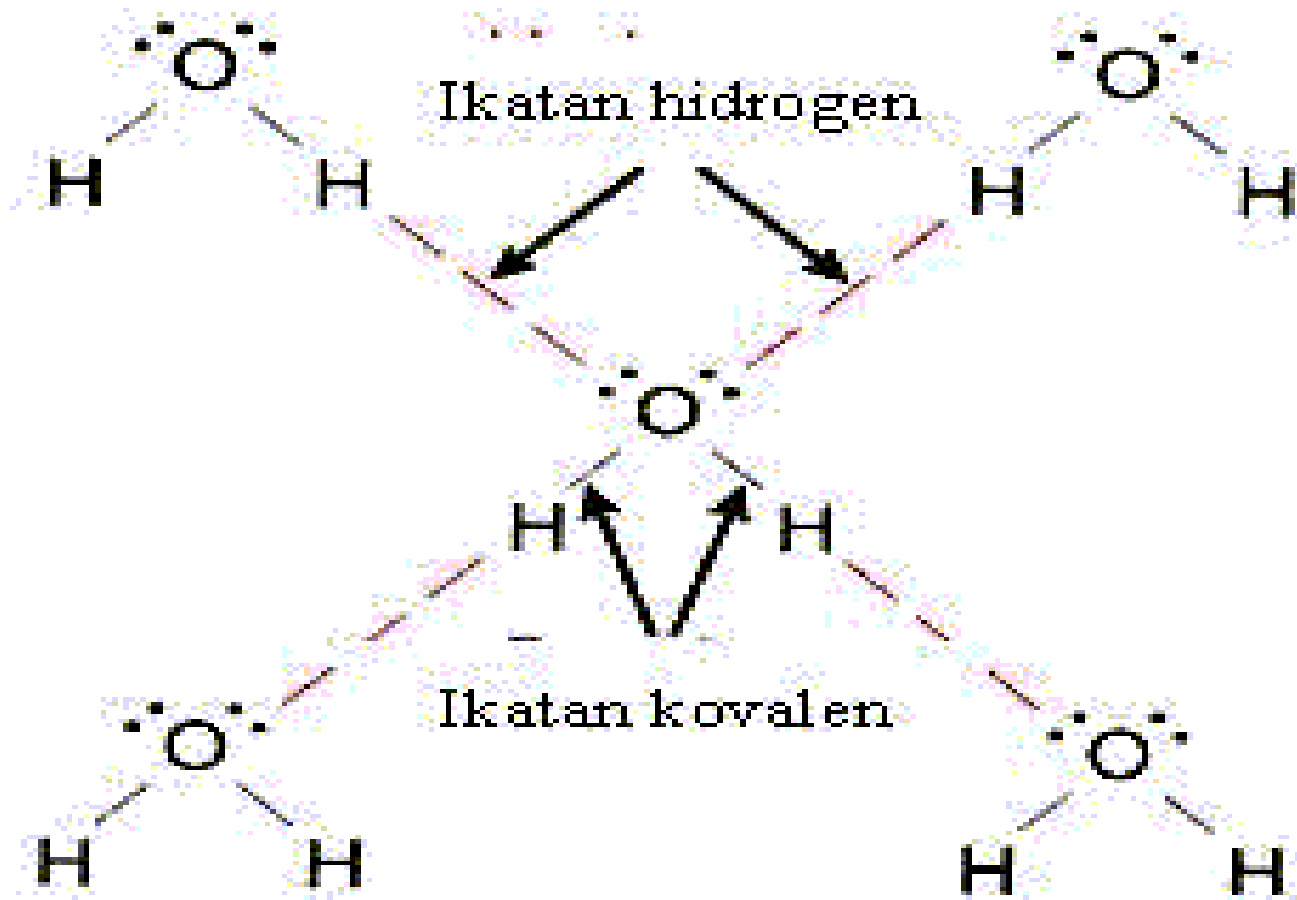
2. Ikatan Hidrogen



Mengapa dalam golongannya

H₂O, HF dan NH₃ memiliki titik didih lebih tinggi, padahal Mr nya paling kecil.?

Pada senyawa yang mengandung atom sangat elektronegatif (F,O,N) dan atom H akan memiliki kepolaran sangat tinggi sehingga membentuk ikatan hidrogen.



PENGARUH GAYA ANTARMOLEKUL TERHADAP TITIK DIDIH

- ⦿ Semakin kuat ikatan antarmolekul, titik didih semakin tinggi karena energi yang dibutuhkan untuk memutuskan ikatan semakin besar.
- ⦿ Jika M_r Senyawa makin besar, titik didih makin tinggi.
- ⦿ Pada senyawa H_2O , HF , NH_3 titik didih tinggi dalam golongan, karena mempunyai ikatan hidrogen antar molekulnya.

~SEKJAN~

Dari berbagai sumber...

SISTEM PERIODIK UNSUR

BY: WATI SUKMAWATI, M.Pd

Periodic Table of the Elements

Legend:

- alkali metals
- alkaline earth metals
- transitional metals
- other metals
- nonmetals
- noble gases

atomic number atomic weight

Si

symbol

Black = Solid
Blue = Liquid
Red = gas
white = Synthetically prepared most stable isotope

1	2											3	4	5	6	7	8	9	10			
H	He											B	C	N	O	F	Ne					
3	4											13	14	15	16	17	18					
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar					
11	12											21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	
Na	Mg	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					
19	20	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54					
K	Ca	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe					
37	38	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70					
Rb	Sr	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn					
55	56	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86					
Cs	Ba	Ac	Rf	Ha	Sg	Bh	Hs	Mt										(113)	(114)	(115)	(116)	(117)
87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104					
Fr	Ra	Act	Rf	Ha	Sg	Bh	Hs	Mt										(113)	(114)	(115)	(116)	(117)

Lanthanide series

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

Actinide series

90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Tabel Sistim Periodik Unsur

Logam
 Metalloid
 Non-Logam
 Lantanida
 Aktinida

1
2
3
4
 Nomor atom

1
2
3
4
 Nomor massa
 Titik leleh (dalam °C)
 Titik didih (dalam °C)

1	2											11	12	13	14	15	16	17	18
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22
4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23
5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24
6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25
7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26

Lantanida	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73
	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Aktinida	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105
	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Americanium	Berkelium	Californium	Einsteinium	Fermium	Mendelevium	Nobelium	Lutetium	Rutherfordium	Dubnium	Seaborgium

Sejarah Perkembangan Sistem Periodik

- Pengelompokan berdasarkan sifat logam dan non logam
- Dikemukakan para ahli kimia arab dan persia

sifat logam:

1. dapat menghantarkan listrik dan panas
2. mudah ditempa dan diregangkan
3. mengkilap bila digosok
4. umumnya berwujud padat pada suhu kamar kecuali raksa
5. bersifat reduktor

- **Sifat non logam :**

1. Tidak dapat menghantarkan listrik kecuali grafit
2. Tidak mengkilap
3. Ada yang berwujud padat, cair, gas
4. Rapuh
5. Bersifat oksidator

- Antonie Lavoiser (1789)

mengelompokkan zat-zat berdasarkan sifat kimianya menjadi gas, non logam, logam dan tanah

- ◇ John Dalton (1808)

mengelompokkan zat-zat berupa unsur-unsur berdasarkan kenaikan massa atomnya.

- ◇ Jons Jacob Berzelliuss (1828)

berhasil membuat dan mempublikasikan daftar massa atom unsur-unsur yang akurat

Pengelompokan unsur berdasarkan Triad Dobreiner

- Dikemukakan oleh John Wolfgang Dobreiner (1817)
- Isi: masing-masing kelompok terdiri dari 3 unsur yang disebut triad disusun berdasarkan kenaikan massa atom yaitu massa atom yang ditengah adalah rata-rata dari massa atom unsur 1 dan 3
- Contoh :
Li – Na – K
Cl – Br – I

Pengelompokan unsur berdasarkan Hukum Oktaf

- Dikemukakan oleh Newlands (1864)
- Dasar : kenaikan massa atom relatifnya
- Isi : mengemukakan bahwa unsur ke -8 mempunyai kemiripan sifat dengan unsur ke-1, unsur ke -9 mempunyai kemiripan sifat dengan unsur ke-2 demikian seterusnya. Pengulangan sifat terjadi setelah delapan unsur(setiap selisih satu oktaf)
- Kelemahan : hanya cocok untuk unsur dengan massa yang kecil dan ada beberapa unsur yang berimpit (satu tempat dua unsur)

Kelompok unsur oktaf

- ${}^1\text{H}$ ${}^2\text{Li}$ ${}^3\text{Be}$ ${}^4\text{B}$ ${}^5\text{C}$ ${}^6\text{N}$ ${}^7\text{O}$
- ${}^8\text{F}$ ${}^9\text{Na}$ ${}^{10}\text{Mg}$ ${}^{11}\text{Al}$ ${}^{12}\text{Si}$ ${}^{13}\text{P}$ ${}^{14}\text{S}$
- Cl K Ca Cr Ti Mn Fe
- Co,Ni Cu Zn Y In As Se

Dalam tabel Newlands gas mulia tidak ada karena belum ditemukan

- Lothar Meyer, 1868

- Membuat sistem periodik pertama berdasarkan kenaikan massa atom dan kemiripan sifat unsur
- Penyusunannya mirip dengan Mendeleev tetapi dalam publikasinya duluan meyer

Sistem periodik Mendeleev

- Dikemukakan oleh Dmitri Ivanovich Mendeleev (1871)
- Mendeleev membuat tabel berkala unsur-unsur yang disebut juga sistem periodik unsur yang disusun berdasarkan kenaikan massa atom sehingga sifat-sifat tertentu dari unsur akan berulang secara berkala menurut kenaikan massa atom

Tabel 2.1 Sistem Periodik Menurut Mendeleev

Periode	Gol.I	Gol.II	Gol.III	Gol.IV	Gol.V	Gol.VI	Gol.VII	Gol.VIII
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C= 12	N=14	O= 16	F= 19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P= 31	S= 32	Cl= 35,5	
4	K=39	Ca=40	- = 44	--=48	V= 51	Cr= 52	Mn= 55	Fe= 56; Co= 59 Ni= 59; Cu= 63
5	Cu=63	Zn=65	--= 68	--=72	As= 75	Se= 78	Br= 80	
6	Rb=85	Sr=87	Yt=88	Zr=90	Nb= 94	Mo= 96	--= 100	Ru=104;Rh=104 Pd=106;Ag=108
7	Ag=108	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb= 122	Te= 125	J= 127	
8	Cs=133	Ba=137	Di=138	Ce=140	-	-	-	-----
9	-	-	-	La=180	-	-	-	Os=195; Ir= 197
10	-	-	Er=178	Pb= 207	Ta= 182	W= 184	-	Pt=198;Au=199
11	Au=199	Hg=200	Tl=204	Th=231	Bi= 208	-	-	-----

- Menurut sistem periodik mendeleev terdiri dari 12 baris mendatar dan 8 kolom tegak yang disebut golongan
- sistem periodik mendeleev disebut sistem periodik pendek
- Kelebihan sistem periodik mendeleev :
 - a. membetulkan massa atom
massa In 76 menjadi 113, Be 13,5 menjadi 9 dan U dari 120 menjadi 240

- Peramalan unsur baru
mendeleev menyiapkan tempat kosong pada sistem berkala yang dibuatnya . Karena dia berkeyakinan masih banyak yang belum ditemukan(waktu itu baru 65 unsur saja)
Unsur yang diramal misalnya Germanium

Kelemahan :

Adanya penempatan unsur yang tidak sesuai dengan kenaikan massa atomnya

Sistem Periodik Modern

- Sistem periodik modern disebut sistem periodik panjang
- Disusun berdasarkan kenaikan nomor atom
- Dasar penyusunan sistem periodik modern berdasarkan hasil penelitian Henry Moseley yaitu sifat dasar atom ditentukan nomor atomnya
- Sistem periodik modern terdiri atas dua lajur vertikal (disebut golongan unsur) dan lajur horizontal (disebut periode unsur)
- Dalam satu periode disusun berdasarkan kenaikan nomor atomnya, dalam satu golongan disusun berdasarkan kemiripan sifat

Sistem Periodik Unsur-Unsur

Logam Alkali										Gas Muluk																																	
1										18																																	
IA		Logam Alkali Tanah										IIA		Boron-Aluminium		Karbon		Nitrogen		Oksigen		Halogen		VIII A																			
1		2		3										4		5		6		7		8		9		10		11		12		13		14		15		16		17		18	
H		Li		Be		Logam - Logam Transisi										B		C		N		O		F		Ne																	
3		4		5										6		7		8		9		10		11		12		13		14		15		16		17		18					
Na		Mg		GOLONGAN										Al		Si		P		S		Cl		Ar																			
19		20		21		22		23		24		25		26		27		28		29		30		31		32		33		34		35		36									
K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe		Co		Ni		Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br		Kr									
37		38		39		40		41		42		43		44		45		46		47		48		49		50		51		52		53		54									
Rb		Sr		Y		Zr		Nb		Mo		Tc		Ru		Rh		Pd		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I		Xe									
55		56		57		72		73		74		75		76		77		78		79		80		81		82		83		84		85		86									
Cs		Ba		La		Hf		Ta		W		Re		Os		Ir		Pt		Au		Hg		Tl		Pb		Bi		Po		At		Rn									
87		88		89		104		105		106		107		108		109		110		111		112		113		114		115		116		117		118									
Fr		Ra		Ac		Rf		Db		Sg		Bh		Hs		Mt		Uun		Uuu		Uub		Uut		Uuq		Uup		Uuh		Uus		Uuo									

87		88		89		90		91		92		93		94		95		96		97		98		99		100		101		102		103	
Fr		Ra		Ac		Th		Pa		U		Np		Pu		Am		Cm		Bk		Cf		Es		Fm		Md		No		Lr	

Padat Cair
 Gas Buatan

Logam - Logam Transisi Dalam

Hubungan Konfigurasi elektron dengan sistem periodik

- Periode

menyatakan banyaknya kulit atom yg dimiliki oleh unsur yg bersangkutan.

dalam sistem periodik panjang terdiri dari 7 periode.

1. periode pendek = periode 1,2,3
2. periode panjang = periode 4 dan 5
3. periode sangat panjang = periode 6
4. periode belum lengkap = periode 7

- **Golongan**

menyatakan jumlah elektron yang terdapat dalam kulit terluar.

Dalam sistem periodik modern terdiri dari 8 golongan utama (A) dan 8 golongan transisi (B)

Golongan utama

Golongan IA = golongan logam alkali

Golongan IIA = golongan logam alkali tanah

Golongan III A = golongan aluminium

Golongan IV A = golongan karbon

Golongan VA = golongan nitrogen

Golongan VIA = golongan khalkogen/ oksigen

Golongan VII A = golongan halogen

Golongan VIIIA = golongan gas mulia

◇ Golongan transisi

Terletak diantara golongan IIA dan IIIA

Golongan Lantanida terletak pada golongan IIIB, periode 6 (dari La-57 sampai Lu-71)

Golongan aktinida terletak pada golongan IIIB periode 7 (dari Ac-89 sampai Lw-103)

- Gol I A = H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
Hari, Libur, Naik, Kuda–Rabu, Camis–Free
- Gol II A = Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra,
Becak–Mang–Casim–Sering–Bawa–Racun
- Gol III A = B, Al, Ga, In, Tl
Bang–Ali–Gali–Intan–Tulen
- Gol IV A = C, Si–Ge, Sn, Pb
Cewek–Si–Genit –Sedang–Puber

Gol V A = N, P, As, Sb, Bi

Nyonya–Pak–Asmat–Sebelumnya Biduawanita

Gol VI A = O, S, Se, Te, Po

Orang – Sekarang – Senang – Tentang – Politik

Gol VII A = F, Cl, Br, I, At

Festival – Celana – Baru – Itu – Antik

Gol VIII A = He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Heran – Nenek – Ari – Kriting – Xekali – Rambutnya

Periode 3 = Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar

Nama–Mega–Alamat–Simpang–Pos–
Seorang–Calon–Artis

Diagonal sistem periodik

- Memisahkan unsur-unsur logam dengan non logam.
- Unsur di kiri diagonal adalah unsur logam dan di kanan diagonal unsur non logam
- Unsur yang di dekat diagonal adalah unsur metaloid/peralihan/semilogam (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At)

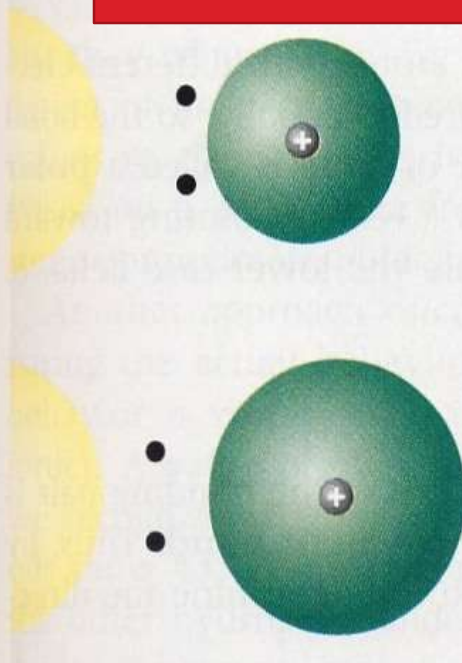
Sifat Periodik

- Sifat atomik : menentukan sifat kimia unsur
Meliputi : jari-jari atom, energi ionisasi, afinitas elektron, elektronegatifan, bilangan oksidasi
- Sifat fisis/bulk: tidak berkaitan dgn struktur atomnya
Meliputi : kerapatan, titik leleh, titik didih, perubahan kalor leleh dan penguapan, daya hantar listrik dan panas

Jari-jari atom

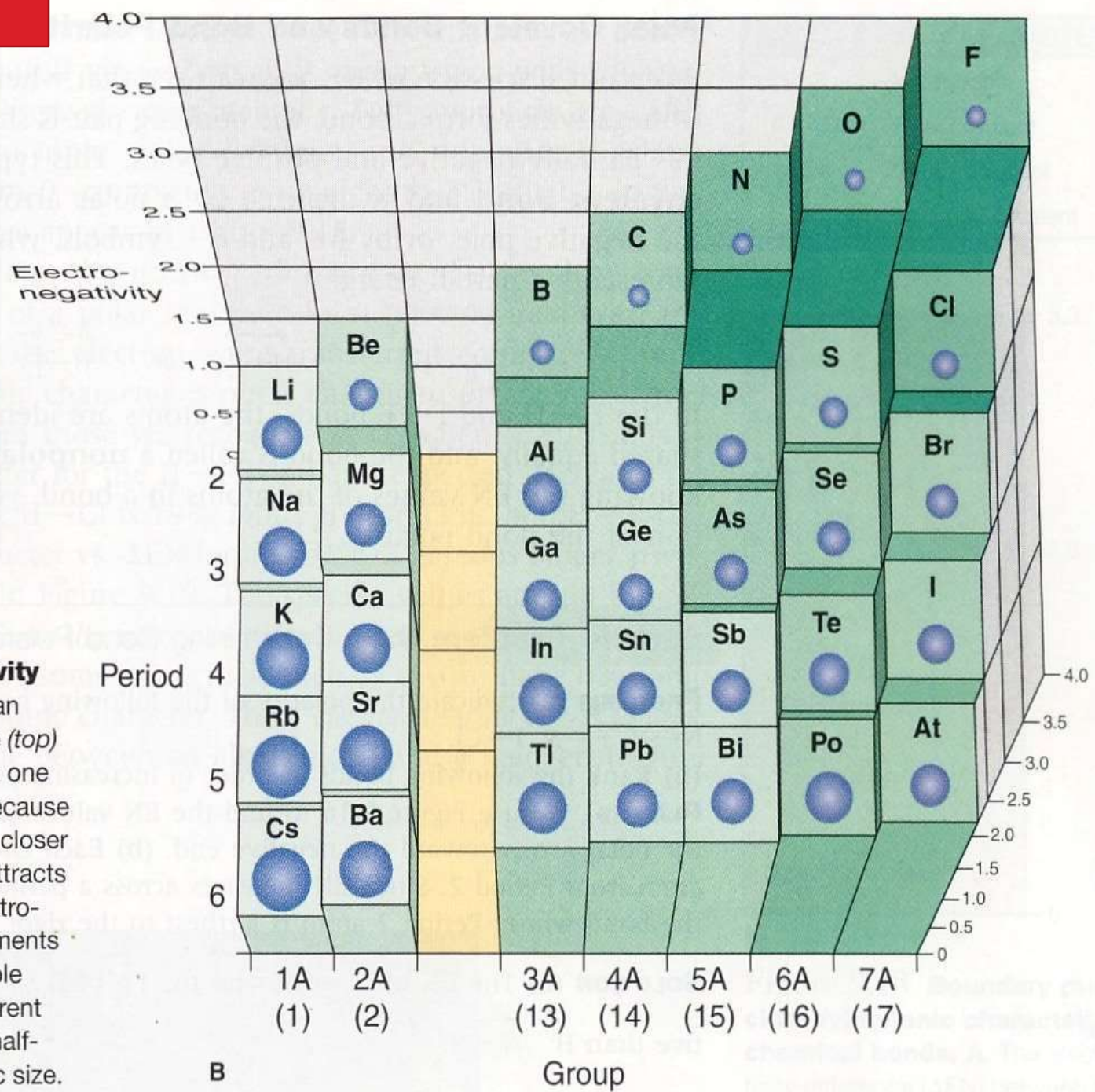
- Adalah jarak dari inti atom sampai kulit terluar.
- Dalam satu golongan jari-jari atom dari atas ke bawah makin besar
- Dalam satu periode jari-jari atom dari kiri ke kanan makin kecil

Ukuran atom



A

Figure 9.17 Electronegativity and atomic size. A, In general, an element with a smaller atomic size (*top*) has a higher electronegativity than one with larger atomic size (*bottom*) because the nucleus of the smaller atom is closer to the bonding pair. Therefore, it attracts the pair more strongly. B, The electronegativities of the main-group elements from Periods 2 to 6 (excluding noble gases) are shown as posts of different heights. On top of each post is a half-sphere showing the relative atomic size.



B

Group

Energi ionisasi

- Adalah energi yang dibutuhkan untuk melepaskan elektron paling luar dari atom atau ion dalam fase gas

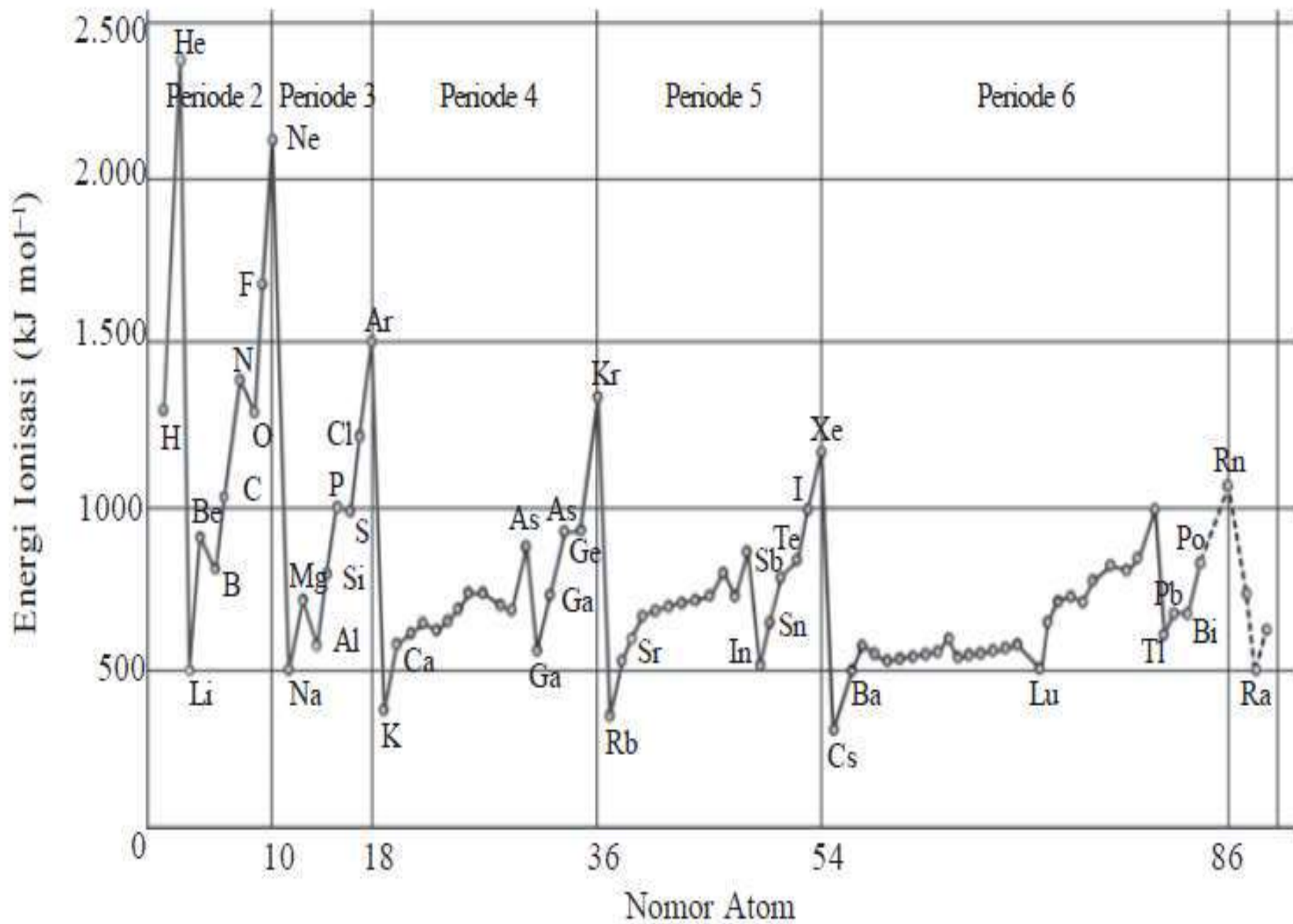


- **Ada 3 faktor yang mempengaruhi energi ionisasi:**
 - a. jari-jari atom(makin besar jari-jari atom semakin kecil energi ionisasi)*
- Jumlah elektron yang dapat dipindahkan dari atom netral bisa lebih dari satu.
- $EI_1 < EI_2 < EI_3$

b.jumlah elektron di kulit dalam (makin banyak elektron di kulit dalam makin kecil energi ionisasinya)

c.muatan inti positif (makin besar muatan inti makin besar energi ionisasinya)

- Dalam satu golongan EI dari atas ke bawah makin kecil
- Dalam satu periode EI dari kiri ke kanan makin besar



Gambar 1.17 Hubungan energi ionisasi dengan nomor atom.

Afinitas elektron

- Adalah energi yang dilepaskan jika atom netral menerima elektron dan membentuk ion negatif



AE + = penyerapan energi

AE - = pelepasan energi

Semakin negatif semakin mudah atom menerima elektron dan membentuk ion negatif.

Tabel 1.5 Afinitas Elektron Unsur-unsur pada Golongan Utama

Golongan Periode	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H -73							He 21
2	Li -60	Be 240	B -27	C -122	N 0	O -141	F -328	Ne 29
3	Na -53	Mg 230	Al -44	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 35
4	K -48	Ca 156	Ga -30	Ge -120	As -77	Se -195	Br -325	Kr 39
5	Rb -47	Sr 168	In -30	Sn -121	Sb -101	Te -190	I -295	Xe 41
6	Cs -30	Ba 52	Tl -30	Pb -110	Bi -110	Po -180	At -270	Rn 41

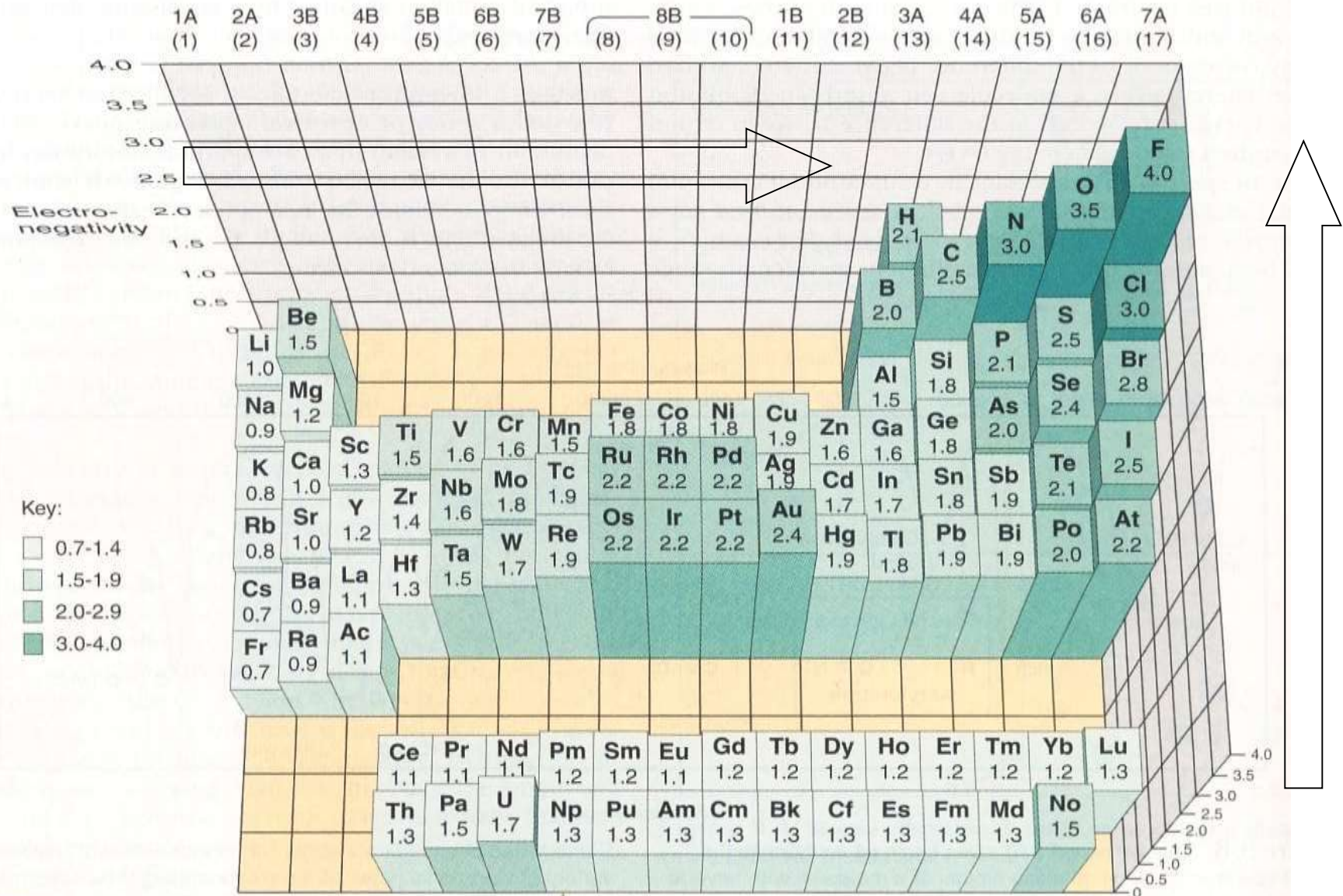
Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg, 2000.

- Dalam satu golongan AE dari atas ke bawah makin kecil
- Dalam satu periode AE dari kiri ke kanan makin besar (paling besar VII A bukan VIIIA, perkecuali : $IA > IIA$, $IVA > VA$, $VIIA > VIIIA$)
- Jumlah elektron yang dapat diterima oleh suatu atom bisa lebih dari satu.
- $AE\ 1 < AE\ 2 < AE\ 3$

Keelektronegatifan (KE)

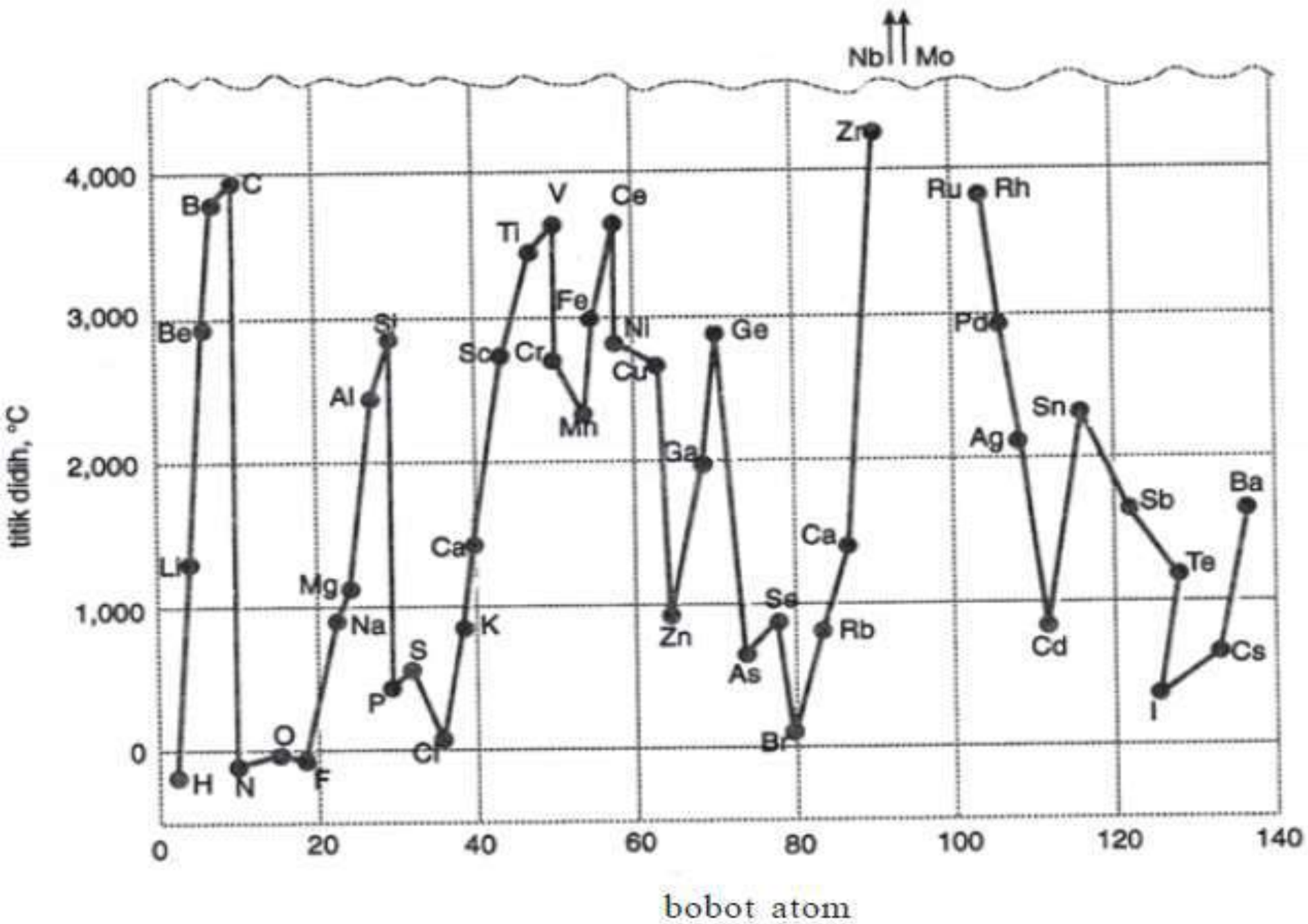
- Adalah kecenderungan atom untuk menarik elektron dalam suatu ikatan kimia.
- Dalam satu golongan KE dari atas ke bawah makin kecil
- Dalam satu periode KE dari kiri ke kanan makin besar (paling besar VIIA)

Elektronegatifitas dan Polaritas Ikatan



Titik leleh dan titik didih

- Titik leleh: suhu dimana tekanan uap zat padat sama dengan tekanan uap zat cairnya.
- Titik didih : suhu dimana tekanan uap zat cair sama dengan tekanan disekitarnya.
- Dalam satu golongan, unsur logam dari atas ke bawah berkurang dan unsur nonlogam dari atas ke bawah makin besar
- Dalam satu periode dari kiri ke kanan sampai IVA meningkat lalu berkurang mencapai harga terendah untuk golongan VIIIA.



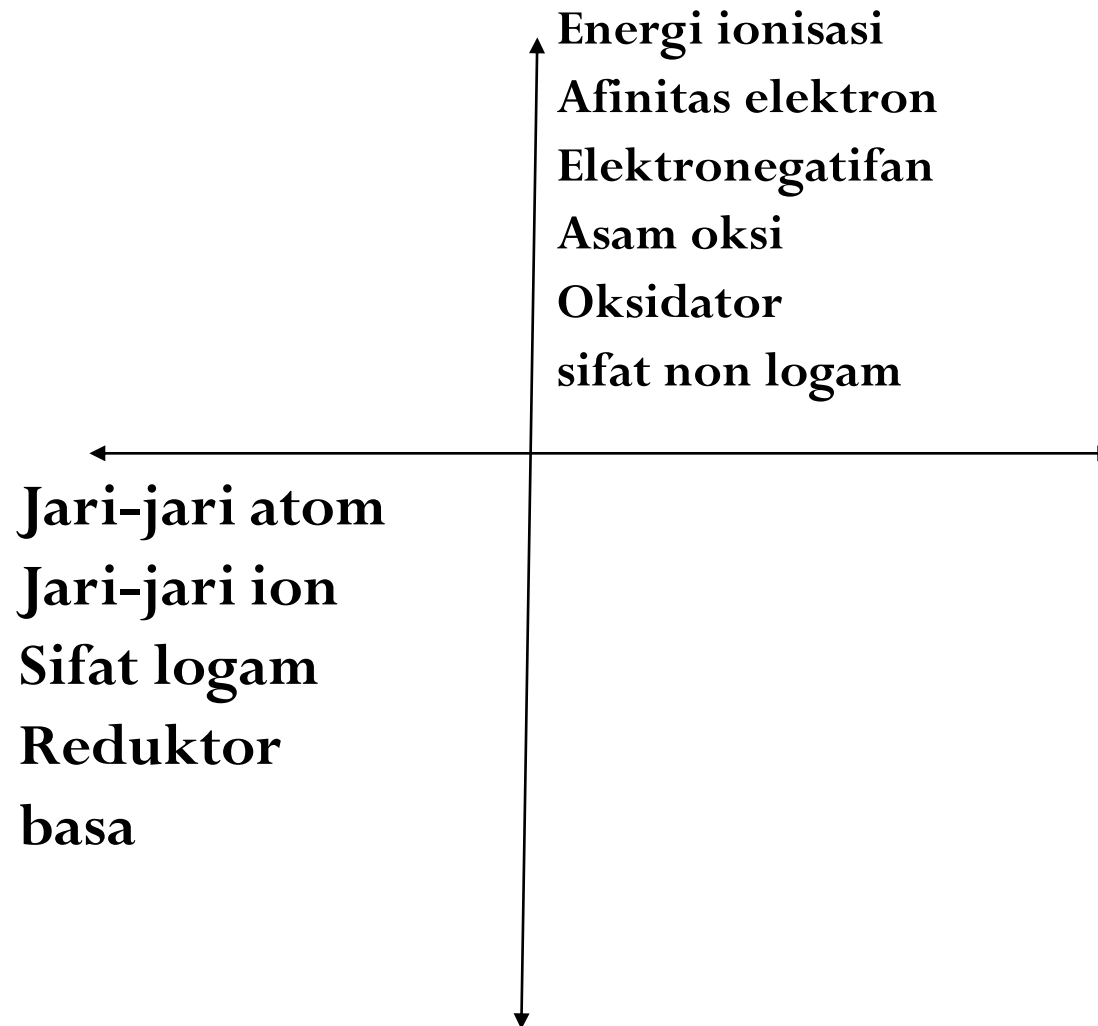
Sifat logam

- Adalah semakin mudah melepas elektron makin kuat sifat logamnya
- Dalam satu golongan dari atas ke bawah makin kuat
- Dalam satu periode dari kiri ke kanan makin lemah, sifat non logam makin kuat

Sifat reduktor-oksidator

- Semakin mudah melepas elektron sifat reduktor makin kuat, makin mudah menangkap elektron sifat oksidator makin kuat
- Dalam satu golongan sifat reduktor dari atas ke bawah makin kuat, sifat oksidator makin lemah
- Dalam satu periode sifat reduktor dari kiri ke kanan makin lemah (IA paling kuat), sifat oksidator makin kuat (VIIA paling kuat)

- Sifat-Sifat Periodik (Kuadran I dan III)





STRUKTUR ATOM

BY: WATI SUKMAWATI, M.Pd

- **Atom** merupakan bagian terkecil suatu materi.
- Bila atom-atom saling bergabung akan membentuk suatu **molekul** atau **gugusan atom**.
- Molekul dapat berupa **molekul unsur** (bila atom yang bergabung sama atau bersifat **homoatom**) atau **molekul senyawa** (bila atom yang bergabung berbeda atau bersifat **heteroatom**).
- Molekul bersifat **netral**, sedangkan gugusan atom dapat **bermuatan positif** atau **negatif**, yang sering dikenal sebagai **ion positif** atau **negatif**.

DEFINISI ATOM



- Salah satu konsep ilmiah tertua menyatakan bahwa semua materi dapat dipecah menjadi zarah (partikel) kecil, ketika partikel-partikel itu tidak bisa dibagi lagi (terkecil) dinamakan : ***atom***
- ***A*** berarti ***tidak***, dan ***Tomos*** berarti ***memotong***.
Dinamakan atom karena dianggap tidak dapat dipecah lagi.



Hukum Lavoiser

Hukum Proust

TEORI ATOM DALTON

Asumsi Dasar Teori Dalton

- Tiap unsur kimia tersusun oleh partikel-partikel kecil yang tidak bisa dihancurkan dan dibagi, yang disebut **atom**.
- Semua atom dari suatu unsur mempunyai massa dan sifat **yang sama**, tetapi atom-atom dari suatu unsur berbeda dengan atom dari unsur yang lain, baik massa maupun sifat-sifatnya berlainan.
- Dalam senyawa, atom-atom dari unsur yang berlainan melakukan ikatan dengan perbandingan numerik yang sederhana : Misalnya satu atom A dan satu atom B (AB) satu atom A dan dua atom B (AB₂).

Model atom Dalton



Dianggap sebagai bola pejal seperti pada bola tolak peluru



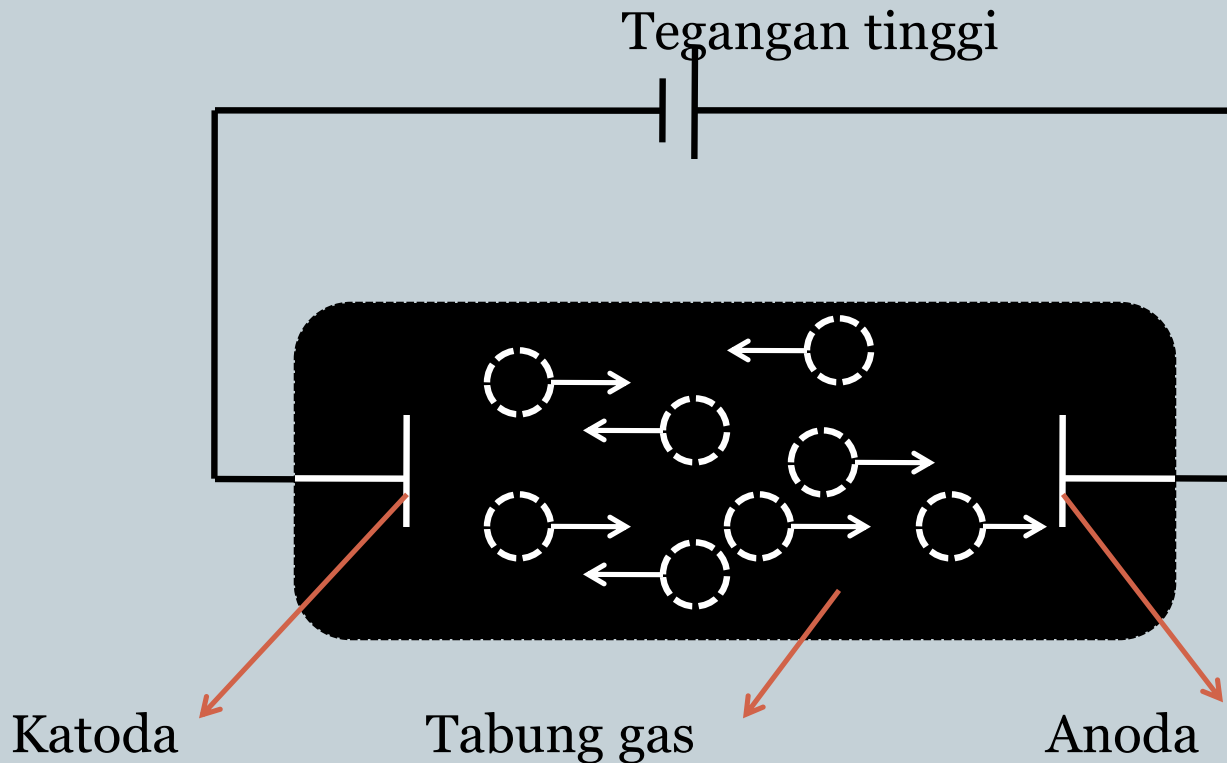
Kelemahan :

Teori Dalton tidak menerapkan hubungan antara larutan senyawa dan daya hantar arus listrik

Beberapa hasil eksperimen menunjukkan kelemahan model atom Dalton diantaranya:

- Percobaan tabung lucutan gas
- Percobaan sinar katoda
- Percobaan Millikan

Tabung lucutan gas

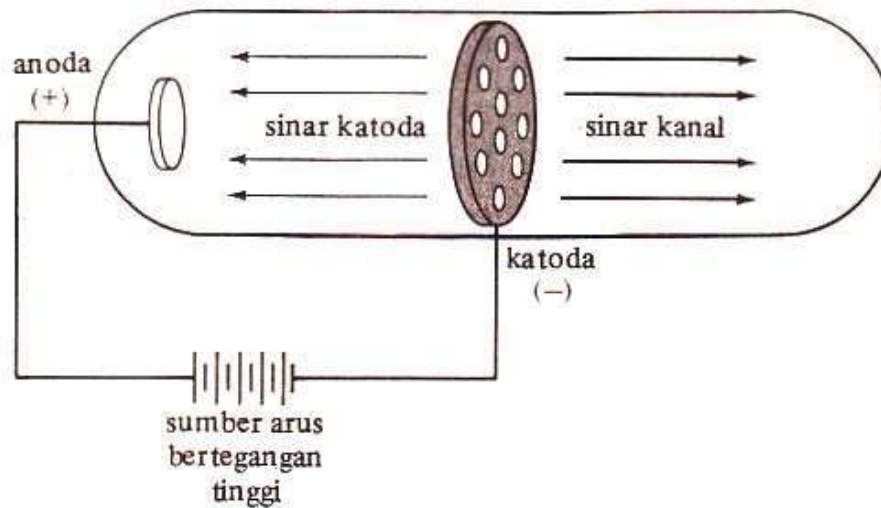


Molekul gas terionisasi menjadi ion positif dan partikel muatan negatif dinamakan ***lucutan gas*** ("***discharge***")

Muatan negatif tertarik ke anoda dan muatan positif ke katoda, maka terjadilah aliran listrik di dalam tabung.

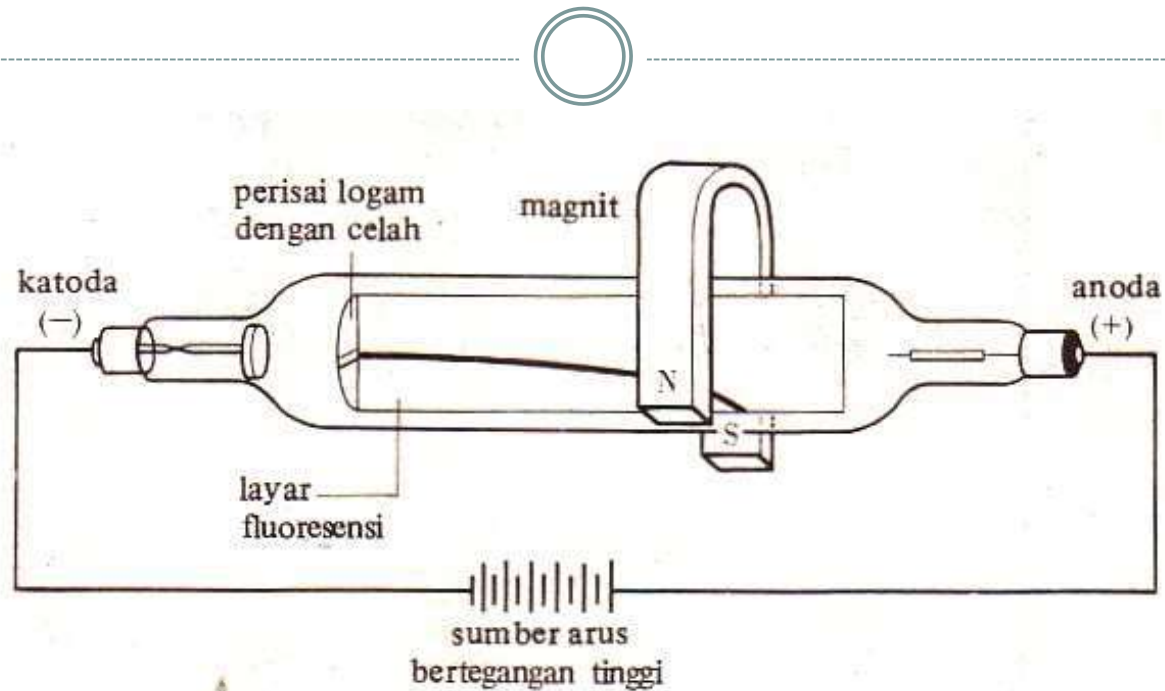
Sinar Katoda

Dalam tahun 1886 Eugen Goldstein melakukan serangkaian percobaan dan ia menemukan partikel jenis baru yang disebut sinar katoda (*cathode rays*)



Sinar katoda mengalir ke arah anoda. Tumbukannya dengan sisa atom gas melepaskan elektron dari atom gas, menghasilkan ion yang bermuatan listrik positif. Ion-ion ini menuju ke katoda (-) tetapi sebagian dari ion ini lolos melewati lubang pada katoda dan merupakan arus partikel mengarah ke sisi lain. Berkas sinar positif ini disebut sinar positif atau sinar kanal.

Pembelokan sinar katoda dalam medan magnet



Sinar katoda tidak tampak, hanya melalui pengaruh fluoresensi dari bahan sinar ini dapat dilacak. Berkas sinar katoda dibelokkan oleh medan magnet. Pembelokan ini menunjukkan bahwa sinar katoda bermuatan negatif yang dinamakan **elektron**

Sifat-sifat sinar katoda



1. Sinar katoda dipancarkan oleh katoda dalam sebuah tabung hampa bila dilewati arus listrik (aliran listrik adalah penting).
2. Sinar katoda dipancarkan tegak lurus permukaan material yang memancarkannya.
3. Sinar katoda dibelokkan oleh medan magnet dan medan listrik.
4. Sifat sinar katoda tidak tergantung dari bahan elektrodanya (besi, platina dsb.)
5. Sinar katoda bila membentur material tertentu akan terjadi fluoresensi (mengeluarkan cahaya).

SINAR KATODA

SINAR
X

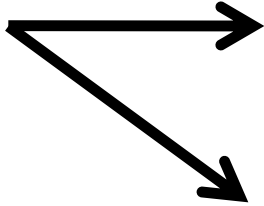
APLIKASI : TV,
OSILOSKO
P

Ide adanya elektron

Ide bahwa atom
memiliki struktur

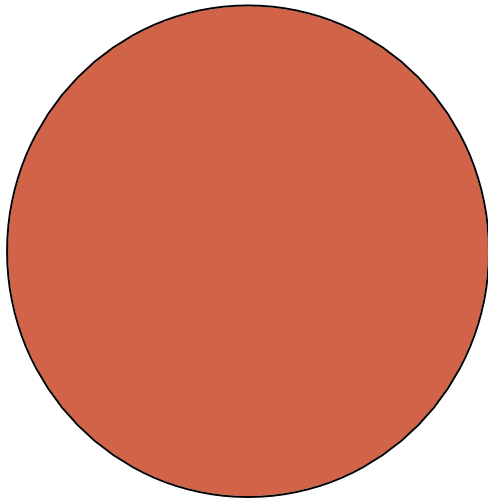
Model atom : Thomson &
Rutherford

Model atom : Bohr



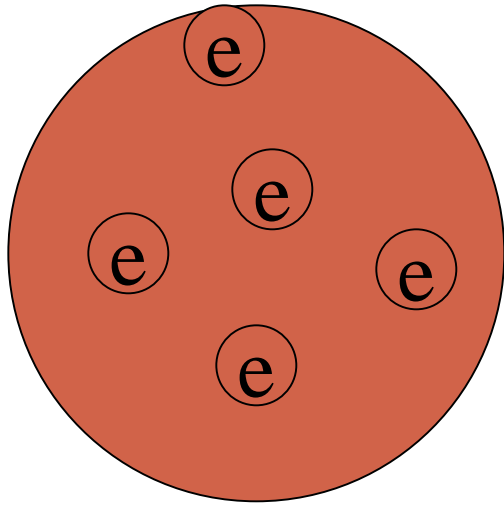
Model Atom Dalton

12



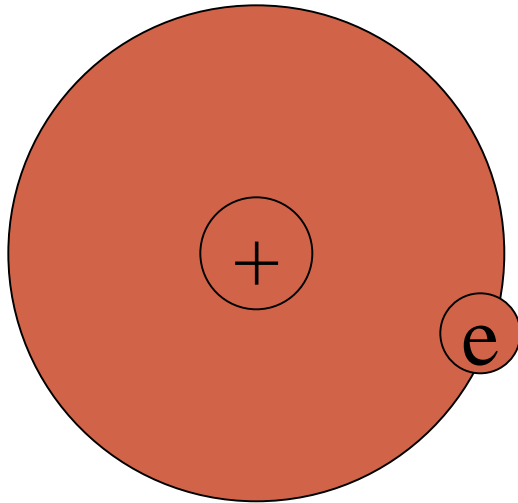
- Bola pejal yang sangat kecil
- Partikel terkecil unsur (yang masih punya sifat unsur)
- Atom unsur sama, sifat & massa sama
- Atom unsur berbeda, sifat & massa beda
- Tak dapat diciptakan / dimusnahkan (bukan radioaktif / bukan reaksi inti)
- Dalam senyawa atom-atom berikatan, perbandingan sederhana

Model Atom Thomson



- Bola pejal (+)
- Di dalamnya elektron (-)

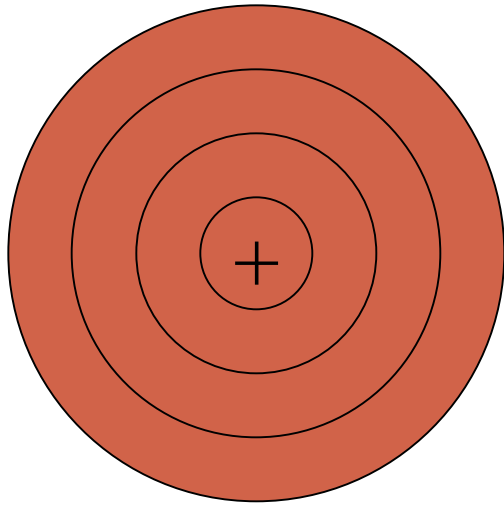
Model Atom Rutherford



- Inti atom (+)
- Dikelilingi e (-)
- Lintasan e = kulit

Model Atom Niels Bohr

15



- Kulit = tingkatan energi (berlapis)
- e dapat pindah kulit dengan menyerap/melepas energi

Model Atom Mekanika Kuantum (Mekanika Gelombang)

16

- Tiap tingkat energi (kulit) terdiri satu/beberapa subtingkat energi (subkulit)
- Tiap subtingkat energi (subkulit) terdiri satu/beberapa orbital
- Tiap orbital dapat ditemukan paling banyak 2 elektron
- Posisi/kedudukan elektron tidak dapat ditentukan dengan pasti (ketidakpastian Heisenberg)
- Kebolehjadian/kemungkinan ditemukannya elektron dalam orbital dapat ditentukan dari bilangan kuantumnya

Bilangan Kuantum

17

- Kedudukan elektron dalam atom dapat diterangkan dengan persamaan fungsi gelombang *Schrödinger* (Ψ)
- Penyelesaian Ψ diperoleh 3 Bilangan:
 - Bilangan Kuantum Utama (n)
 - Bilangan Kuantum Azimuth (l)
 - Bilangan Kuantum Magnetik (m)
- 2 elektron dalam 1 orbital dibedakan dengan Bilangan Kuantum Spin (s)

Bilangan Kuantum Utama (n)

Menunjukkan tingkat energi elektron (kulit)

n =	1	2	3	4	5	6	7	...
Kulit =	K	L	M	N	O	P	Q	...

Bilangan Kuantum Azimuth (l)

Menunjukkan subtingkat energi elektron (subkulit)

$l = 0, \dots, \text{sampai } (n - 1)$

$l =$	0	1	2	3	...
Subkulit =	s	p	d	f	...

Bilangan Kuantum Magnetik (m)

Menunjukkan orbital

20

$m = -l, \dots, \text{sampai } +l$

$l =$	0
$m =$	0
Orbital =	s

$l =$	2				
$m =$	-2	-1	0	+1	+2
Orbital =	d				

$l =$	1		
$m =$	-1	0	+1
Orbital =	p		

$l =$	3						
$m =$	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3
Orbital =	f						

Bilangan Kuantum Spin (s)

21

Menunjukkan arah putar pada porosnya (spin)

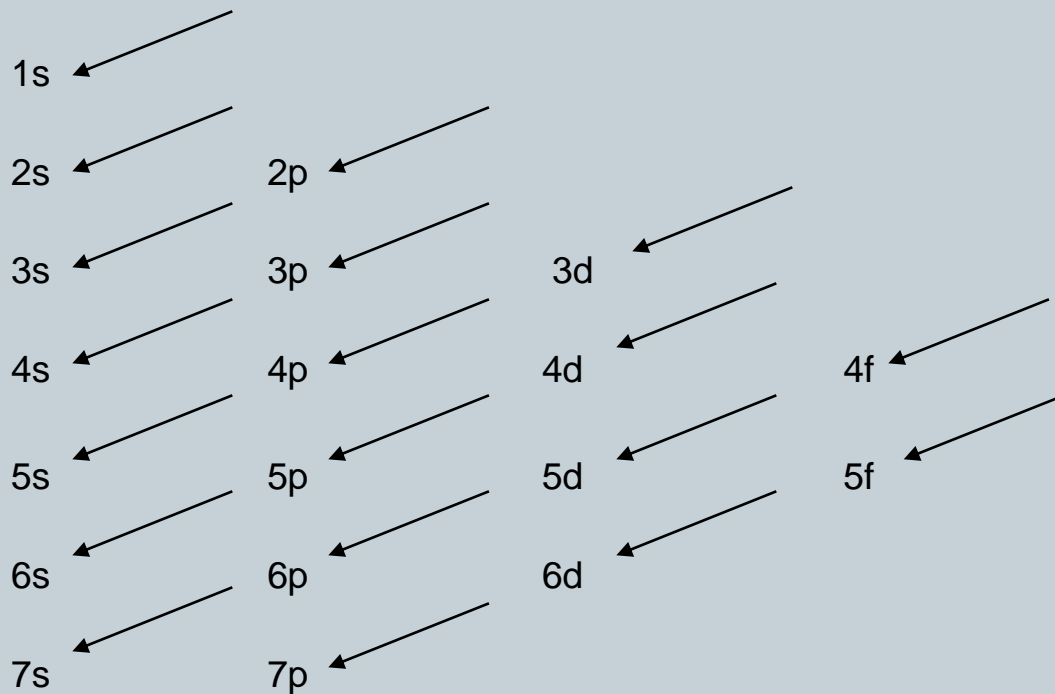
$$s = + \frac{1}{2} \text{ atau } = \uparrow$$

$$s = - \frac{1}{2} \text{ atau } = \downarrow$$

Konfigurasi Elektron

22

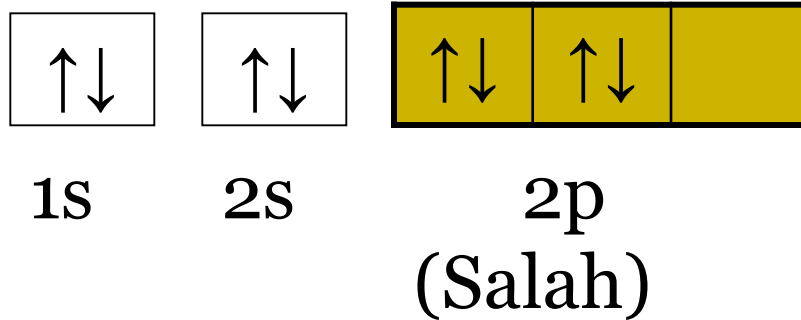
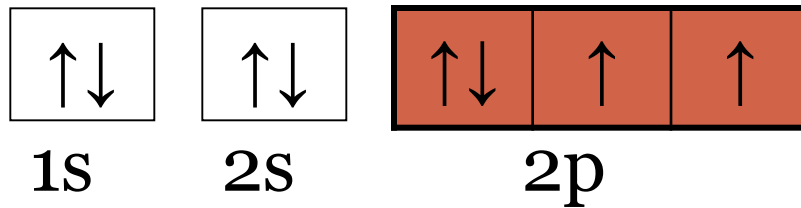
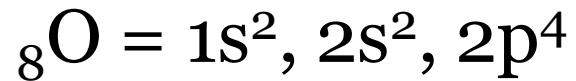
1. Aturan Aufbau



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

Konfigurasi Elektron

2. Aturan Hund



Konfigurasi Elektron

24

3. Aturan Larangan Pauli

Bilangan Kuantum 8 elektron O :

$$e_1 : n = 1, l = 0, m = 0, \quad s = +\frac{1}{2}$$

$$e_2 : n = 1, l = 0, m = 0, \quad s = -\frac{1}{2}$$

$$e_3 : n = 2, l = 0, m = 0, \quad s = +\frac{1}{2}$$

$$e_4 : n = 2, l = 0, m = 0, \quad s = -\frac{1}{2}$$

$$e_5 : n = 2, l = 1, m = -1, \quad s = +\frac{1}{2}$$

$$e_6 : n = 2, l = 1, m = 0, \quad s = +\frac{1}{2}$$

$$e_7 : n = 2, l = 1, m = +1, \quad s = +\frac{1}{2}$$

$$e_8 : n = 2, l = 1, m = -1, \quad s = -\frac{1}{2}$$

Konfigurasi Elektron

25

LANGMUIR

Elektron mengisi kulit baru setelah yg lebih dalam penuh. Maksimal e tiap kulit :

2, 8, 8, 18, 18, 32

BURY

Elektron terluar tidak lebih dari 8. Kulit tidak berisi lebih dari 8 e, kecuali kulit yg lebih luar telah terisi. Maksimal e tiap kulit :

2, 8, 18, dan 32

Soal

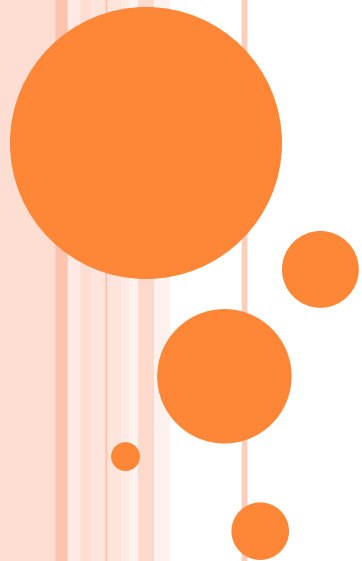
26

1.
 - a. Tuliskan konfigurasi elektron $_{15}\text{P}$
 - b. Ada berapa elektron dalam orbital 3p ?
Tuliskan semua bilangan kuantumnya

2.
 - a. Tuliskan konfigurasi elektron $_{20}\text{Ca}$
 - b. Ada berapa elektron dalam orbital 3p ?
Tuliskan semua bilangan kuantumnya
 - c. Ada berapa elektron dalam orbital 4s ?
Tuliskan semua bilangan kuantumnya

KIMIA DASAR

BY: WATI SUKMAWATI,M.Pd



PERTEMUAN I

MATERI

- ❑ Pengertian materi
- ❑ Sifat materi; sifat intrinsik dan ekstrinsik
- ❑ Klasifikasi materi: zat murni (unsur dan senyawa) dan campuran (homogen dan heterogen)
- ❑ Wujud materi (padat, cair, dan gas)
- ❑ Hukum-hukum tentang materi (hukum perbandingan tetap, hukum perbandingan berganda, hukum kekekalan materi)



PENGERTIAN MATERI

Para Begawan Sains mendefinisikan materi sebagai segala sesuatu yang memiliki *ruang* dan *massa*.

Ruang: materi menempati ruang

Massa: berat suatu materi

Misalnya: antara air dan bensin yang memiliki massa sama belum tentu memiliki volume sama.



SIFAT MATERI;SIFAT EKSTRINSIK & INTRINSIK

- ❖ SIFAT MATERI

(sifat fisika dan sifat kimia)

- ❖ SIFAT EKSTRINSIK

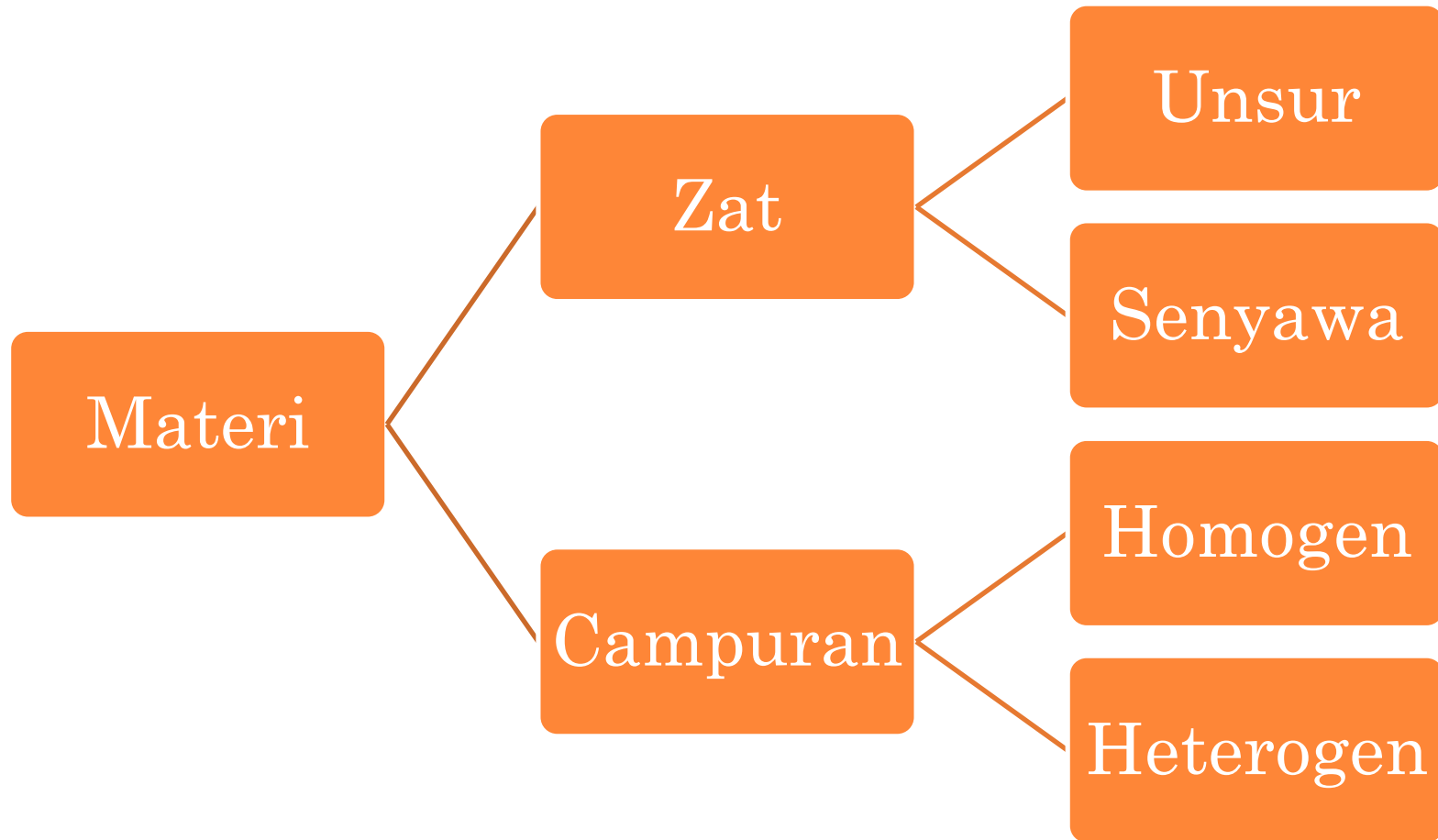
(sifat yang tidak menjadi kekhasan suatu materi seperti bentuk dan volume)

- ❖ SIFAT INTRINSIK

(sifat yang merupakan khas dari suatu materi seperti warna, bau dan rasa)



KLASIFIKASI MATERI



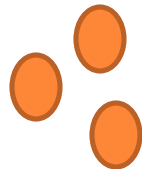
WUJUD MATERI

Wujud Materi

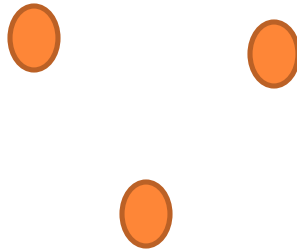
Padat



Cair



Gas



HUKUM PERBANDINGAN TETAP (HK. PROUST)

“Perbandingan Massa Unsur-unsur dalam suatu senyawa selalu tetap”.

Contoh: perbandingan oksigen dan hidrogen pada air adalah 8 : 1. jika 100 gram oksigen dan 3 gram hidrogen maka terbentuk senyawa air sebanyak...

$$O : H = 8 : 1$$

misal O habis maka: $(1/8) 100 = 12,5$ gram unsur H.
Tidak mungkin karena H hanya ada 3 gram.

misal H habis maka: $(8/1) 3 = 24$ gram unsur O.
Mungkin dan sisa massa O adalah 76 gram.

sehingga menghasilkan air sebanyak:

$$O + H = 24 + 3 = 27 \text{ gram}$$



KUIS I

- Berapa gram amonia yang dibuat dari 12 gram nitrogen dan 12 gram hidrogen? Diketahui amonia tersusun atas 82% nitrogen dan 18% hidrogen.



HUKUM PERBANDINGAN BERGANDA (HK. DALTON)

“bila dua unsur dapat membentuk lebih dari satu senyawa, dan jika massa salah satu unsur tersebut sama (tetap) maka perbandingan massa unsur yang lain dalam senyawa-senyawa tersebut merupakan bilangan bulat dan sederhana”



CONTOH SOAL

Senyawa	Massa Nitrogen (gram)	Massa Oksigen (gram)	Perbandingan
N_2O	28	16	7 : 4
NO_2	14	32	7 : 8
N_2O_3	28	48	7 : 12
N_2O_4	28	64	7 : 16

DARI TABEL DI ATAS MENUNJUKKAN BAHWA:



4 : 8 : 12 : 16

1 : 2 : 3 : 4

KUIS 2

Unsur hidrogen dan oksigen dapat bereaksi membentuk air dengan normal, tetapi kedua unsur tersebut dapat juga membentuk hidrogen peroksida. Dalam air terdapat 11,2% H dan 88,8 % O ; dalam hidrogen peroksida terdapat 5,93% H dan 94,07 % O. Tunjukkan bahwa data tersebut sesuai dengan hukum perbandingan berganda.



HUKUM KEKALKAN MATERI (HK. LAVOISIER)

“ massa total zat-zat sebelum reaksi akan selalu sama dengan massa total zat-zat hasil reaksi”

contoh :

logam magnesium seberat 4 gram dibakar dengan oksigen sebanyak 6 gram maka magnesium oksida hasil pembakaran yang dihasilkan adalah...

$$4 \text{ gram} + 6 \text{ gram} = 10 \text{ gram}$$



KUIS 3

pada pembakaran magnesium dengan oksigen, 1,52 gram magnesium bereaksi dengan 1 gram oksigen. Berapa gram oksigen yang diperlukan untuk membakaar 12,2 gram magnesium?

