

# MODUL KULIAH

Rita Sunartaty, S.Si, MT

Salfauqi Nurman, S.Si, M.Si

Mata Kuliah: Kimia Dasar



Universitas Serambi Mekkah

Fakultas Teknologi Pertanian

# KATA PENGANTAR

*ALHAMDULILLAH Puji syukur kehadirat Tuhan Yang Maha Kuasa atas segala limpahan Rahmat, Taufik dan Hidayahnya sehingga saya dapat menyelesaikan penyusunan modul ajar mata kuliah Kimia Dasar ini. Salawat beserta salam tidak lupa pula saya sampaikan kehadirat Nabi Muhammad SAW yang telah memberikan sumber inspirasi dan semangat untuk berjuang kepada kami semua. Modul Ajar Kuliah ini merupakan ringkasan yang penulis ambil dari berbagai referensi untuk dikutip yang bertujuan menyampaikan Ilmu Pengetahuan kepada pembaca khususnya para mahasiswa. Semoga bahan ajar ini dapat berdampak positif untuk dijadikan pedoman bagi mahasiswa dalam Mata Kimia Dasar. Modul ajar ini penulis akui masih banyak kekurangan didalamnya. Wassalam*

*Salam Penulis*

# **MATERI DAN PERUBAHANNYA**

**FAKULTAS TEKNOLOGI PERTANIAN  
UNIVERSITAS SERAMBI MEKKAH**



**Universitas Serambi Mekkah**

**Fakultas Teknologi Pertanian**

## □ 1.1 Sifat Materi

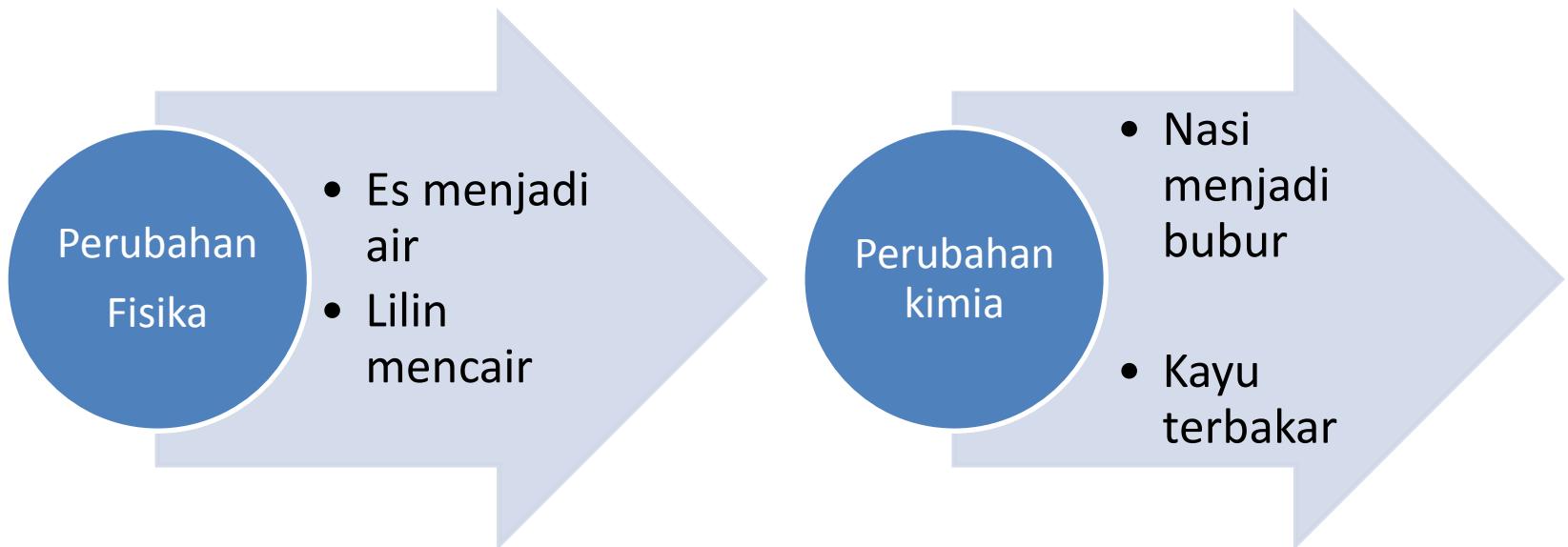


# □ Perubahan pada materi

Perubahan yang terjadi pada materi dapat dibedakan menjadi:

- **Perubahan fisika** yaitu perubahan yang tidak menghasilkan materi baru. Perubahan ini hanya melibatkan perubahan bentuk atau wujud materi.
- **Perubahan kimia** atau reaksi kimia, yaitu perubahan yang menghasilkan materi baru.

# Contoh perubahan fisika dan kimia



# Apa itu unsur?

**Unsur** adalah zat murni yang dapat diuraikan lagi menjadi zat lain yang lebih sederhana dengan reaksi kimia biasa.

Beberapa contoh unsur adalah oksigen, nitrogen, hidrogen, besi, aluminium, emas, perak, raksa, dan platina.

Unsur sendiri dibedakan atas logam dan non logam, beberapa contoh unsur logam adalah aluminium, besi (ferum), emas (aurum), perak (arguntum), dan raksa (hidrargirum).

# Sifat Logam

Unsur logam mempunyai sifat-sifat antara lain :

Kecuali raksa, semuanya berupa zat padat pada suhu kamar (25 derajat Celcius)

Merupakan konduktor listrik dan panas

Mengkilap jika digosok

Dapat ditempa atau bersifat malleable serta dapat diregangkan atau berisifat ductile

# Sifat Logam

Unsur nonlogam mempunyai sifat-sifat antara lain:

Ada yang berupa zat padat, zat cair, atau zat gas pada suhu kamar (25 derajat Celcius)

Yang berupa zat padat umumnya rapuh, seperti arang (karbon

Yang berupa zat padat umumnya rapuh, seperti arang (karbon)

Bukan konduktor listrik atau panas, kecuali grafit (salah satu bentuk karbon)

Dapat ditempa atau bersifat malleable serta dapat diregangkan atau bersifat ductile)

Tidak mengkilap walau digosok, kecuali intan (suatu bentuk lain dari karbon)

Beberapa contoh unsur nonlogam adalah nitrogen, oksigen, karbon, belerang (sulfur) dan klorin

# Senyawa

- ❑ Senyawa merupakan zat tunggal yang dapat diuraikan menjadi dua zat atau lebih
- ❑ Beberapa contoh senyawa adalah air, sukrosa (gula tebu) dan natrium klorida (garam dapur).

# Campuran

□ Campuran adalah bahan yang mengandung dua zat berlainan atau lebih. Campuran dibagi dua yaitu homogen dan heterogen

## Homogen

Campuran disebut homogen bila tidak ada bagian-bagian yang dapat dibedakan satu dan yang lain bahkan dengan mikroskop sekalipun, misalnya gula dalam air, air laut, udara, dan sebagainya.

## Heterogen

Campuran disebut heterogen bila terdapat bagian-bagian yang tampak berlainan, misalnya campuran bubuk kopi dan gula. Campuran dapat berupa **larutan, koloid, suspensi**.

- Komponen larutan terdiri dari pelarut dan zat terlarut. Komponen yang jumlahnya terbanyak dianggap sebagai pelarut. Tapi jika larutan adalah campuran dari zat padat dan cair, maka cairan dianggap sebagai pelarut. Contoh: garam atau gula yang dilarutkan dalam air.
- **Suspensi** adalah campuran kasar dan tampak heterogen. Batas antar komponen dapat dibedakan tanpa perlu menggunakan mikroskop. Suspensi tampak keruh dan zat yang tersuspensi lambat laun terpisah karena gravitas. Contoh: campuran kapur dan air.
- **Koloid** adalah campuran yang keadaannya terletak antara larutan dan suspensi. Secara makroskopis koloid tampak homogen, tetapi jika diamati dengan mikroskop ultra akan tampak heterogen. Contoh: santan, air susu, cat.

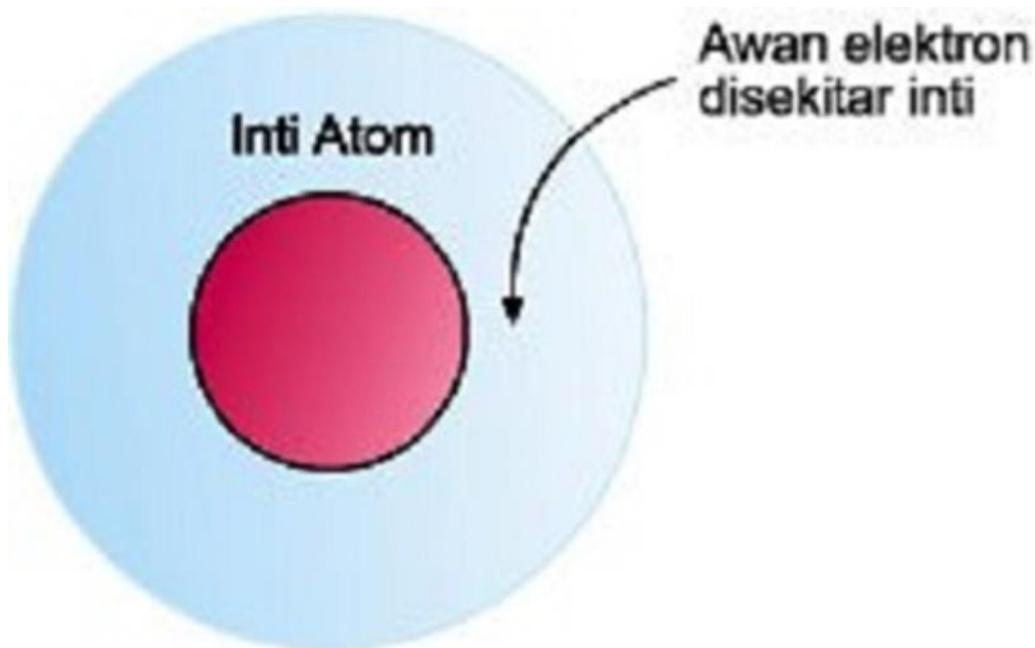
# **ATOM DAN TEORI ATOM**

**FAKULTAS TEKNOLOGI PERTANIAN  
UNIVERSITAS SERAMBI MEKKAH**



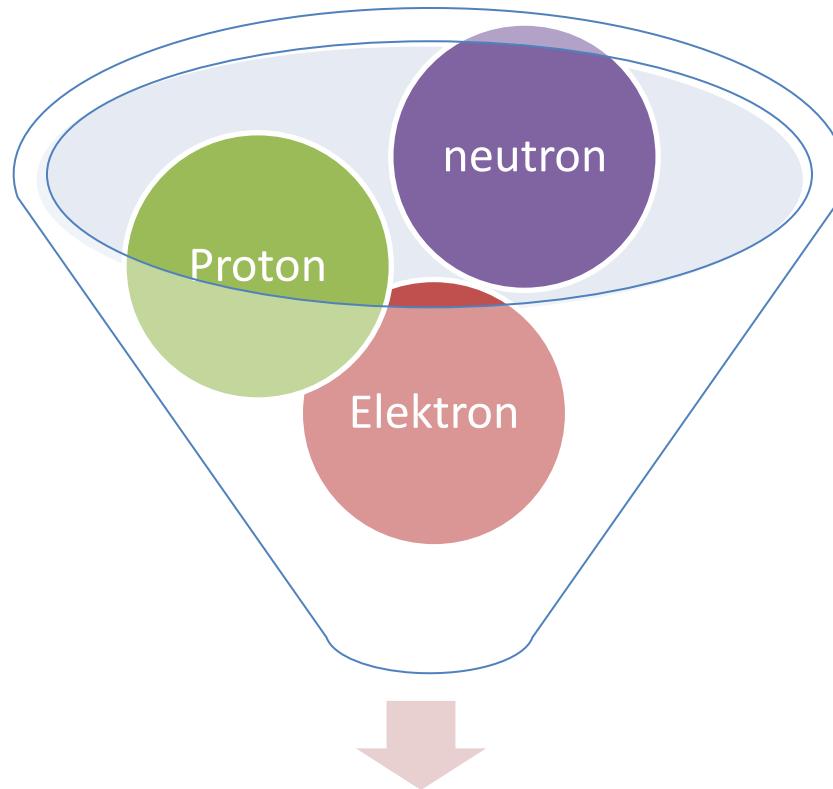
**Universitas Serambi Mekkah**

**Fakultas Teknologi Pertanian**



Atom adalah materi dapat dipecah menjadi partikel terkecil, dimana partikel-partikel itu tidak bisa dibagi lebih lanjut

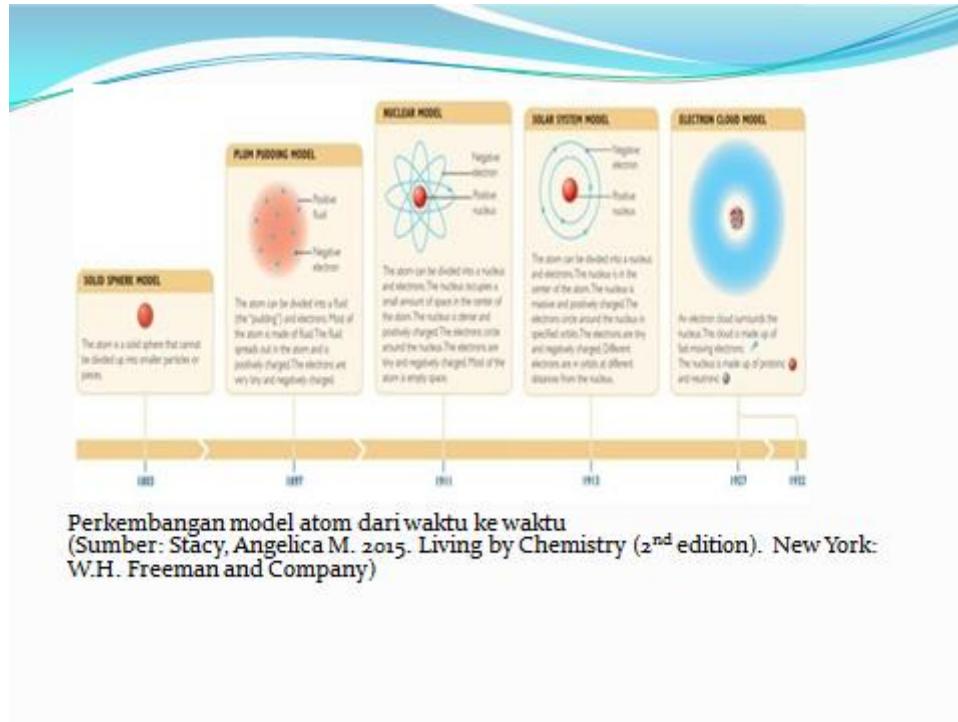
# Struktur atom



# Struktur atom

□ Proton dan neutron berada di dalam inti atom. Sedangkan elektron terus berputar mengelilingi inti atom karena muatan listriknya. semua elektron bermuatan negatif (-) dan semua proton bermuatan positif (+) . sementara itu neutron bermuatan netral. Elektron bermuatan yang bermuatan negatif (-) ditarik oleh proton yang bermuatan positif (+) pada inti atom.

- Semua atom di alam semesta akan terjadi bermuatan positif (+) karena ada kelebihan muatan listrik positif (+) di dalam proton. Akibatnya, semua atom akan saling bertolak satu sama lain.



Perkembangan model atom dari waktu ke waktu

(Sumber: Stacy, Angelica M. 2015. Living by Chemistry (2<sup>nd</sup> edition). New York: W.H. Freeman and Company)

# Teori atom dalton

Teori atom Dalton menyatakan bahwa:

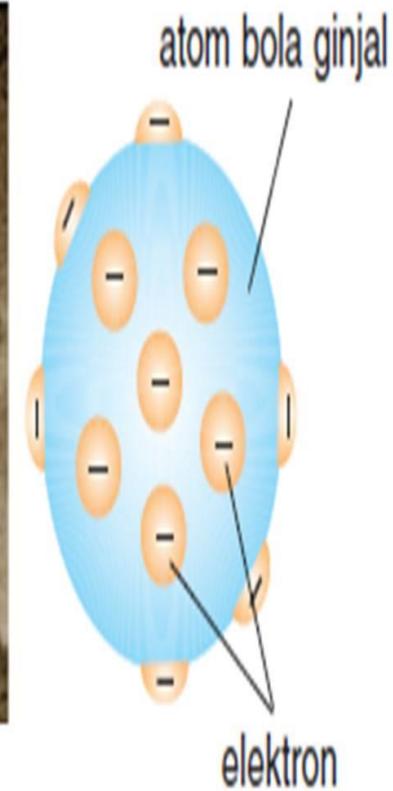
- Setiap unsur tersusun dari partikel yang sangat teramat kecil yang disebut atom.
- Semua atom dari satu unsur yang sama adalah identik, namun atom unsur satu berbeda dengan atom unsur-unsur lainnya.
- Atom dari satu unsur tidak dapat diubah menjadi atom dari unsur lain melalui reaksi kimia; atom tidak dapat diciptakan ataupun dimusnahkan dalam reaksi kimia.
- Senyawa terbentuk dari kombinasi atom-atom dari unsur-unsur yang berbeda dengan rasio atom yang spesifik.

## Model Atom Thomson

- Atom adalah bola bulat bermuatan positif dan di permukaan tersebar elektron yang bermuatan negatif

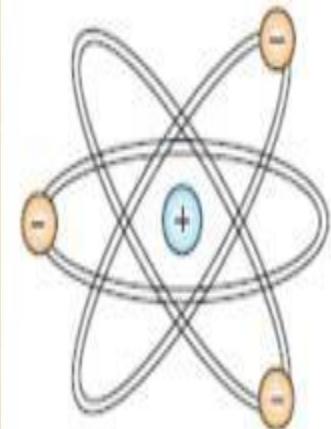


J.J. Thomson



# Model Atom Rutherford

- Atom adalah bola berongga yang tersusun dari inti atom dan elektron yang tersusun dari inti atom dan elektron yang mengelilinginya.
- Inti atom bermuatan positif dan massa atom terpusat pada inti atom.
- Kelemahan dari Rutherford tidak dapat menjelaskan mengapa elektron tidak jatuh ke dalam inti atom.
- Berdasarkan teori fisika, gerakan elektron mengitari inti ini disertai pemancaran energi elektron akan berkurang dan lintasannya makin lama akan mendekati inti dan jatuh ke dalam inti.



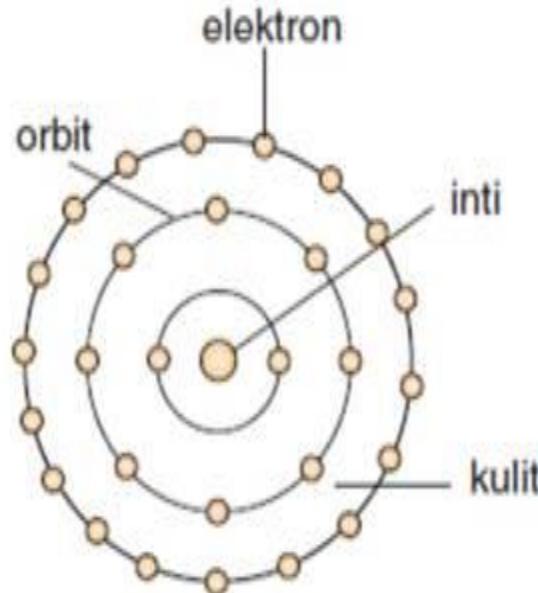
Rutherford

Gambar 1.3

Model atom Rutherford seperti tata surya

# Model Atom Niels Bohr

- Atom terdiri atas inti yang bermuatan positif dan dikelilingi oleh elektron yang bermuatan negatif di dalam suatu lintasan.
- Elektron dapat berpindah dari satu lintasan ke yang lain dengan menyerap atau memancarkan energi sehingga energi elektron atom itu tidak akan berkurang. Jika berpindah lintasan ke lintasan yang lebih tinggi, elektron akan menyerap energi. Jika beralih ke lintasan yang lebih rendah, elektron akan memancarkan energi lebih rendah, elektron akan memancarkan energi
- Kedudukan elektron-elektron pada tingkat-tingkat energi tertentu yang disebut kulit-kulit elektron.



**Gambar 1.4**  
Model atom Bohr

# **TABEL DAN SISTEM PERIODIK**

**FAKULTAS TEKNOLOGI PERTANIAN  
UNIVERSITAS SERAMBI MEKKAH**



Universitas Serambi Mekkah

Fakultas Teknologi Pertanian

# Sistem periodik

Gal. → 1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
↓ Periode																		
1	1 H															2 He		
2	3 Li	4 Be																
3	11 Na	12 Mg																
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
**	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

# 3.1 Sejarah sistem periodik unsur

- Pengelompokan Unsur Menurut Lavoisier Pada 1789, Antoine Lavoiser mengelompokan 33 unsur kimia.
- Unsur-unsur kimia di bagi menjadi empat kelompok. Yaitu gas, tanah, logam dan non logam.
- Unsur gas yang di kelompokan oleh Lavoisier adalah cahaya, kalor, oksigen, azote ( nitrogen ), dan hidrogen.
- Unsur-unsur yang etrgolong logam adalah sulfur, fosfor, karbon, asam klorida, asam flourida, dan asam borak.

- Adapun unsur-unsur logam adalah antimon, perak, arsenik, bismuth. Kobalt, tembaga, timah, nesi, mangan, raksa, molibdenum, nikel, emas, platina, tobel, tungsten, dan seng.
- Adapun yang tergolong unsur tanah adalah kapur, magnesium oksida, barium oksida, aluminium oksida, dan silikon oksida.
- Kelemahan dari teori Lavoisior : Pengelompokan masih terlalu umum
- kelebihan dari teori Lavoisior : Sudah mengelompokan 33 unsur yang ada berdasarka sifat kimia sehingga bisa dijadikan referensi bagi ilmuan-ilmuan setelahnya.

# Pengelompokan unsur menurut J.W. Dobereiner

- Pada tahun 1829, J.W. Dobereiner seorang profesor kimia dari Jerman mengelompokan unsur-unsur berdasarkan kemiripan sifat-sifatnya.
- Ia mengemukakan bahwa massa atom relatif strontium sangat dekat dengan masa rata-rata dari dua unsur lain yang mirip dengan strontium, yaitu kalsium dan barium dan juga mengemukakan beberapa kelompok unsur lain. Dobereiner meyimpulkan bahwa unsur-unsur dapat di kelompokan ke dalam kelompok-kelompok tiga unsur yang di sebut *triade*

- ❑ Kelemahan dari teori ini adalah pengelompokan unsur ini kurang efisian dengan adanya beberapa unsur lain dan tidak termasuk dalam kelompok triad padahal sifatnya sama dengan unsur dalam kelompok triad tersebut
- ❑ Kelebihan dari teori ini adalah adanya keteraturan setiap unsur yang sifatnya mirip massa Atom (Ar) unsur yang kedua (tengah) merupakan massa atom rata-rata di massa atom unsur pertama dan ketiga.

# Pengelompokan Unsur Menurut Chancourtois

- Pada tahun 1862, ahli geologi Prancis, Alexander Beguyer de Chancourtois, mengelompokkan unsur-unsur kimia berdasarkan kenaikan berat atom. Dia merumuskan bahwa berat atom =  $7 + 16n$ ; n = urutan unsur.

# Hukum Oktaf Newlands

- ❑ J. Newlands adalah ilmuwan dari Inggris ia merupakan orang pertama yang mengelompokan unsur-unsur berdasarkan kenaikan massa atom relatif. Newlands mengumumkan penemuanya yang di sebut hukum oktaf.
- ❑ Ia menyatakan bahwa sifat-sifat unsur berubah secara teratur. Unsur pertama mirip dengan unsur kedelapan, unsur kedua mirip dengan unsur kesembilan, dan seterusnya.

- Di sebut hokum Oktaf karena beliau mendapati bahwa sifat-sifat yang sama berulang pada setiap unsur ke delapan dalam susunan selanjutnya dan pola ini menyurapi oktaf music.
- Hukum oktaf newlands berlaku untuk unsur-unsur ringan. Kelemahan dari teori ini adalah dalam kenyataanya mesih di ketemukan beberapa oktaf yang isinya lebih dari delapan unsur. Dan penggolonganya ini tidak cocok untuk unsur yang massa atomnya sangat besar.

# Sistem periodik Mendeleev

- Pada tahun 1869 seorang sarjana asal Rusia bernama Dmitri Ivanovich mendeleev, dalam pengamatan 63 unsur yang sudah dikenalnya, menyimpulkan bahwa sifat-sifat unsur adalah fungsi periodik dari massa atom relatifnya. Artinya, jika unsur-unsur disusun menurut kenaikan massa atom relatifnya, maka sifat tertentu akan berulang secara periodik.
- Mendeleev menempatkan unsur-unsur yang mempunyai kemiripan sifat dalam satu lajur vertikal yang disebut golongan. Lajur-lajur horizontal, yaitu lajur unsur-unsur berdasarkan kenaikan massa atom relatifnya, disebut priode daftar periodik Mendeleev yang dipublikasikan tahun 1872. Gambar Tabel daftar periodik Mendeleyev dapat diklik disini

□ Mendelev menempatkan Ti (Ar = 48 ) pada golongan IV dan membiarkan golongan III kosong karena Ti lebih mirip dengan C dan Si, dari pada dengan B dan Al. Mendeleev meramalkan dari sifat unsur yang belum dikenal itu. Perkiraan tersebut didasarkan pada sifat unsur lain yang sudah dikenal, yang letaknya berdampingan baik secara mendatar maupun secara tegak. Ketika unsur yang diramalkan itu ditemukan, ternyata sifatnya sangat sesuai dengan ramalan mendeleev. Salah satu contoh adalah germanium ( Ge ) yang ditemukan pada tahun 1886, yang oleh Mendeleev dinamai ekasilikon.

- ❑ Kelemahan dari teori ini adalah masih terdapat unsur-unsur yang massanya lebih besar letaknya di depan unsur yang massanya lebih kecil.
- ❑ kelebihannya adalah peramalan unsur baru yakni meramalkan unsur beseerta sifat-sifatnya.

# Sistem Periodik Modern dari Henry G. Moseley

□ Pada 1913, seorang kimiawan inggris bernama Henry Moseley melakukan eksperimen pengukuran panjang gelombang unsur menggunakan sinar-X. Ia menyimpulkan bahwa sifat dasar atom bukan didasari oleh massa atom relative, melainkan berdasarkan kenaikan jumlah proton. Hal tersebut diakibatkan adanya unsur-unsur yang memiliki massa atom berbeda, tetapi memiliki jumlah proton sama atau disebut isotop.

- Kenaikan jumlah proton ini mencerminkan kenaikan nomor atom unsur tersebut. Pengelompokan unsur-unsur sistem periodik modern merupakan penyempurnaan hukum periodik Mendeleev, yang disebut juga sistem periodik bentuk panjang

□ Sistem periodik modern disusun berdasarkan kebaikan nomor atom dan kemiripan sifat. Lajur-lajur horizontal, yang disebut periode disusun berdasarkan kenaikan nomor atom ; sedangkan lajur-lajur vertikal, yang disebut golongan, disusun berdasarkan kemiripan sifat. Sistem periodik modern terdiri atas 7 periode dan 8 golongan. Setiap golongan dibagi lagi menjadi 8 golongan A( IA-VIIIA ) dan 8 golongan B (IB – VIIIB).

golongan A disebut golongan utama,

golongan B disebut golongan transisi

transisi terletak pada golongan 3 sampai golongan 12

periode 6 dan 7 disebut unsur-unsur transisi dalam, yaitu unsur-unsur antanida dan aktinida.

Unsur-unsur transisi dalam semua termasuk golongan IIIB

# Pengelompokan unsur menurut Seaborg

□ Pada tahun 1940, Glenn Seaborg berhasil menemukan unsur transuranium yaitu unsur dengan nomor atom 94-102. Ia memecahkan penempatan unsur-unsur tersebut dengan membuat baris baru sehingga tabel periodik modern berubah.

## 3.2 Sifat keperiodikan unsur

Sifat keperiodikan unsur adalah sifat-sifat yang berubah secara beraturan sesuai dengan kenaikan nomor atom unsur.

### ❑ Jari-Jari Atom

Jari-jari atom adalah jarak dari inti atom sampai kulit elektron terluar.

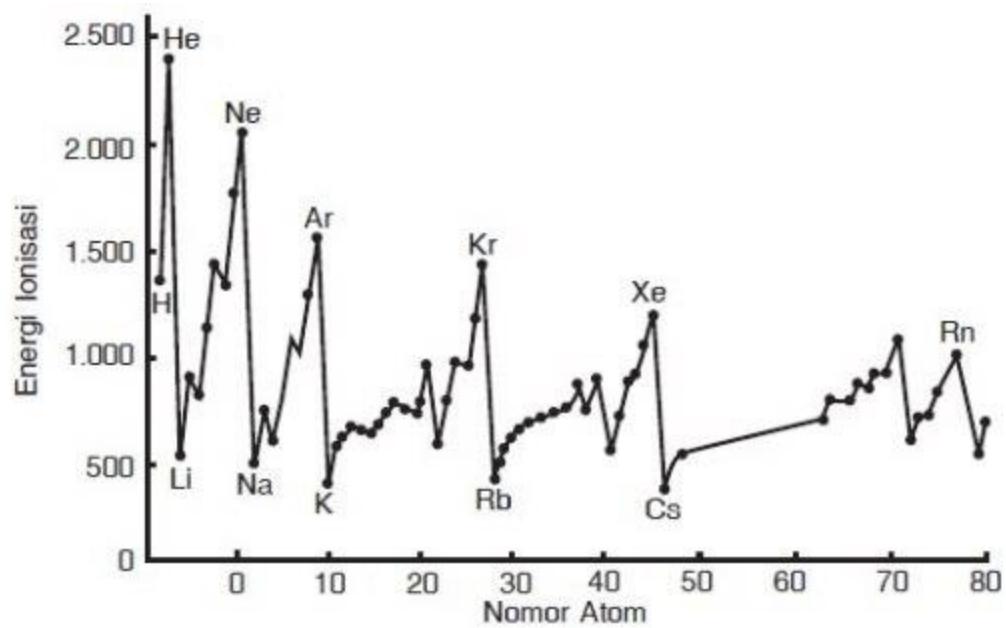
- ❑ Dalam satu golongan dari atas ke bawah jari-jari atom semakin besar.
- ❑ Dalam satu periode dari kiri ke kanan, jari-jari atom semakin kecil.

Li	1,55	Be	1,12	B	0,98	C	0,77	N	0,75	O	0,74	F	0,72
Na	1,90	Mg	1,60	Al	1,43	Si	1,11	P	1,06	S	1,02	Cl	0,99
K	2,35	Ca	1,98	Ga	1,22	Ge	1,22	As	1,19	Se	1,16	Br	1,14
Rb	2,48	Sr	2,15	In	1,41	Sn	1,41	Sb	1,38	Te	1,35	I	1,33
Cs	2,67	Ba	2,21	Tl	1,75	Pb	1,75	Bi	1,46				

- Energi Ionisasi
  - Energi ionisasi adalah energi minimum yang diperlukan untuk melepaskan elektron dari suatu atom netral dalam wujud gas. Energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron kedua disebut energi ionisasi kedua dan seterusnya. Bila tidak ada keterangan khusus maka yang disebut energi ionisasi adalah energi ionisasi pertama.

Dapat disimpulkan keperiodikan energi ionisasi sebagai berikut.

- Dalam satu golongan dari atas ke bawah energi ionisasi semakin berkurang.
  - Dalam satu periode dari kiri ke kanan energi ionisasi cenderung bertambah.



## □ Afinitas Elektron

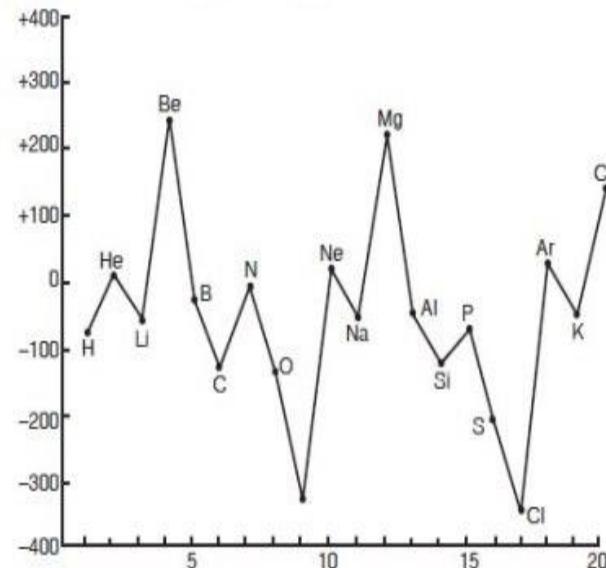
Afinitas elektron adalah besarnya energi yang dibebaskan satu atom netral dalam wujud gas pada waktu menerima satu elektron sehingga terbentuk ion negatif.

□ Dalam satu golongan dari atas ke bawah afinitas elektron semakin kecil.

□ Dalam satu periode dari kiri ke kanan afinitas elektron semakin.

Li	60,4	B	27	C	123	N	7	O	142,5	F	331,4
Na	52,2	Al	45	Si	135	P	72,4	S	202,5	Cl	352,4
K	48,9	Ga	30	Ge	120	As	178	Se	197	Br	327,9
Rb	47,7	In	29	Sn	122	Sb	102	Te	192,1	I	298,4
Cs	46,0	Tl	30	Pb	110	Bi	110	Po	190	At	270

Unsur-unsur halogen (Gol. VII A) mempunyai afinitas elektron paling besar/paling negatif yang berarti paling mudah menerima elektron. Kecenderungan afinitas elektron menunjukkan pola yang sama dengan pola kecenderungan energi ionisasi.



## □ Keelektronegatifan

Adalah suatu bilangan yang menyatakan kecenderungan suatu unsur menarik elektron dalam suatu molekul senyawa.

- Dalam satu golongan dari atas ke bawah keelektronegatifan semakin berkurang.
- Dalam satu periode dari kiri ke kanan keelektronegatifan semakin bertambah.

IA	IIA	VIIIB										VIIIB		IB	II	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
2,20	1,57	0,98	1,31	0,93	1,36	1,54	1,63	1,66	1,55	1,83	1,88	1,91	1,90	1,65	1,81	2,01	2,18	2,55	2,96	*	
0,82	1,00	0,82	1,95	0,82	1,22	1,33	1,60	2,16	1,90	2,20	2,28	2,20	1,93	1,69	1,78	1,96	2,05	2,10	2,66	*	
0,79	0,79	1,10	1,30	1,30	2,36	1,90	2,20	2,20	2,28	2,54	2,00	2,04	2,33	2,00	2,00	2,20	2,00	2,20	*		

# Golongan dalam sistem periodik

## - LAMBANG UNSUR-UNSUR GOLONGAN A

Lambang Golongan	Nama Golongan	Konfigurasi Elektron Orbital Terluar
I - A	Alkali	$ns^1$
II - A	Alkali tanah	$ns^2$
III - A	Boron	$ns^2 - np^1$
IV - A	Karbon - Silikon	$ns^2 - np^2$
V - A	Nitrogen - Posphor	$ns^2 - np^3$
VI - A	Oksigen	$ns^2 - np^4$
VII - A	Halogen	$ns^2 - np^5$
VIII - A	Gas mulia	$ns^2 - np^6$

## - LAMBANG UNSUR-UNSUR GOLONGAN B

Konfigurasi Elektron	Lambang Golongan
$(n - 1) d^1 ns^2$	III - B
$(n - 1) d^2 ns^2$	IV - B
$(n - 1) d^3 ns^2$	V - B
$(n - 1) d^4 ns^2$	VI - B
$(n - 1) d^5 ns^2$	VII - B
$(n - 1) d^{6-8} ns^2$	VIII
$(n - 1) d^9 ns^2$	I - B
$(n - 1) d^{10} ns^2$	II - B

## - GOLONGAN LANTANIDA DAN AKTINIDA, DIBERI LAMBANG

$ns^2 (n-2)f^{1-14}$

Jika :

$n = 6$  adalah lantanida

$n = 7$  adalah aktinida

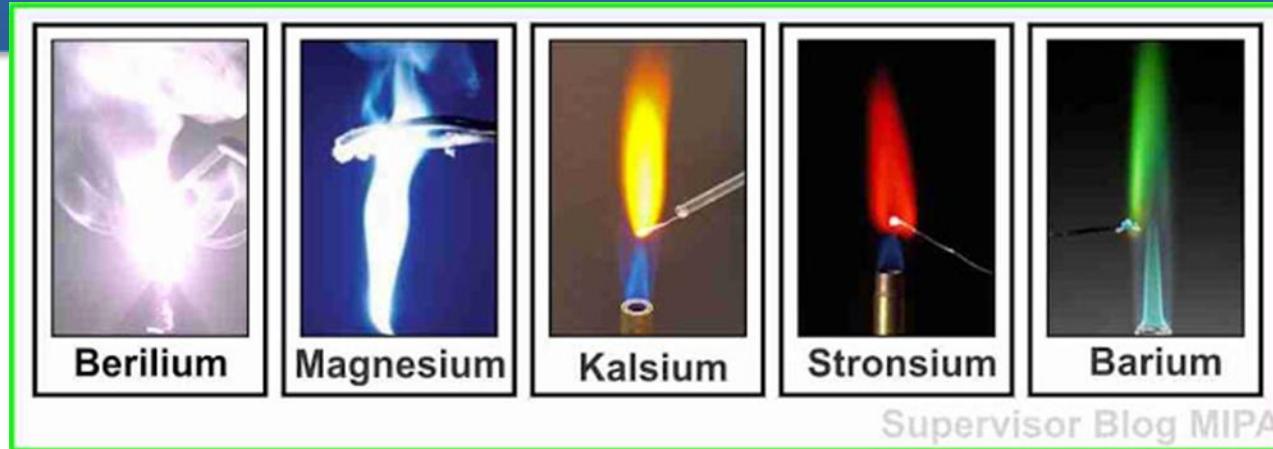
- Unsur-unsur golongan IA disebut juga unsur-unsur **logam alkali**. Unsur-unsur golongan alkali semuanya bersifat logam yang **sangat reaktif**. Kereaktifan unsur-unsur alkali disebabkan memiliki energi ionisasi kecil sehingga cenderung melepaskan elektron valensinya dan membentuk suatu kation bermuatan +1. Beberapa sifat unsur golongan IA dapat dilihat dalam tabel berikut ini.

## Golongan IA (logam Alkali)

- ❑ Keelektronegatifan, energi ionisasi, titik leleh, titik didih dari atas kebawah semakin kecil
- ❑ Jari-jari dan kerapatannya dari atas kebawah semakin besar
- ❑ Bersifat lunak seperti karet penghapus ( dapat diiris dengan pisau )
- ❑ Logam alkali berwarna putih mengkilap seperti perak
- ❑ Bila dipanaskan/dibakar muncul warna khas. Untuk litium (**merah**), natrium (**kuning**), kalium (**ungu**), rubidium (**merah**, sensium (**biru**)

## Golongan IIA Alkali Tanah

□ Unsur-unsur golongan IIA atau alkali tanah ditemukan dalam kelompok kedua tabel periodik. Semua unsur alkali tanah memiliki jumlah oksidasi +2, membuat unsur-unsur ini sangat reaktif. Karena reaktivitas, logam yang bersifat basa tidak ditemukan bebas di alam.



## Perbandingan Sifat Unsur Golongan Alkali dan Alkali Tanah

**Bertambah**

1. Kecepatan
2. Jari-jari atom
3. Volume atom
4. Reduktor
5. Basa

**Berkurang**

1. Titik didih
2. Titik leleh
3. Kekerasan
4. Energi ionisasi

IA	IIA
Li	Be
Na	Mg
K	Ca
Rb	Sr
Cs	Ba
Fr	Rb

**Bertambah**

1. Titik leleh
2. Titik didih
3. Kekerasan
4. Kerapatan
5. Energi ionisasi

**Berkurang**

1. Jari-jari atom
2. Volume atom
3. Daya hantar listrik
4. Reduktor
5. Basa

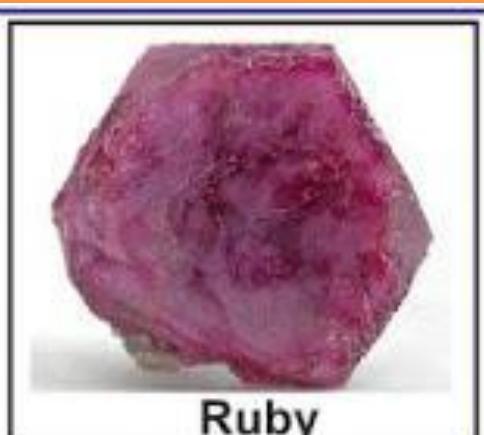
Berdasarkan:

[Tabel sifat fisis dan kimia unsur logam alkali](#)

[Tabel sifat fisis dan kimia unsur logam alkali tanah](#)

# Golongan 3 A

- Unsur golongan IIIA sering disebut juga unsur golongan Boron-Aluminium. Unsur aluminium memiliki konfigurasi elektron 2, 8, 3. Oleh karena memiliki 3 elektron valensi maka aluminium dapat membentuk kation bermuatan +3.



# Golongan IIIA

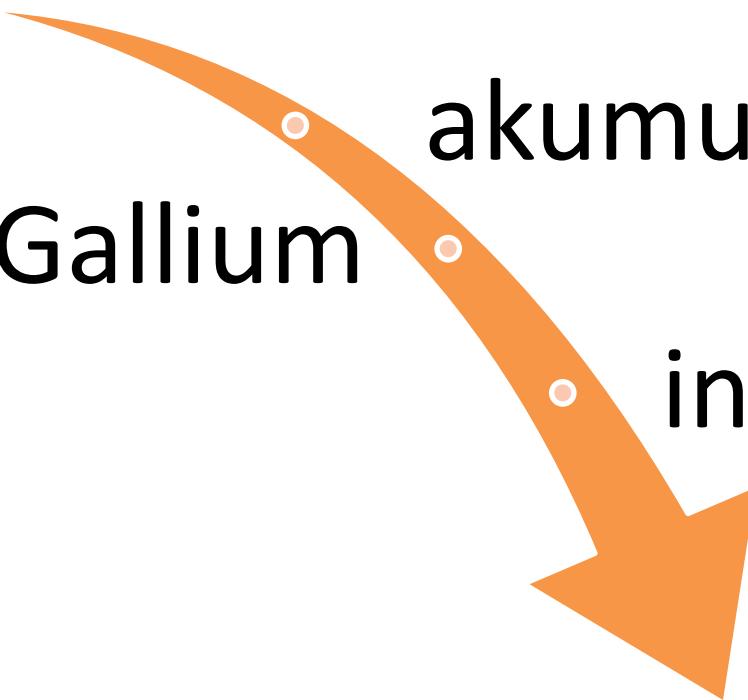
Boron

Gallium

akumunium

indium

Tallium



- **Golongan III A**
- **BORON ( B )** Boron terletak diperbatasan antara logam dan nonlogam dalam system periodik. Dari unsur- unsur yang ada dalam golongan IIIA, boron merupakan unsur non logam sedangkan unsur lainnya adalah logam ( Ganesh dan stuppy, 2007).
- **ALUMINIUM ( Al )** Aluminium merupakan logam yang keras, meskipun sangat elektro positif, tahan terhadap korosi disebabkan karena aluminium mempunyai lapisan oksida yang sangat kuat. Lapisan oksida yang tebal, dilapiskan secara elektrolisis pada Al yang disebut proses " anodisasi " ( Cotton dan wilkinson, 1989 ).
- **GALLIUM ( Ga )** Gallium , Ga, di antara logam yang ada gallium memiliki perbedaan titik leleh dan titik didih terbesar. Karena gallium meleleh sedikit di atas suhu kamar, rentang suhu keberadaan cairan gallium sangat lebar dan gallium digunakan dalam termometer suhu tinggi. Dalam tahun-tahun terakhir ini, gallium digunakan untuk produksi senyawa semikonduktor gallium arsenida, GaAs dan gallium fosfida,
- **INDIUM (In)** Indium adalah logam lunak dan juga memiliki titik leleh rendah. Indium digunakan sebagai bahan baku pembuatan senyawa semikonduktor InP, InAs, dsb. Indium memiliki dua keadaan stabil, In (I) atau In (III), dan senyawa In (II) dianggap **senyawa valensi campuran** indium monovalen dan trivalen
- **THALLIUM ( Tl )** Talium juga memiliki dua valensi Tl(I) dan Tl(III), dan Tl(II) adalah juga senyawa valensi campuran Tl monovalen dan trivalen. Karena unsur ini sangat beracun logam dan senyawa ini harus ditangani dengan sangat hati-hati. Karena senyawa ini adalah reduktor lemah dibandingkan Na(C5H5), talium siklopentadiena, Tl(C5H5), kadang digunakan untuk preparasi senyawa siklopentadienil, dan merupakan reagen yang bermanfaat dalam kimia organologam.
- **GALLIUM,INDIUM,THALLIUM ( Ga ), ( In ), ( Tl )**
- Diperoleh dengan cara elektrolisis larutan garam- garamnya dalam air; Ga, In bersifat lunak, putih, dan merupakan logam yang cukup reaktif, mudah larut dalam asam. Sedangkan Tl larut secara lambat dalam H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> atau HCl

## Jari-jari atom dan ionik

- Dari kiri ke kanan dalam satu periode, muatan inti magnet mengalami kenaikan tetapi elektronnya bertambah pada kulit yang sama

## Melting Point/K

- Dalam satu golongan IIIA, titik didih dan titik leleh menurun dari atas kebawah, penurunan titik leleh tidak setetap penurunan dalam titik didih

## Energi ionisasi

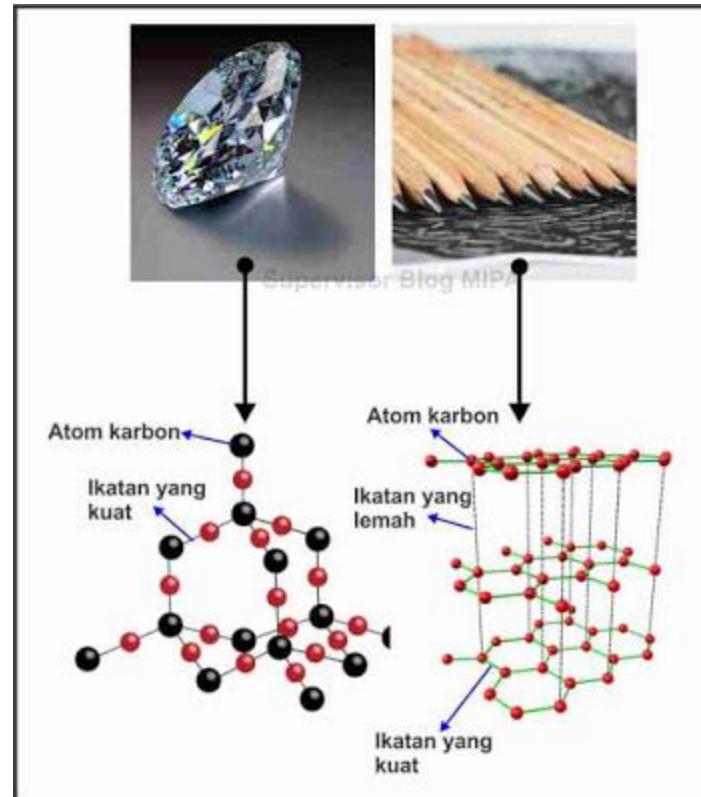
- Energi ionisasi akan mengalami kenaikan (energi ionisasi tingkat I < energi ionisasi tingkat II < energi ionisasi tingkat III)

## Tingkat oksidasi

- Atom pada unsur -unsur ini mempunyai tiga electron valensi, 2 di subkulit s dan 1 di sub kulit p. Sehingga semua unsur mempunyai tingkat oksidasi 3. Secara umum tingkat oksidasi yang ditemukan pada unsur-unsur golongan III adalah +3 dan +1. kestabilan tingkat oksidasi +1 berurutan yaitu dari  $\text{Ga} < \text{In} < \text{Tl}$ . Kecuali boron dan aluminium, unsure-unsur yang lain menunjukkan tingkat oksidasi +1. Tingkat oksidasi +1 makin stabil dari B ke Tl

# Sifat Unsur Golongan IVA

- Unsur golongan IVA disebut juga unsur golongan karbon. Contoh unsur golongan IVA adalah karbon dan silikon yang memiliki konfigurasi elektron yaitu C = 2, 4 dan Si = 2, 8, 4. Kedua unsur ini cenderung membentuk ikatan kovalen.
- Karbon membentuk kristal seperti grafit dan intan. Ada juga yang nonkristal atau disebut **amorf**. Grafit bersifat lunak, bewarna hitam mengkilap dengan struktur berlapis dan dapat menghantarkan listrik (konduktor). Intan merupakan padatan berikatan kovalen paling keras, tidak bewarna dan transparan terhadap cahaya. Tetapi intan tidak dapat menghantarkan arus listrik (isolator).
- Perbedaan antara intan dan grafit ditunjukkan oleh bentuk strukturnya. Intan membentuk struktur jaringan 3 dimensi, yaitu setiap atom karbon terikat secara kovalen oleh empat atom karbon lain. Karbon yang berupa amorf adalah arang dan karbon hitam. Kedua jenis karbon ini memiliki struktur seperti grafit. Perbedaannya terletak pada tumpukan lapisan. Lapisan pada grafit beraturan sedangkan karbon amorf tidak beraturan. Perhatikan gambar di bawah ini
- Pada gambar di atas, intan dan grafit memiliki bentuk struktur kimia yang berbeda. Iktan karbon dalam intan terikat pada empat atom karbon lain sehingga membentuk jaringan yang kuat. Grafit adalah mineral lunak yang biasa digunakan sebagai bahan isi pensil.
- Unsur silikon berupa padatan keras dengan struktur serupa dengan intan, bewarna abu mengkilap dan meleleh pada suhu 1.410°C. silikon bersifat semikonduktor. Daya hantarnya kecil pada suhu kamar, tetapi pada suhu tinggi menjadi konduktor yang baik.



# Sifat Unsur Golongan VA dan VIA

- Unsur golongan VA disebut juga unsur golongan nitrogen sedangkan unsur golongan VIA disebut unsur golongan kalkogen. Unsur nitrogen memiliki konfigurasi elektron 2, 5, unsur oksigen memiliki konfigurasi elektron 2, 6 dan unsur belerang memiliki konfigurasi elektron 2, 8, 6. Nitrogen dan oksigen berupa gas diatom, sedangkan belerang berupa zat padat dengan rumus molekul  $S_8$ . Pada suhu kamar, nitrogen relatif kurang reaktif sebab ikatannya kuat. Akan tetapi, pada suhu tinggi netroden bereaksi dengan unsur lain seperti dengan oksigen menghasilkan NO. oksigen membentuk molekul diatom  $O_2$  dan bentuk alotropnya adalah ozon ( $O_3$ ).
- Oksigen merupakan gas tidak bewarna, tidak berasa dan berwujud gas pada keadaan normal. Molekul oksigen merupakan gas reaktif dan dapat bereaksi dengan banyak zat. Umumnya menghasilkan oksida. Hampir semua logam bereaksi dengan oksigen membentuk oksida logam.

# Golongan 7A Halogen



- Unsur-unsur yang menempati golongan VIIA dinamakan unsur halogen. Artinya **pembentuk garam**. Unsur-unsur halogen sangat reaktif. Mereka tidak pernah ditemukan dalam keadaan atomnya, tetapi membentuk senyawa dengan berbagai unsur maupun dengan unsur sejenis.
- Semua unsur halogen terdapat sebagai molekul diatom, yaitu F<sub>2</sub> , Cl<sub>2</sub> , Br<sub>2</sub> , dan I<sub>2</sub> . Fluorin dan klorin berwujud gas, fluorin berwarna kuning pucat, sedangkan klorin berwarna kuning kehijauan. Bromin mudah menguap, cairan dan uapnya berwarna cokelat-kemerahan. Iodin berupa zat padat berwarna hitam mengkilap yang dapat menyublim menghasilkan uap berwarna ungu.
- Kereaktifan halogen dapat dipelajari dari jari-jari atomnya. Dari atas ke bawah, jari-jari atom meningkat sehingga gaya tarik inti terhadap elektron valensi makin lemah. Akibatnya, kereaktifan unsur-unsur halogen makin berkurang dari atas ke bawah.
- Kereaktifan halogen dapat juga dipelajari dari afinitas elektron. Makin besar afinitas elektron, makin reaktif unsur tersebut. Dari atas ke bawah dalam tabel periodik, afinitas elektron unsurunsur halogen makin kecil sehingga kereaktifan F > Cl > Br > I.

# Sifat Unsur Golongan VIIIA

- Oleh karena unsur-unsur golongan VIIIA (gas mulia) konfigurasi elektron valensi penuh (8 elektron) maka unsur-unsur gas mulia bersifat **stabil**. Kestabilan unsur-unsur ini menimbulkan pandangan di kalangan para ilmuwan bahwa unsur-unsur gas mulia sukar membentuk senyawa sehingga gas mulia mendapat julukan gas lembam (inert).
- Selain konfigurasi elektron yang terisi penuh, ketidakreaktifan gas mulia juga dapat dilihat dari data energi ionisasinya. Makin besar energi ionisasi gas mulia, makin sukar gas tersebut untuk bereaksi.
- Gas mulia merupakan gas tidak berwarna, tidak berasa, dan tidak berbau. Argon, kripton, dan xenon sedikit larut dalam air. Helium dan neon tidak dapat larut dalam air.

# **Ikatan Kimia dan Struktur Molekul**

**FAKULTAS TEKNOLOGI PERTANIAN  
UNIVERSITAS SERAMBI MEKKAH**



**Universitas Serambi Mekkah**

**Fakultas Teknologi Pertanian**

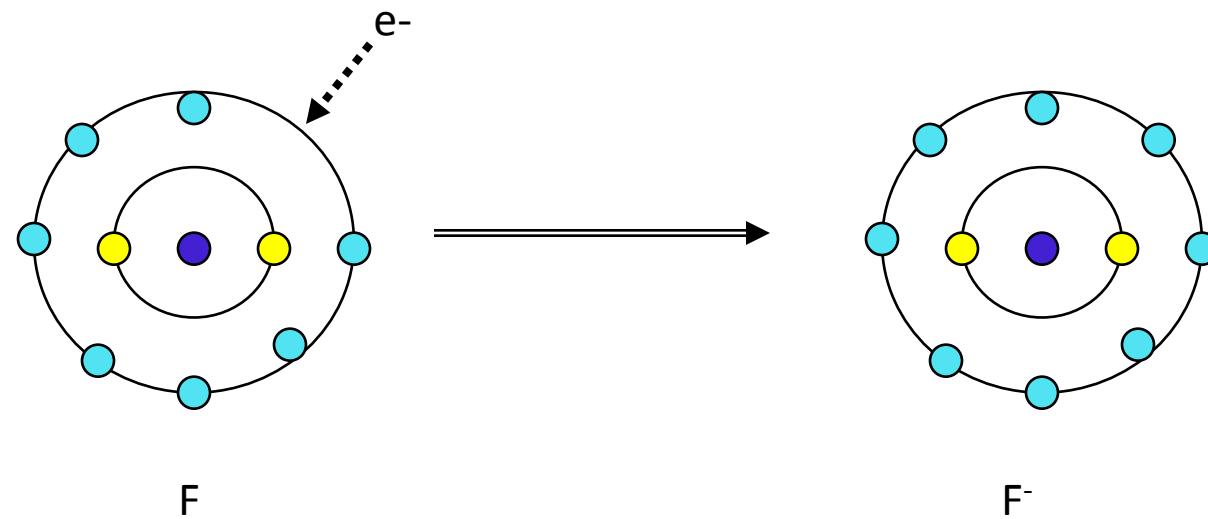
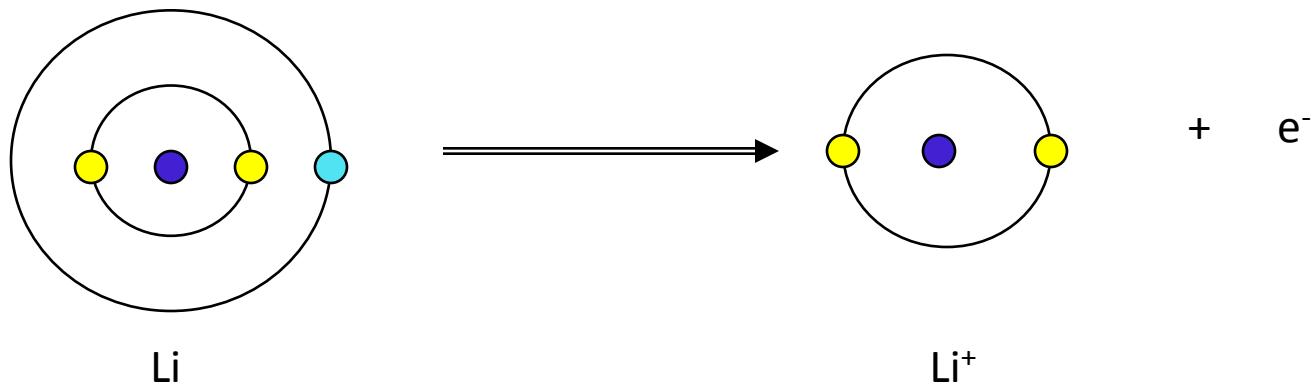
## I. IKATAN KIMIA

Proses bergabungnya 2 atau lebih unsur-unsur atau gaya yang menyatukan atom-atom atau molekul-molekul menjadi satu

**Tabel periodik** : Unsur golongan I A sampai dengan VII A cenderung menyamai konfigurasi unsur golongan gas mulia (VIII A)

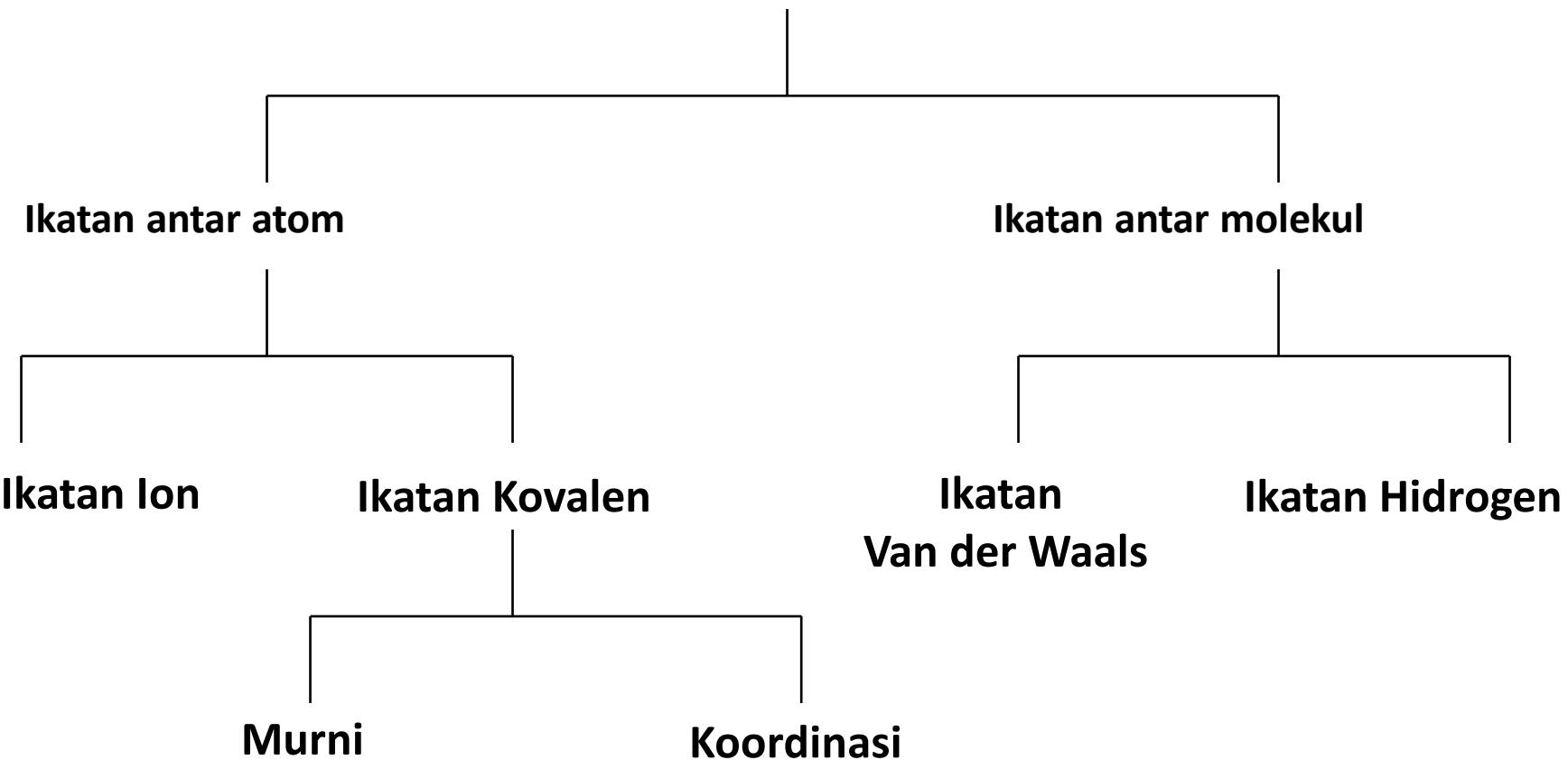
- Dengan cara menarik dan melepaskan elektron





## II. JENIS IKATAN

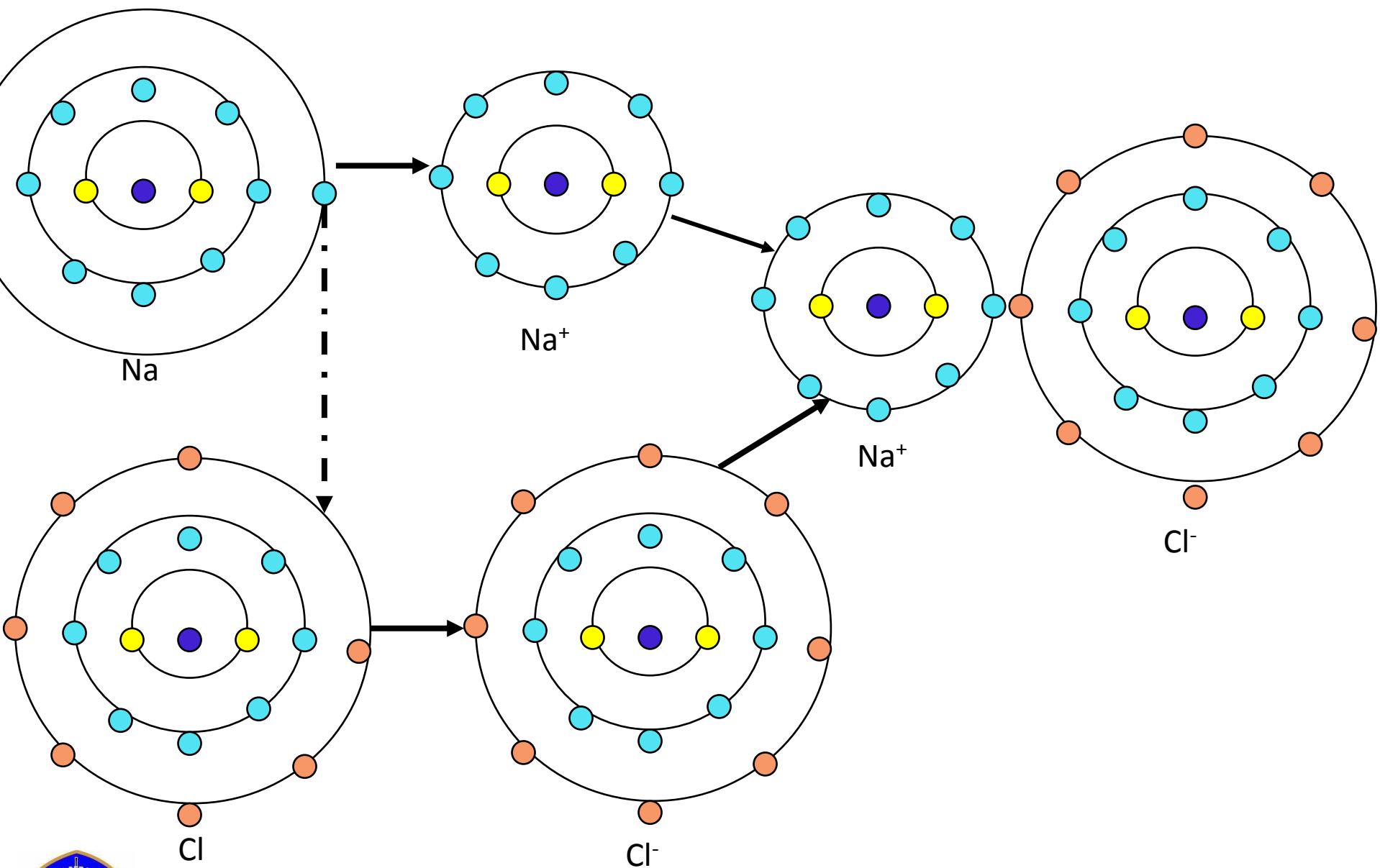
### IKATAN KIMIA



### III. IKATAN ION

- ❖ Terjadi bila ada perbedaan elektronegativitas yang sangat besar dari atom untuk melepas atau menangkap elektron
- ❖ Perbedaan terjadi antara unsur yang reaktif (logam gol IA) dan unsur yang kurang reaktif (logam gol VI A dan VIIA)
- ❖ Atom logam (Gol. I A dan II A) kehilangan satu atau dua elektron valensi, sementara atom non logam (Gol. VI A dan VIIA) menangkap elektron
- ❖ Transfer elektron antara logam dan non logam membentuk ion dengan konfigurasi gas mulia

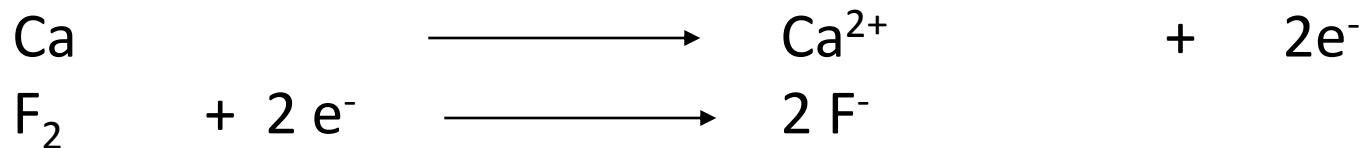




## Syarat:

- ✓ Jumlah elektron yang dilepaskan = diterima (sesuai gol)
- ✓ Penulisan lambang unsur sesuai dengan tabel periodik
- ✓ Rumus dan nama senyawa ionik disesuaikan dengan aturan penamaan yang berlaku umum

## Contoh:



## Senyawa Ionik Biner

Suatu atom akan membentuk anion/kation agar stabil (mengikuti **aturan oktet**):

Jumlah e- val. pada gas mulia : 8e-; kecuali He 2e-

Contoh:



Na : kehilangan 1 elektron valensi

Cl : memperoleh 1 elektron valensi





### Ciri-ciri senyawa ionik:

- ✓ Merupakan padatan yang keras pada suhu kamar
- ✓ Mempunyai titik leleh dan titik didih tinggi  
Mis. NaCl titik leleh =  $800^{\circ}\text{C}$  dan  
titik didih =  $1470^{\circ}\text{C}$ .
- ✓ Pengantar panas yang baik dalam bentuk lelehan.
- ✓ Komposisi kimia dinyatakan sebagai **rumus empiris**.



## IV. IKATAN KOVALEN

**Ikatan antara dua atom dengan pemakaian bersama sepasang elektron atau lebih**

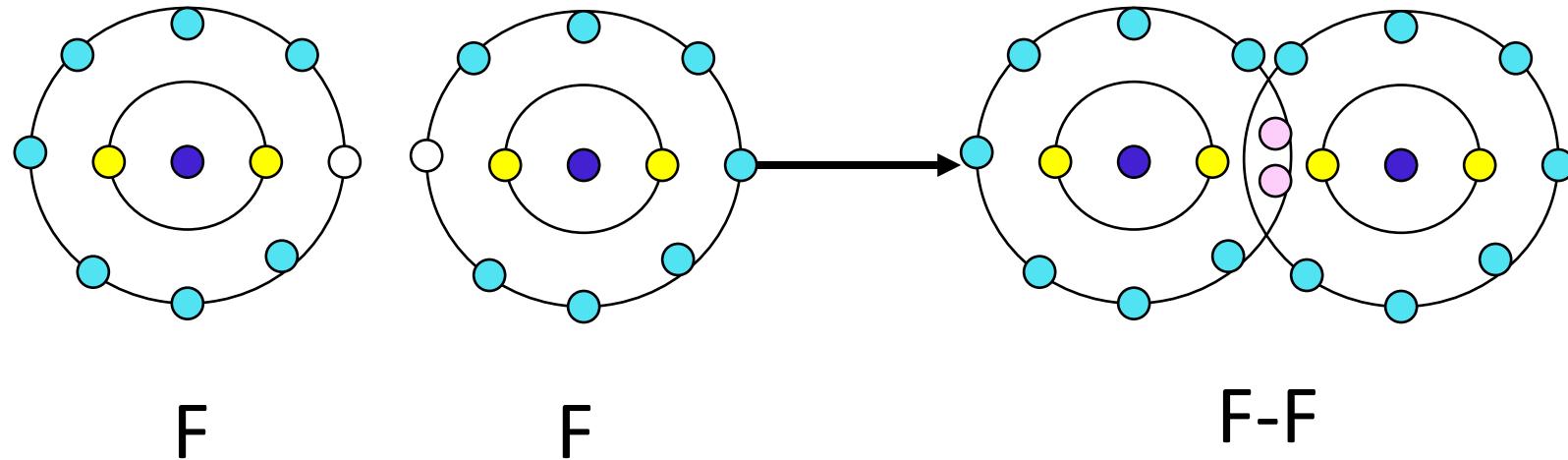
- ❖ Terjadi karena adanya perbedaan kecil kecenderungan untuk melepas atau menangkap elektron
- ❖ Terjadi antara atom non logam, tetapi logam juga dapat berikatan kovalen
- ❖ Gaya tarik menarik antara atom terhadap elektron valensi lawannya menyebabkan terjadinya ikatan
- ❖ Pasangan elektron pada pemakaian bersama terlokalisasi diantara kedua atom



- ❖ Ikatan ini menyebabkan molekul-molekul terpisah
- ❖ Atom akan mencapai konfigurasi elektron kulit terluar penuh (seperti gas mulia) namun elektron yang dipakai bersama dihitung sebagai milik masing-masing
- ❖ Pasangan elektron sunyi (tidak berikatan) adalah pasangan elektron yang tidak dipakai bersama dalam ikatan



# Pembentukan Ikatan Kovalen



Ikatan Kovalen dapat terjadi bila:

- sepasang elektron dipakai bersama, yang disebut ikatan tunggal, mis. H-F, H-H, dan F-F
- Dua pasang elektron dipakai bersama disebut ikatan rangkap dua, mis. O=O
- Tiga pasang elektron dipakai bersama, disebut ikatan rangkap tiga, mis. N<sub>2</sub>



## V. IKATAN HIDROGEN

Ikatan antara molekul yang sangat polar yang mengandung atom hidrogen

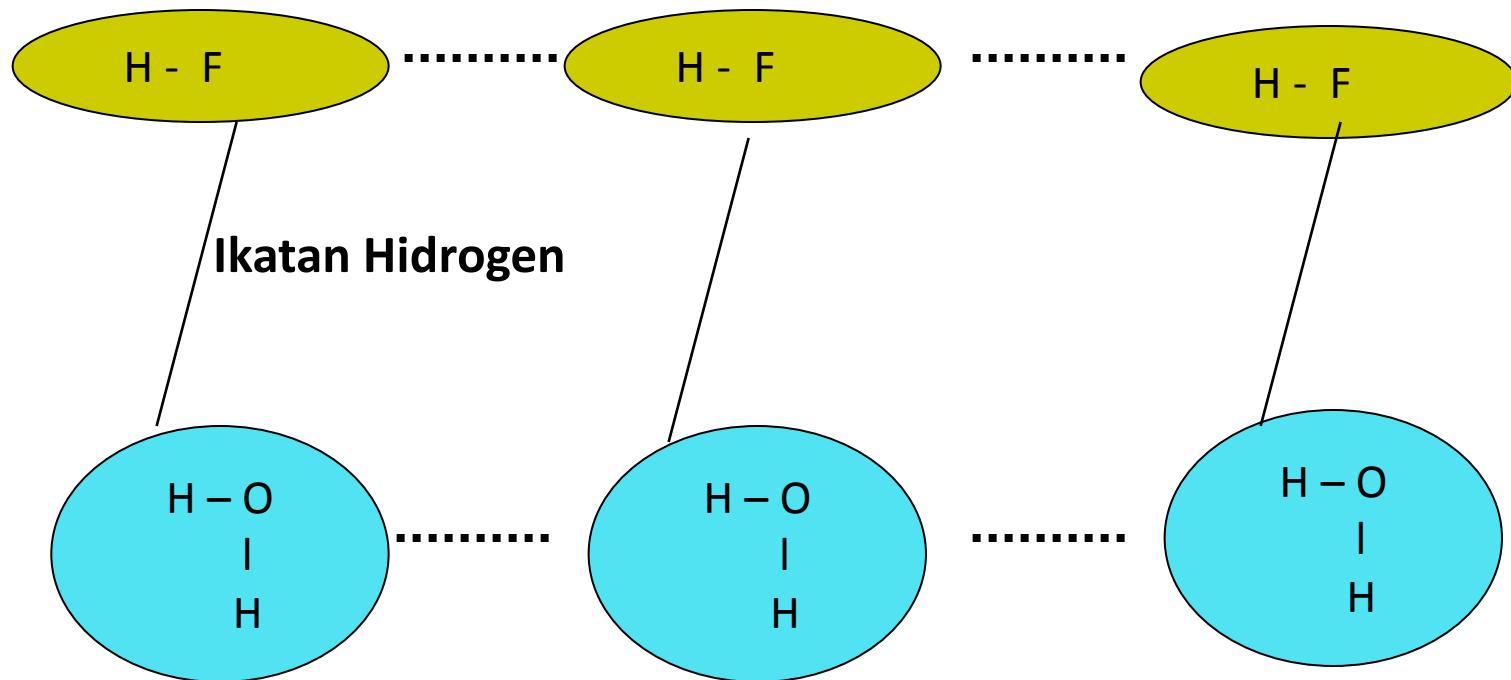
- Terjadi ikatan antara atom H yang mempunyai elektronegatifan kecil dari suatu senyawa dengan unsur yang mempunyai keelektronegatifan besar dari senyawa lain.

mis. ikatan yang sangat polar adalah:



- ✓ Senyawa yang memiliki ikatan hidrogen akan membentuk molekul besar yang dihubungkan oleh jembatan hidrogen.
- ✓ Semua senyawa yang mempunyai ikatan hidrogen, memiliki titik didih jauh lebih tinggi dari unsur lain yang segolongan.





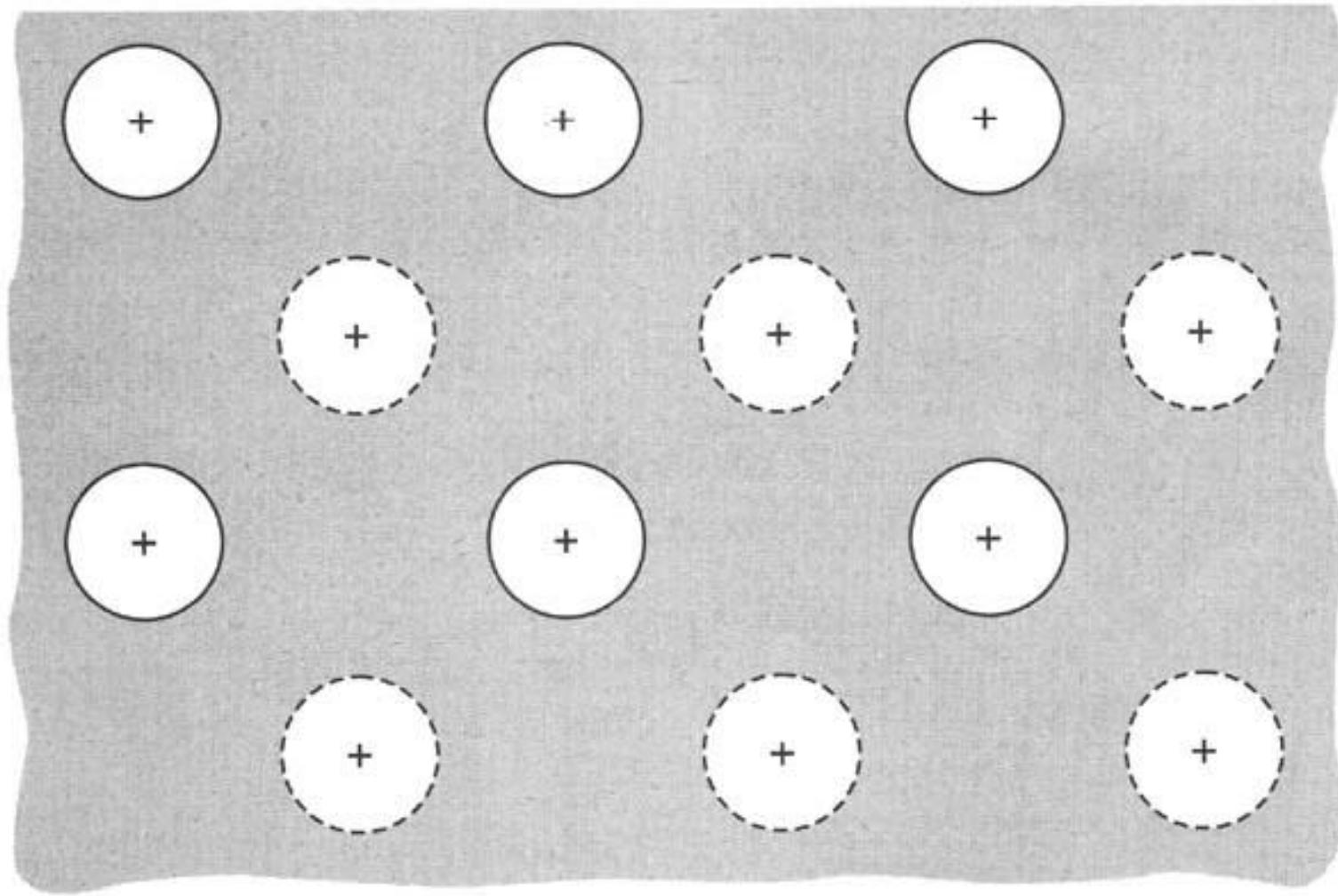
## VI. IKATAN LOGAM

- ❖ Logam merupakan unsur utama yang ada pada sistem periodik
- ❖ Logam dengan mudah kehilangan elektron terluar, tetapi sulit menangkap/memperoleh elektron
- ❖ Atom logam dapat berikatan ke segala arah, satu atom dapat berikatan dengan banyak atom lain, dan menghasilkan molekul yang besar dan kuat

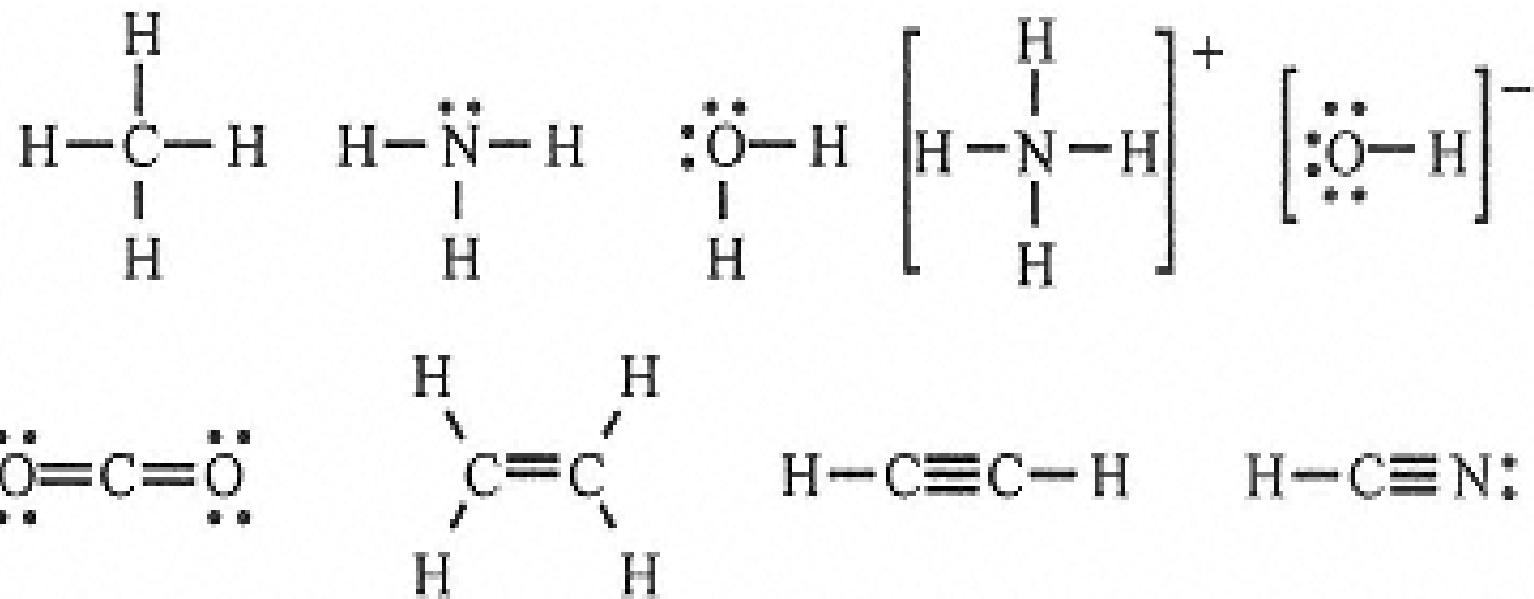


- ❖ Logam akan melakukan **sharing** elektron valensi mereka dengan cara yang berbeda pada ikatan kovalen
- ❖ Elektron valensi atom-atom logam yang berdekatan akan berkumpul membentuk pita (lautan elektron) yang terdistribusi secara merata diantara atom-atom, dan disekitar inti serta elektron bagian dalam
- ❖ Pada ikatan logam, elektron **sharing** terdelokalisasi dan bergerak bebas disepanjang potongan logam.
- ❖ Dalam kristal logam, terdapat elektron yang bergerak bebas





# Rumus Lewis/struktur molekul



# Contoh Molekul/senyawa

1.  $\text{H}_2\text{O}$
2.  $\text{NaCl}$
3.  $\text{BaCl}_2$
4.  $\text{H}_2\text{S}$
5.  $\text{KI}$
6.  $\text{CO}_2$
7.  $\text{HCl}$
8.  $\text{NH}_3$
9.  $\text{CH}_4$
10.  $\text{AgCl}$



# Tugas

No	Rumus molekul	Rumus lewis	Struktur molekul	Jenis ikatan	Nama kimia/IUPAC	Nama dagang
0.	NaCl	$\begin{array}{c} \text{:Cl}^+ \\ \text{..} \end{array} + \begin{array}{c} \text{Na}^+ \\ \text{..} \end{array}$	Na – Cl	Ikatan ion	Natrium klorida	Garam dapur
1.						
...						
20.						





# **Konsep Mol & Stoikiometri**

**FAKULTAS TEKNOLOGI PERTANIAN  
UNIVERSITAS SERAMBI MEKKAH**



**Universitas Serambi Mekkah**

**Fakultas Teknologi Pertanian**

# Pengertian mol dan stoikiometri

## Konsep Mol

- ❖ Mol = satuan jumlah
- ❖ Contoh : Lusin untuk menyatakan sekumpulan zat yang jumlahnya 12
- ❖ Bilangan Avogadro :  $6,02 \times 10^{23}$
- ❖ Lambang : ( BA )

## Stoikiometri

- ❖ Perhitungan kimia yang berhubungan dengan jumlah partikel



# Pengertian mol dan stoikiometri

*Stoikiometri* berasal dari bahasa Yunani yaitu kata “*stoicheion*”: unsur dan “*metron*”: pengukuran

Jadi “*Stoikiometri*” adalah suatu bahasan secara kuantitatif mengenai reaktan dan produk dalam suatu reaksi kimia.

*Mol* adalah banyaknya unsur yang mempunyai massa dalam gram yang secara numerik sama dengan massa atomnya



# Bilangan avogadro dan konsep mol

- ❖ **1 mol suatu unsur (misal : Na) =  $6 \times 10^{23}$  atom**
- ❖ **1 mol suatu senyawa (misal : H<sub>2</sub>O) =  $6 \times 10^{23}$  molekul**
- ❖ **1 mol suatu ion (misal : Cl<sup>-</sup>) =  $6 \times 10^{23}$  ion**
- ❖ **Mol suatu unsur = gram / masa atom (AR)**
- ❖ **Mol suatu senyawa = gram / masa molekul (MR)**



# Hubungan mol dengan jumlah partikel

- ❖ **Satu mol zat = banyaknya zat tersebut mengandung  $6 \times 10^{23}$  butir partikel**
- ❖ **Partikel : atom, molekul, ion**
- ❖ **Jumlah partikel = mol x BA**



# Contoh

1. Hitung jumlah atom dalam 5 mol besi (Fe)
2. Hitung jumlah mol dari  $1,5 \times 10^{24}$  molekul gula.

Jawab :

$$1. \text{ Jumlah atom Fe} = 5 \times 6 \times 10^{23} = \\ 3 \times 10^{24} \text{ atom}$$

$$2. \text{ Mol gula} = 1,5 \times 10^{24} : 6 \times 10^{23} = 2,5 \text{ mol}$$



# Soal

Hitunglah :

1. Jumlah molekul dalam 0,25 mol air ( $\text{H}_2\text{O}$ )
2. Jumlah atom dalam 3 mol metana ( $\text{CH}_4$ )
3. Jumlah mol dari  $4,5 \times 10^{23}$  atom Mg
4. Jumlah mol dari  $6 \times 10^{22}$  molekul  $\text{CH}_4$



# Hubungan mol dengan massa (gram)

Massa molar adalah massa satu mol zat yang dinyatakan dalam gram.

Rumus massa adl

$$\text{Massa} = \text{mol} \times \text{Ar} \text{ atau } \text{Mr}$$

$\text{Ar} = \text{Massa atom}$

$\text{Mr} = \text{Massa molekul} / \text{Berat Molekul (BM)}$

Massa atom (Ar) Fe = 56

Massa molar Fe = 56 gram

(satu mol Fe mpy massa 56 gram)

Massa molekul (Mr) H<sub>2</sub>O = 18

Massa molar air = 18 gram

(satu mol H<sub>2</sub>O mpy massa 18 gram)



# Massa atom relatif (Ar) dan (Mr)

⇒ Massa Atom Relatif (Ar) adalah perbandingan massa satu atom suatu unsur dengan massa satu atom unsur standar:

Contoh : Ar O = 16, Ar Al = 27, Ar Na = 23, Ar Cl = 35,5, Ar C = 12, Ar H = 1

Ar Fe = 56      Ar Zn = 65

⇒ Massa Molekul Relatif (Mr) adalah perbandingan massa 1 molekul unsur atau senyawa terhadap 1/12 massa satu atom C-12.

Contoh :

$$\begin{aligned} \text{Mr NaCl} &= (1 \times \text{Ar Na}) + (1 \times \text{Ar Cl}) \\ &= (1 \times 23) + (1 \times 35,5) \\ &= 23 + 35,5 \\ &= 58,5 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Mr C}_2\text{H}_6\text{O} &= (2 \times \text{Ar C}) + (6 \times \text{Ar H}) + (1 \times \text{Ar O}) \\ &= (2 \times 12) + (6 \times 1) + (1 \times 16) \\ &= 24 + 6 + 16 \\ &= 46 \end{aligned}$$



# contoh

1. Berapa mol glukosa (  $C_6H_{12}O_6$  ) yang massanya 3,6 gram ?

Jawab :

$$\begin{aligned} \text{Mr} ( C_6H_{12}O_6 ) &= ( 6 \times \text{C} ) + ( 12 \times \text{H} ) + ( 6 \times \text{O} ) \\ &= ( 6 \times 12 ) + ( 12 \times 1 ) + ( 6 \times 16 ) \\ &= ( 72 ) + ( 12 ) + ( 96 ) \\ &= 180 \end{aligned}$$

gram

$$\text{Mol} = \frac{3,6}{180}$$

$$\text{Mol} = \frac{3,6}{180}$$

$$\begin{aligned} \text{Mol} &= \frac{3,6}{180} \\ &= 0,02 \text{ mol} \end{aligned}$$



# contoh

- ❖ Berapa gram massa 5 mol glukosa ( $\text{Mr} = 180$ )?
- ❖ Berapa Ar kalsium jika 0,2 mol kalsium mpy massa 8 gram?
- ❖ Hitung mol dari 16 gram belerang ( $\text{Ar} = 32$ )!



# Jawab

❖ Gram = mol  $\times$  Mr

$$\begin{aligned}\text{Massa glukosa} &= 5 \text{ mol} \times 180 \\ &= 900 \text{ gram}\end{aligned}$$

❖ Ar kalsium = gram : mol = 8 : 0,2 = 40

❖ Mol belerang = 16 : 32 mol = 0,5 mol



# Soal

- ❖ Hitunglah jumlah atom dalam 0,28 gram besi ( $\text{Ar Fe} = 56$ ,  $L = 6 \times 10^{23}$ )
- ❖ Berapa Mr amonia jika 5 mol amonia mpy massa 85 gram?
- ❖  $7,525 \times 10^{22}$  unsur X ternyata mempunyai massa 5 gram. Hitunglah berat atom unsur X ?



# Hubungan mol dengan volume gas

❖ Rumus :  $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$p$  = tekanan gas (atm)

$V$  = volume gas (L)

$n$  = jumlah mol gas

$R$  = tetapan 0,08205

$T$  = suhu mutlak (K)

❖ Keadaan standard (suhu  $0^\circ\text{C}$ , tekanan 1 atm)

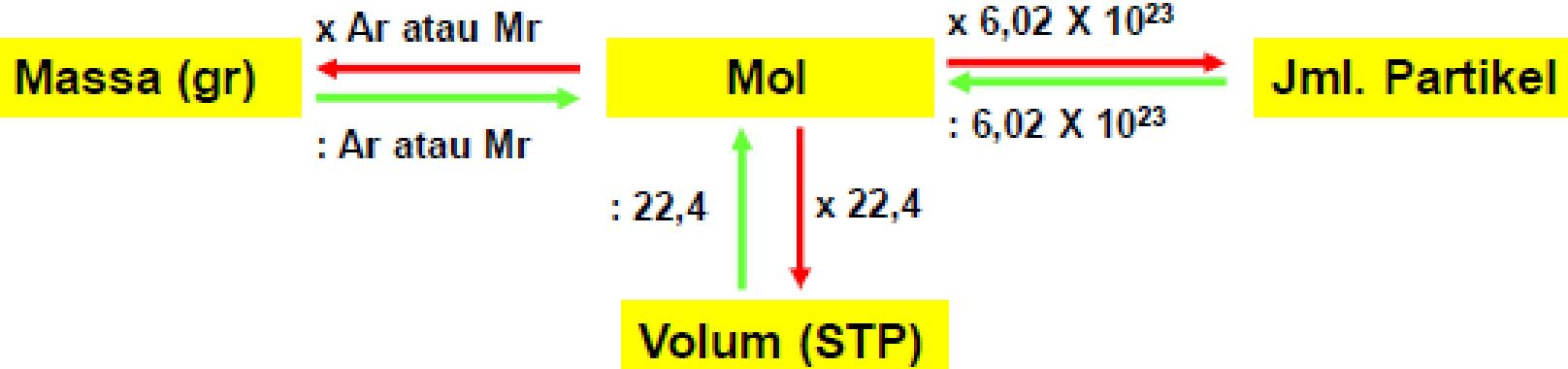
❖  $V = \text{mol} \times 22,4$

❖  $\text{Mol} = V / 22,4$



# Konversi satuan

## Konversi satuan dalam perhitungan “Kimia”



Untuk mengukur gas - gas pada keadaan tidak standar digunakan rumus :

$$PV = nRT$$

$P$  = Tekanan (atm)       $R$  = tekanan gas ideal yaitu  $0,082 \text{ L atm/mol K}$   
 $V$  = Volum ( liter )       $T$  = suhu mutlak ( K )  
 $n$  = jumlah mol



# Contoh

1. Hitunglah volume dari 23 gram gas  $\text{NO}_2$  pada keadaan standard? ( $\text{BM } \text{NO}_2 = 46$ )
2. Berapa massa dari 14 liter gas  $\text{O}_2$  pada  $0^\circ\text{C}$ , 1 atm !
3. Berapa volume dari  $9,03 \times 10^{24}$  molekul gas pada keadaan standard ?



# Jawab

$$\begin{aligned}1. 23 \text{ gram gas } \text{NO}_2 &= 23 : 46 = 0,5 \text{ mol} \\&= 0,5 \times 22,4 \text{ L} = 11,2 \text{ L}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}2. 14 \text{ L gas } \text{O}_2 &= 14 : 22,4 = 0,625 \text{ mol} \\&= 0,625 \times 32 = 20 \text{ gram}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}3. 9,03 \times 10^{24} \text{ molekul} &= 9,03 \times 10^{24} : 6,02 \times 10^{23} \\&= 15 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L} = 336 \text{ L}\end{aligned}$$



# Soal

- ❖ Hitung jumlah molekul yang terkandung dalam 5,6 liter suatu gas, diukur pada keadaan standard?
- ❖ Mesin kendaraan yang tidak terkontrol dapat mengeluarkan 0,28 kg gas  $CO$  untuk tiap liter bensin yang dibakar ( $C = 12$ ,  $O = 16$ ). Hitunglah gas  $CO$  yang dihasilkan dari pembakaran 100 liter bensin, diukur pada tekanan 1 atm, suhu  $0^\circ C$ ?



# Penentuan rumus kimia

Konsep mol digunakan untuk menentukan rumus kimia suatu senyawa, baik rumus empiris (perbandingan terkecil atom dalam senyawa) maupun rumus molekul (jumlah atom dalam senyawa)

Rumus empiris dihitung gram atau persen masing-masing penyusun senyawa dan angka tersebut dibagi dengan Ar masing-masing diperoleh perbandingan mol terkecil dari unsur penyusun senyawa.



# Penentuan rumus kimia

- ❖ Rumus molekul dan rumus empiris suatu senyawa ada kalanya sama, tetapi kebanyakan tidak sama.
- ❖ Rumus molekul merupakan kelipatan dari rumus empiris.
- ❖ Jika senyawa mempunyai rumus empiris  $\text{CH}_2\text{O}$  maka rumus molekul mungkin  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$  dll.
- ❖ Menentukan rumus molekul senyawa ada dua hal yang harus terlebih dahulu diketahui yaitu rumus empiris senyawa dan  $\text{Mr}$  atau  $\text{BM}$  senyawa.



# Contoh rumus empiris

1. Suatu senyawa tersusun dari 84% karbon dan 16 % hidrogen ( $C = 12$ ,  $H = 1$ ). Tentukan rumus empiris senyawa tersebut?
2. Suatu gas mengandung 48 gram karbon, 12 gram hidrogen dan 32 gram oksigen ( $C = 12$ ,  $H = 1$ ,  $O = 16$ ). Bagaimana rumus empiris gas tersebut?
3. Suatu senyawa mengandung 32,4% natrium, 22,6% belerang dan sisanya oksigen ( $Na = 23$ ,  $S = 32$ ,  $O = 16$ ). Tentukan rumus empiris senyawa itu?



# Jawab

1.  $C = 84\%$  ,  $H = 16\%$

$$\text{mol } C : \text{mol } H = 84/12 : 16/1 = 7 : 16$$

Rumus empiris senyawa adalah :  $C_7H_{16}$

2.  $C=48$ ,  $H=12$ ,  $O=32$

$$\begin{aligned}\text{mol } C : \text{mol } H : \text{mol } O &= 48/12 : 12/1 : 32/16 \\ &= 4 : 12 : 2 = 2 : 6 : 1\end{aligned}$$

Rumus empiris gas adalah  $C_2H_6O$

3.  $Na=32,4\%$ ,  $S=22,6\%$ ,  $O=100 - (32,4+22,6) = 45\%$

$$\begin{aligned}\text{mol } Na : \text{mol } S : \text{mol } O &= 32,4/23 : 22,6/32 : 45/16 \\ &= 1,4 : 0,7 : 2,8 = 2 : 1 : 4\end{aligned}$$

Rumus empiris senyawa adalah  $Na_2SO_4$

# Soal

1. 40 gram suatu oksida besi (senyawa besi dan oksigen) ternyata mengandung 28 gram besi ( $Fe = 56$  dan  $O = 16$ ). Tentukan rumus oksida besi tersebut?
2. Kristal  $CuSO_4$  mengadung 36% air ( $Cu = 64$ ,  $S = 32$ ,  $O = 16$ ,  $H = 1$ ) Tentukan rumus kristalnya?
3. Sebanyak 17 gram suatu oksida logam dengan rumus empiris  $M_2O_3$  mengadung 8 gram oksigen. Jika Ar oksigen = 16, berapa Ar logam tersebut?



# Contoh rumus molekul

**Suatu gas dengan rumus empiris  $\text{NO}_2$  mempunyai BM = 92 ( $\text{N} = 14$ ,  $\text{O} = 16$ ). Tentukan rumus molekulnya?**

**Suatu senyawa organik dengan BM = 90 tersusun dari 40% karbon, 6,6% hidrogen dan sisanya oksigen ( $\text{C}=12$ ,  $\text{H}=1$ ,  $\text{O}=16$ ). Tentukan rumus molekul senyawa tersebut?**



# Jawab

1.  $(NO_2)_n = 92$

$$46 \quad n = 92 \quad \longrightarrow \quad n = 2$$

Rumus molekul gas adalah  $N_2O_4$

2.  $C = 40\%, H = 6,6\%, O = 53,4\%$

$$\begin{aligned} \text{Mol } C : \text{mol } H : \text{mol } O &= 40/12 : 6,6/1 : 53,4/16 \\ &= 3,3 : 6,6 : 3,3 = 1 : 2 : 1 \end{aligned}$$

Rumus empirisnya  $CH_2O$

$$(CH_2O) n = 90$$

$$30 \quad n = 90 \quad \longrightarrow \quad n = 3$$

Rumus molekulnya adalah  $C_3H_6O_3$



# Soal

- ❖ Sebanyak 11 gram suatu senyawa organik dibakar sempurna, menghasilkan 22 gram  $CO_2$  dan 9 gram  $H_2O$ . Jika Mr senyawa = 88 tentukan rumus molekulnya!
- ❖ 56 liter suatu gas pada suhu  $0^\circ C$  dan tekanan 1 atm memiliki massa 175 gram. Jika rumus empiris senyawa adalah  $CH_2$  bagaimana rumus molekulnya?



# Perhitungan Konsentrasi

**FAKULTAS TEKNOLOGI PERTANIAN  
UNIVERSITAS SERAMBI MEKKAH**



Universitas Serambi Mekkah

Fakultas Teknologi Pertanian

# Rumus Konsentrasi

## Mol

$$n = \frac{\text{berat zat (g)}}{\text{berat molekul (Mr)}}$$

## Molaritas

$$M = \frac{\text{mol zat terlarut (mol)}}{\text{volume larutan (L)}}$$

## Molalitas

$$m = \frac{\text{mol zat terlarut (mol)}}{\text{berat pelarut (kg)}}$$

## Normalitas

$$N = \frac{\text{mol zat terlarut} \times \text{ekivalen (eq)}}{\text{Volume larutan (L)}}$$

## % berat (b/v) atau (w/v)

$$\% w/v = \frac{\text{berat zat terlarut (g)}}{100 \text{ ml larutan}} \times 100\%$$

## ppm

$$\text{ppm} = \frac{\text{berat zat terlarut (mg)}}{\text{volume larutan (L)}}$$

## % volum (v/v)

$$\% v/v = \frac{\text{volum zat terlarut (ml)}}{100 \text{ ml larutan}} \times 100\%$$

$$\text{ppm} = \frac{\text{berat zat terlarut (mg)}}{\text{berat (kg)}}$$

## Fraksi mol

$$x = \frac{\text{mol zat terlarut (mol)}}{\text{mol zat terlarut (mol) + mol pelarut (mol)}}$$

## ppb

$$\text{ppb} = \frac{\text{berat zat terlarut (\mu g)}}{\text{volume larutan (L)}}$$



# Rumus Pengenceran

## PENGENCERAN

Membuat larutan supaya lebih encer dengan cara menambah pelarutnya.

$$\text{Rumus : } V_p \times K_p = V_e \times K_e$$

$V_p$  = volume pekat

$K_p$  = Konsentrasi pekat

$V_e$  = vol encer

$K_e$  = Konsentrasi encer

$$\text{Atau } V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

$V$  = Volume

$M$  = Molaritas



# Rumus Pengenceran

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$2 \times 50 = 0.5 \times V_2$$

$$V_2 = \frac{2 \times 50}{0.5}$$

$$V_2 = 200 \text{ mL}$$

$M_1$  = Konsentrasi mula-mula

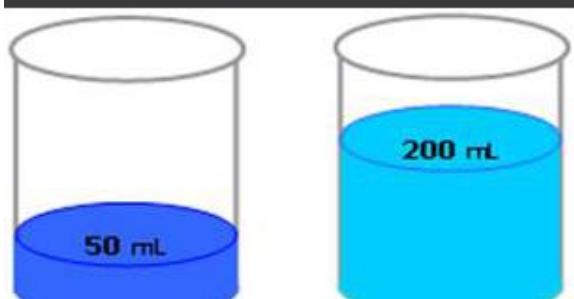
$V_1$  = Volume mula-mula

$M_2$  = Konsentrasi setelah pengenceran

$V_2$  = Volume setelah pengenceran

Hal ini berarti bahwa, kita harus menambahkan air agar larutan yang bervolume 50 mL menjadi 200 mL

Air yang ditambahkan =  $200 - 50 = 150 \text{ mL}$



Gambar 1:  
Pengenceran larutan  $\text{CuSO}_4$  2M menjadi 0,5M

# Contoh

## Contoh

Botol asam klorida yg diambil dari gudang beretiket 35 %.

Kita membutuhkan larutan asam dengan kadar 25 % sebanyak 100 ml.

Berapa liter kita harus mengambil HCl yang berasal dari botol tersebut ?

**Jawab:**

$$V_2 = ? \quad V_1 = 100 \text{ ml}$$

$$M_2 = 35 \% \quad M_1 = 25 \%$$

Maka :  $100 \times 25 = V_1 \times 35$

$$V_1 = 71,428 \text{ ml}$$

Sehingga HCl yang harus diambil dari botol sebanyak **71,428 ml ad pelarut hingga 100 mL**



# Contoh

## Contoh % b/b

Larutan Cuka sebanyak 40 gram mengandung asam asetat sebanyak 2 gram. Hitunglah konsentrasi larutan itu dalam satuan % b/b

Jawab :

$$\% \text{ b/b} = \frac{2 \text{ gram}}{40 \text{ gram}} \times 100 \% = 5 \%$$

5 % = 5 gram asam asetat dalam 100 gram



# Contoh

## Contoh % b/v

Untuk membuat larutan infus glukosa, 45 gram glukosa murni dilarutkan dalam akuades hingga volume larutan menjadi 500 mL. Hitunglah konsentrasi larutan itu dalam satuan % b/v

Jawab :

$$\% \text{ b/v} = \frac{45 \text{ gram}}{500 \text{ mL}} \times 100 \% = 9 \%$$

9 \% = 9 gram glukosa dalam 100 mL akuades



# Contoh

## Contoh % v/v

Etanol sebanyak 150 mL dicampur dengan 350 mL akuades. Hitunglah konsentrasi larutan itu dalam satuan % v/v

Jawab :

$$\% \text{ v/v} = \frac{150 \times 100 \%}{500 \text{ mL}} = 30 \%$$

30 % = 30 mL etanol dalam 100 mL larutan



# **Sifat Koligatif Larutan**

**FAKULTAS TEKNOLOGI PERTANIAN  
UNIVERSITAS SERAMBI MEKKAH**



Universitas Serambi Mekkah

Fakultas Teknologi Pertanian

# Pendahuluan

**SIFAT KOLIGATIF** adalah sifat-sifat larutan yang tidak bergantung pada jenis zat terlarut, tetapi hanya pada konsentrasi partikel terlarutnya

- Banyaknya partikel dalam larutan ditentukan oleh konsentrasi larutan dan sifat Larutan itu sendiri.
- Jumlah partikel dalam larutan non elektrolit tidak sama dengan jumlah partikel dalam larutan elektrolit, walaupun konsentrasi keduanya sama. (Hal ini dikarenakan larutan elektrolit terurai menjadi ion-ionnya, sedangkan larutan non elektrolit tidak terurai menjadi ion-ion).



# Pendahuluan

KONSENTRASI LARUTAN

PENURUNAN TEKANAN UAP JENUH

KENAIKAN TITIK DIDIH

PENURUNAN TITIK BEKU

TEKANAN OSMOTIK



# Konsentrasi larutan

Kemolaran menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam satu liter larutan. Satuan kemolaran adalah mol L<sup>-1</sup>

$$M = \frac{n}{V}$$

$$M = \frac{\text{gr}}{\text{Mr}} \times \frac{1000}{\text{mL}}$$

## RUMUS

### Keterangan :

M = Kemolaran

n = Jumlah mol zat terlarut

V = Volum larutan (dalam liter)

CONTOH



# Konsentrasi larutan

## CONTOH

Jika dalam 500 mL larutan terdapat 6 gram urea ( $Mr = 60$ ), maka molaritas larutan adalah :

Jawab :

INGAT



$$M = \frac{\text{gr}}{\text{Mr}} \times \frac{1000}{\text{mL}}$$

$$\begin{aligned}M &= \frac{6}{60} \times \frac{1000}{500} \\&= \frac{6000}{30000} = 0,2 \text{ mol/L}\end{aligned}$$

# Konsentrasi larutan

Kemolalan atau molalitas menyatakan jumlah mol (n) zat terlarut dalam 1 kg (=1000 g) pelarut. Oleh karena itu, kemolalan dinyatakan dalam mol kg<sup>-1</sup>

## RUMUS

$$m = \frac{n}{p}$$

$$m = \frac{gr}{Mr} \times \frac{1000}{masa pelarut (gr)}$$

### Keterangan :

m = Kemolalan larutan

n = Jumlah mol zat terlarut

p = masa pelarut (dalam kg)

**CONTOH**



# Konsentrasi larutan

## CONTOH

Berapakah kemolalan larutan glukosa yang mengandung 12% masa glukosa (Mr = 180)?

Jawab :

Glukosa 12% =  $12/100 \times 100$  gram = 12 gram.  
Dan air (pelarut) =  $(100 - 12)$  = 88 gram.

$$m = \frac{gr}{Mr} \times \frac{1000}{masa\ pelarut\ (gr)}$$

$$m = \frac{12}{180} \times \frac{1000}{88}$$
$$= \frac{12000}{15840} = 0,79\ mol\ kg^{-1}$$

### PENTING :

*"Untuk mendapatkan masa pelarut air yg tdk diketahui, kita harus selalu memasukkan 100 dikurang gr larutan".*



# Konsentrasi larutan

Fraksi mol (X) zat terlarut atau zat pelarut menyatakan perbandingan mol (n) zat terlarut atau n pelarut dengan n total larutan (terlarut + pelarut)

$$X_{\text{terlarut}} = \frac{n_{\text{terlarut}}}{n_{\text{terlarut}} + n_{\text{pelarut}}}$$
$$X_{\text{pelarut}} = \frac{n_{\text{pelarut}}}{n_{\text{terlarut}} + n_{\text{pelarut}}}$$

$$X_{\text{terlarut}} + X_{\text{pelarut}} = 1$$

CONTOH



# Konsentrasi larutan

## CONTOH

Hitunglah fraksi mol urea dalam larutan urea 20% ( $Mr = 60$ ).

Jawab :

- Urea 20% =  $20/100 \times 100$  gram = 20 gram.
- Air (pelarut) =  $(100 - 20) = 80$  gram.

$$\text{Jumlah mol urea} = \frac{20}{60} = 0,33 \text{ mol}$$

$$\text{Jumlah mol air} = \frac{80}{18} = 4,44 \text{ mol}$$

Ditanya fraksi mol UREA

$$X_{\text{urea}} = \frac{0,33}{(4,44 + 0,33)} = 0,069$$

“Angka 18 didapat dari  $Mr$  nya AIR”



# Penurunan tekanan uap jenuh

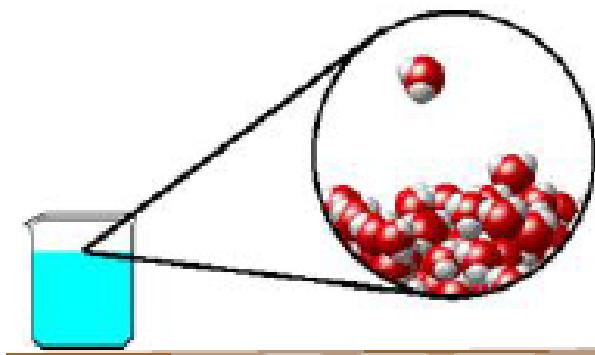
**Pada setiap suhu, zat cair selalu mempunyai tekanan tertentu. Tekanan ini adalah tekanan uap jenuhnya pada suhu tertentu.**

**Penambahan suatu zat ke dalam zat cair menyebabkan penurunan tekanan uapnya.**

**Hal ini disebabkan karena zat terlarut itu mengurangi bagian atau fraksi dari pelarut, sehingga kecepatan penguapan berkurang.**

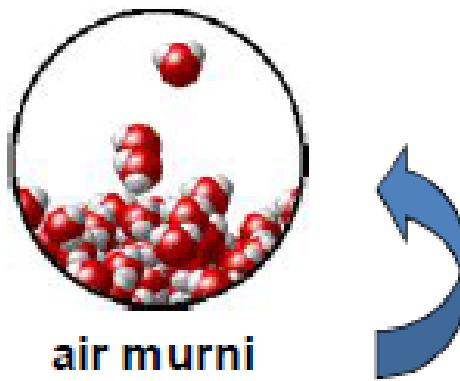


# Penurunan tekanan uap jenuh

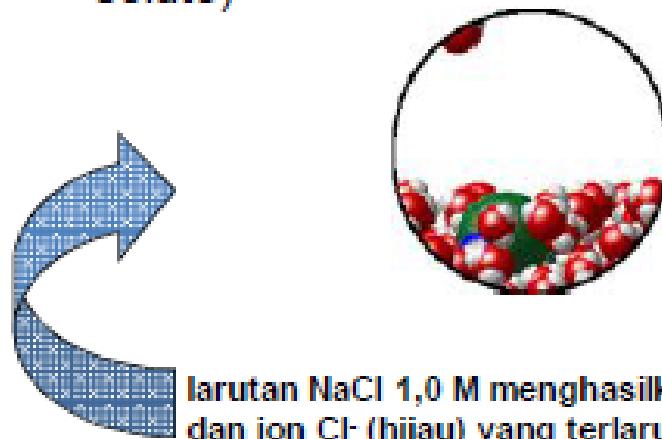


Tampilan mikroskopis dari gerakan molekul uap air pada permukaan air murni.

Gambar dibawah ini mengilustrasikan bagaimana tekanan uap air dipengaruhi oleh penambahan zat terlarut yang sukar menguap ( non volatile solute)



air murni



larutan NaCl 1,0 M menghasilkan ion Na<sup>+</sup> (biru) dan ion Cl<sup>-</sup> (hijau) yang terlarut dalam air

# Penurunan tekanan uap jenuh

Menurut *Francois Marie Raoult* mengemukakan bahwa tekanan uap suatu komponen bergantung pada fraksi mol komponen itu dalam larutan, dengan hubungan sebagai berikut.

$$P_A = X_A \times P_A^o$$



$P_A$  = tekanan uap komponen A

$X_A$  = fraksi mol komponen

$P_A^o$  = tekanan uap A murni

Untuk menentukan tekanan uap larutan dapat menggunakan rumus berikut :

$$P_{\text{larutan}} = X_{\text{pelarut}} \times P_{\text{pelarut}}^o$$

Selisih antara tekanan uap pelarut dengan tekanan uap larutan disebut *penurunan tekanan uap* ( $\Delta P$ ). Dapat digunakan rumus sebagai berikut :

$$\Delta P = X_{\text{ter}} \times P^o$$



CONTOH



# Penurunan tekanan uap jenuh

## CONTOH

Tekanan uap air pada 100°C adalah 760 mmHg. Berapakah tekanan uap larutan glukosa 18% pada 100°C? (A<sub>r</sub> H= 1 ; C=12 ; O=16)

Jawab :

INGAT

$$P_{\text{larutan}} = X_{\text{pelarut}} \times P_{\text{pelarut}}^{\circ}$$

Jadi mari kita hitung dulu  $X_{\text{pel}}$  (fraksi mol) nya !!!

- Glukosa 18% =  $18/100 \times 100$  gram = 18 gram.
- Air (pelarut) =  $(100 - 18) = 82$  gram.

$$\text{Jumlah mol glukosa} = \frac{18}{180} = 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{Jumlah mol air} = \frac{82}{18} = 4,55 \text{ mol}$$

$$X_{\text{pel}} = \frac{4,55}{(4,55+0,1)} = 0,978$$

Jadi tekanan uap glukosa :

$$P_{\text{larutan}} = X_{\text{pelarut}} \times P_{\text{pelarut}}^{\circ}$$

$$\begin{aligned} P_{\text{larutan}} &= 0,978 \times 760 \\ &= 743,28 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

# Kenaikan titik didih

**Titik didih adalah suhu pada saat tekanan uap cairan sama dengan tekanan di permukaan. Oleh karena itu, titik didih bergantung pada tekanan di permukaan.**

## ***Perlu diingat beberapa ketentuan berikut :***

- Suatu pelarut jika di + zat terlarut  $\rightarrow$  titik didih akan naik
- Besarnya kenaikan titik didih  $\sim$  konsentrasi molal ( m )
- $\Delta T_b =$  titik didih larutan – titik didih pelarut murni
- $K_b$  = tetapan kenaikan titik didih

## **RUMUS**

$$\Delta T_b = m \times K_b$$

atau bisa juga  
pakai rumus  
yang

$$m = gr/mr \times 1000/p$$

$$\Delta T_b = \frac{gr}{Mr} \times \frac{1000}{p} \times K_b$$

**CONTOH**



# Kenaikan titik didih

## CONTOH

Tentukan titik didih larutan yang mengandung 18 gram glukosa ( $M_r = 180$ ) dalam 500 gram air. (Dik :  $K_b$  air =  $0,52^\circ\text{C}$ )

Jawab :

**INGAT** kita menghitung  $T_b$  bukan  $\Delta T_b$ .

$$\Delta T_b = T_b \text{ larutan} - T_b \text{ pelarut} \text{ atau } T_b \text{ larutan} = \Delta T_b + T_b \text{ pelarut} .$$

Jadi kita hitung dulu  $\Delta T_b = m \times K_b$

$$\Delta T_b = \frac{gr}{mr} \times \frac{1000}{p} \times K_b$$

$$\begin{aligned}\Delta T_b &= \frac{18}{180} \times \frac{1000}{500} \times 0,52^\circ\text{C} \\ &= 0,104^\circ\text{C}\end{aligned}$$

Terus kita hitung  $T_b$  larutan

$$T_b \text{ larutan} = \Delta T_b + T_b \text{ pelarut}$$

$$\begin{aligned}T_b \text{ larutan} &= 0,104 + 100 \\ &= 100,104^\circ\text{C}\end{aligned}$$

$T_b$  pelarut  
(ketetapan)

Lihat tabel  
Ketetapan  $T_b$  dan  $T_f$



# Penurunan titik beku

**Titik beku adalah suhu pada saat tekanan uap cairan sama dengan tekanan uap padatnya.**

## **Perlu diingat beberapa ketentuan berikut :**

- Suatu pelarut jk di + zat terlarut → titik bekunya akan turun
- Besarnya penurunan titik beku ~ konsentrasi molal ( m )
- $\Delta T_f = \text{titik beku pelarut murni} - \text{titik beku larutan}$
- $K_f = \text{tetapan penurunan titik beku}$

## **RUMUS**

$$\Delta T_f = m \times K_f$$

Atau

$$\Delta T_f = \frac{gr}{Mr} \times \frac{1000}{p} \times K_f$$

**CONTOH**



# Penurunan titik beku

## CONTOH

Tentukan titik beku larutan yang mengandung 18 gram glukosa ( $M_r = 180$ ) dalam 500 gram air. (Dik :  $K_f$  air =  $1,86^\circ\text{C}$ )

Jawab :

$$\Delta T_f = T_f \text{ pelarut} - T_f \text{ larutan} \text{ atau } T_f \text{ larutan} = T_f \text{ pelarut} - \Delta T_f$$

Jadi kita hitung dulu  $\Delta T_f = m \times K_f$

$$\Delta T_f = \frac{gr}{mr} \times \frac{1000}{p} \times K_f$$

$$\begin{aligned}\Delta T_f &= \frac{18}{180} \times \frac{1000}{500} \times 1,86^\circ\text{C} \\ &= 0,372^\circ\text{C}\end{aligned}$$

Terus kita hitung  $T_f$  larutan

$$T_f \text{ larutan} = T_f \text{ pelarut} - \Delta T_f$$

$$\begin{aligned}T_f \text{ larutan} &= 0 - 0,372 \\ &= -0,372^\circ\text{C}\end{aligned}$$

$\rightarrow T_f$  pelarut  
(ketetapan)

Lihat tabel  
Ketetapan  $T_b$  dan  $T_f$



# Penurunan titik beku

## Tabel :

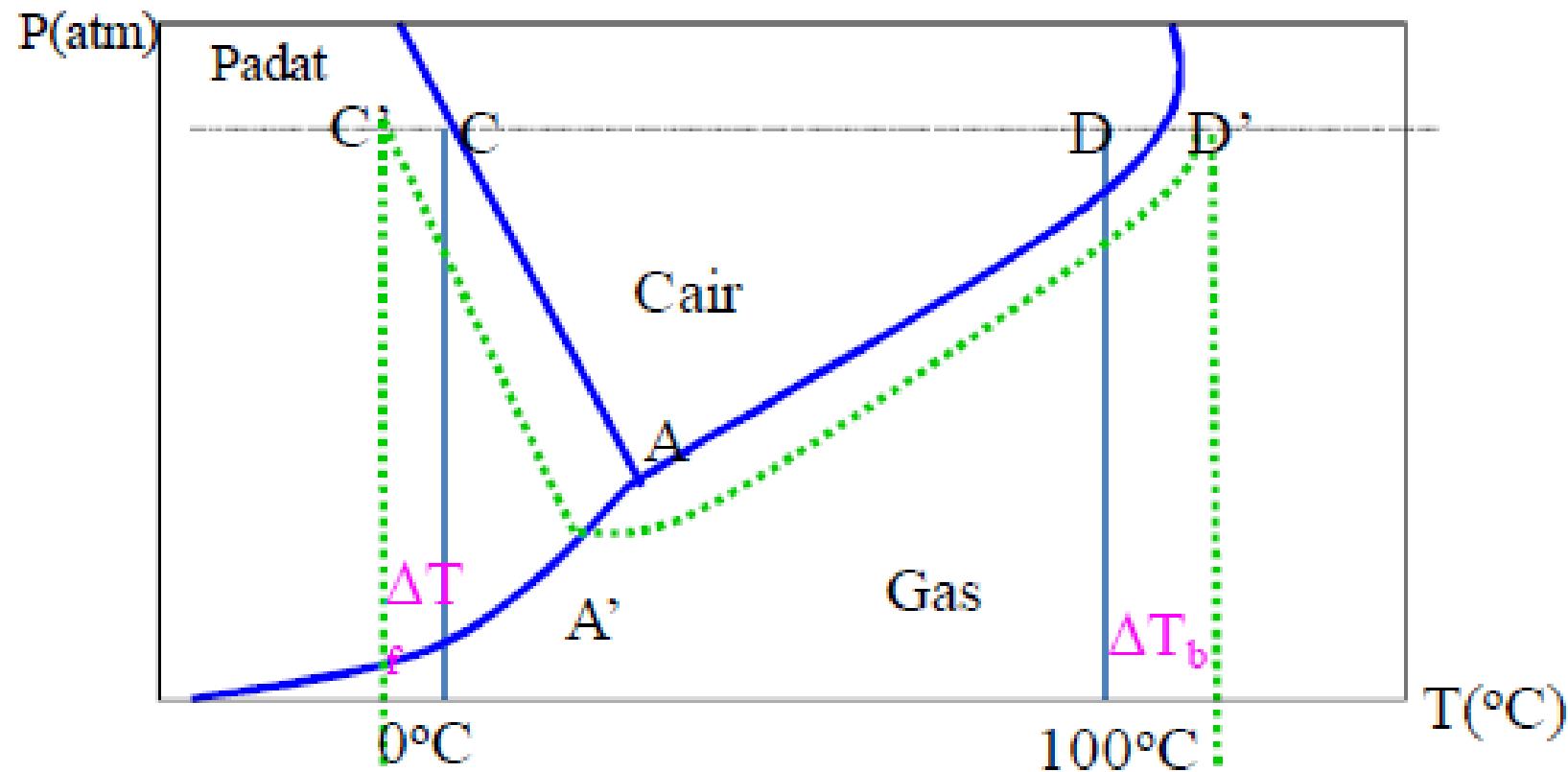
Ketetapan kenaikan titik didih molal ( $K_b$ ) dan tetapan penurunan titik beku molal ( $K_f$ ) dari beberapa pelarut.

Pelarut	$T_b$ (°C)	$K_b$ (°C.m <sup>-1</sup> )	$T_f$ (°C)	$K_f$ (°C.m <sup>-1</sup> )
Air	100	0,52	0	1,86
Benzena	80,10	2,53	5,53	5,12
Kamper	207,42	5,61	179,8	39,7
Fenol	181,75	3,56	40,90	7,40
Nitro Benzena	210,80	5,24	5,7	7,00



# Penurunan titik beku

Diagram fasa P – T yg menyatakan hubungan  $\Delta P$ ,  $\Delta T_b$  dan  $\Delta T_f$



# Tekanan osmotik

Osmosis adalah proses berpindahnya pelarut dari larutan yg lebih encer ke larutan pekat melalui membran semipermeabel ( hanya dpt dilalui oleh pelarut.

Tekanan osmotik adalah tekanan yg diperlukan utk menghentikan aliran dari pelarut murni ke dlm larutan

Alat yg digunakan utk mengukur besarnya tekanan osmotik adalah osmometer



# Tekanan osmotik

Menurut **Van't Hoff**, tekanan osmotik larutan-larutan encer dapat dihitung dengan rumus yang serupa dengan persamaan gas ideal, yaitu :

## RUMUS

$$\pi V = nRT$$

$$\pi = MRT$$

Atau

$$\pi = \frac{n}{V} RT$$

$\pi$  = tekanan osmotik

$V$  = volum larutan (dalam liter)

$n$  = jumlah mol zat terlarut

$T$  = suhu absolut larutan (suhu kelvin)

$R$  = tetapan gas ( $0,082 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ )

CONTOH



# Tekanan osmotik

## CONTOH

Hitunglah tekanan osmotik dari 500 mL larutan yang mengandung 9 gram glukosa ( $M_r = 180$ ) pada suhu 27°C .

Jawab :

Dik :  $R = 0,08$

$T = 27^\circ\text{C} = 300^\circ\text{K}$

$$\pi = \frac{gr}{mr} \times \frac{1000}{p} \times R \times T$$

$$\boxed{\pi = MRT}$$

$$\pi = \frac{9}{180} \times \frac{1000}{500} \times 0,08 \times 300 \\ = 2,4 \text{ atm}$$



# **TEORI KINETIKA GAS**

**FAKULTAS TEKNOLOGI PERTANIAN  
UNIVERSITAS SERAMBI MEKKAH**



**Universitas Serambi Mekkah**

**Fakultas Teknologi Pertanian**

# 1 Hukum-hukum tentang gas

## □ Hukum Boyle

“Apabila suhu gas yg berada dalam bejana tertutup dipertahankan konstan, maka tekanan gas berbanding terbalik dengan volumenya.”

$$PV = \text{konstan}$$

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

## □ Hukum Charles

“Apabila tekanan gas yg berada dalam bejana tertutup dipertahankan konstan, maka volume gas sebanding dengan suhu mutlaknya.”

$$\frac{V}{T} = \text{konstan}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

## □ Hukum Gay Lussac

“Apabila volume gas yg berada dalam bejana tertutup dipertahankan konstan, maka tekanan gas sebanding dengan suhu mutlaknya.”

$$\frac{P}{T} = \text{konstan}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

## □ Hukum Boyle-Gay Lussac

$$\frac{PV}{T} = \text{konstan}$$

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

## 2 Persamaan Keadaan Gas Ideal

Hukum Boyle-Gay Lussac hanya berlaku apabila selama proses berlangsung, jumlah partikel gas adalah konstan. Jika jumlah partikel berubah, volum gas juga berubah, walaupun suhu dan tekanan dipertahankan konstan.

$$\frac{PV}{T} = Nk$$

$$PV = NkT \quad \text{atau}$$

$$\frac{PV}{T} = nR$$

$$PV = nRT$$

N = jumlah partikel

N = nN<sub>A</sub>

n=mol

N<sub>A</sub>=bil. Avogadro (=6,02×10<sup>23</sup> part/mol)

k=konst. Boltzmann (=1,38×10<sup>-23</sup> J/K)

R=konst. gas umum (=8,314 J/molK)

# Teori Kinetik Gas

- Teori Kinetik (atau teori kinetik pada gas) → menjelaskan sifat-sifat makroscopik gas (tekanan, suhu, atau volume) dengan memperhatikan komposisi molekular mereka dan gerakannya.
  - Tekanan gas tidaklah disebabkan oleh denyut-denyut statis di antara molekul-molekul, seperti yang diduga Isaac Newton, melainkan disebabkan oleh tumbukan antarmolekul yang bergerak pada kecepatan yang berbeda-beda.
  - Dikenal pula sebagai Teori Kinetik-Molekular atau Teori Tumbukan atau Teori Kinetik pada Gas.

# Model Gas Ideal

1. Terdiri atas partikel (atom atau molekul) yang jumlahnya besar
2. Partikel-partikel tersebut tersebar merata dalam seluruh ruang
3. Partikel-partikel tersebut bergerak acak ke segala arah
4. Jarak antar partikel jauh lebih besar dari ukuran partikel
5. Tidak ada gaya interaksi (atraktif/repulsif) antar partikel kecuali bila bertumbukan
6. Semua tumbukan (antar partikel atau dengan dinding) bersifat lenting sempurna dan terjadi dalam waktu yang sangat singkat
7. Mempunyai volume yang sangat kecil dibanding volume wadahnya.
8. Mempunyai energi kinetik yang bertambah dengan kenaikan suhu.
9. Hukum Newton tentang gerak berlaku

# Model Gas Ideal

1. Terdiri atas partikel (atom atau molekul) yang jumlahnya besar
2. Partikel-partikel tersebut tersebar merata dalam seluruh ruang
3. Partikel-partikel tersebut bergerak acak ke segala arah
4. Jarak antar partikel jauh lebih besar dari ukuran partikel
5. Tidak ada gaya interaksi antar partikel kecuali bila bertumbukan
6. Semua tumbukan (antar partikel atau dengan dinding) bersifat lenting sempurna dan terjadi dalam waktu yang sangat singkat
7. Hukum Newton tentang gerak berlaku

# Persamaan Keadaan Gas Ideal

$$PV = nRT = Nk_B T$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$P$  = Tekanan gas [N.m<sup>-2</sup>]

$V$  = Volume gas [m<sup>3</sup>]

$n$  = Jumlah mol gas [mol]

$N$  = Jumlah partikel gas

$N_A$  = Bilangan Avogadro =

$R$  = Konstanta umum gas = 8,314 J.mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>

$k_B$  = Konstanta Boltzmann = 1,38 x 10<sup>-23</sup> J.K<sup>-1</sup>

$T$  = Temperatur mutlak gas [K]

## Tekanan Gas

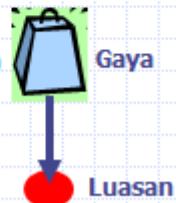
### Tekanan gas

⑩ Didefinisikan sebagai gaya yang bekerja pada suatu luasan.

$$\text{Tekanan (P)} = \frac{\text{Gaya}}{\text{Luas}} = \frac{F}{A}$$

⑩ Satuan tekanan adalah: atm, mm Hg, torr, lb/in.<sup>2</sup> dan kilopascal (kPa).

1 atm	=	760 mm Hg (eksak)
1 atm	=	760 torr
1 atm	=	14.7 lb/in. <sup>2</sup>
1 atm	=	101.325 kPa



❑ Jacques Charles (1746-1823) Gay Lussac (1778-1850)

❑ Pada kerapatan rendah, untuk gas

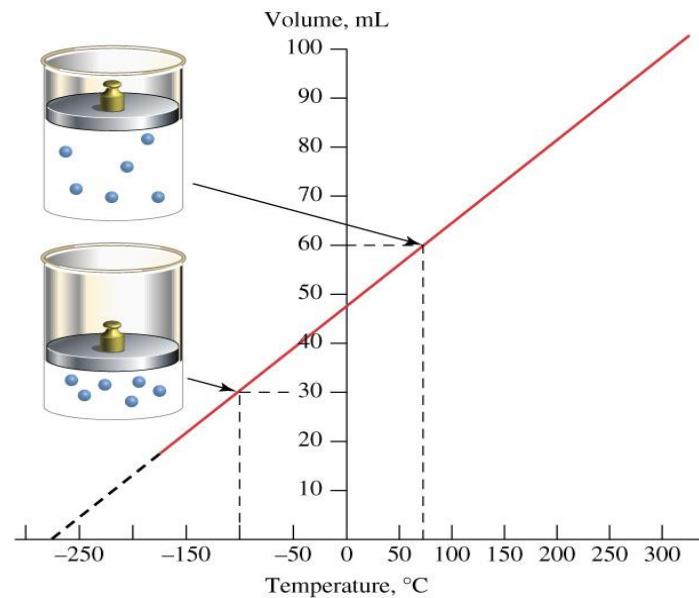
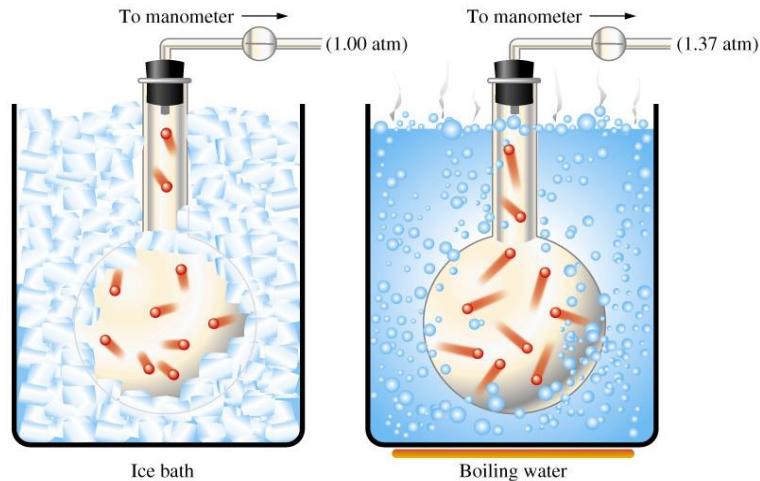
- Temperatur absolut sebanding dengan tekanan pada volume konstan
- Temperatur absolut sebanding dengan volume pada tekanan konstan

$$PV = CT$$

❑ C sebanding dengan jumlah gas sehingga

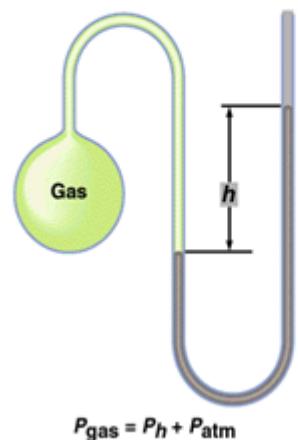
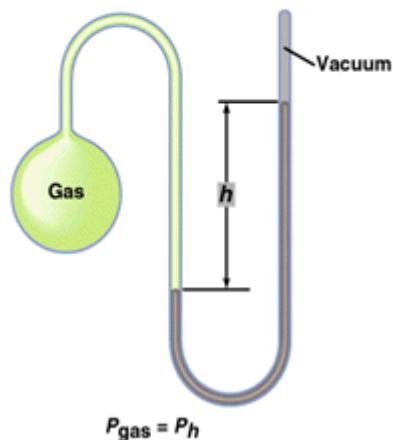
$$PV = NkT$$

- $N$  = jumlah molekul gas
- $k$  = konstanta Boltzman  $1,381 \times 10^{-23}$  J/K



# Manometer

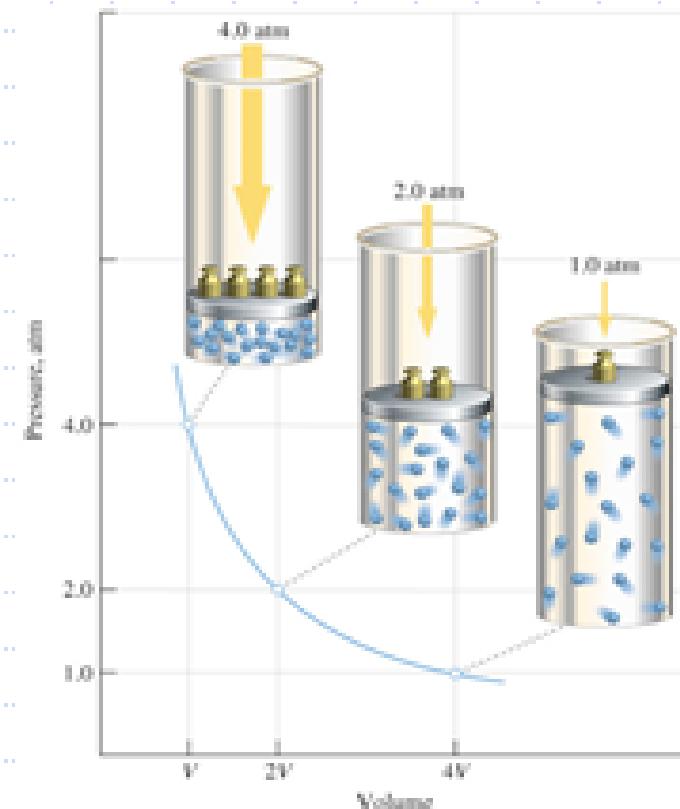
Manometer untuk mengukur tekanan gas



# Hukum gas ideal

## ◆ Robert Boyle (1627-1691)

- Pada temperatur konstan  $\rightarrow$   
 $P \gg$  bila  $V \ll$  dan  
sebaliknya
- $P$  berbanding terbalik dgn  $V$   
 $\rightarrow PV = \text{konstan}$
- Berlaku pada hampir semua  
gas dengan kerapatan  
rendah



- Gas ideal didefinisikan sebagai gas dimana  $PV/nT$  konstan untuk seluruh tekanan.
- Persamaan keadaan gas ideal

$$PV = nRT$$

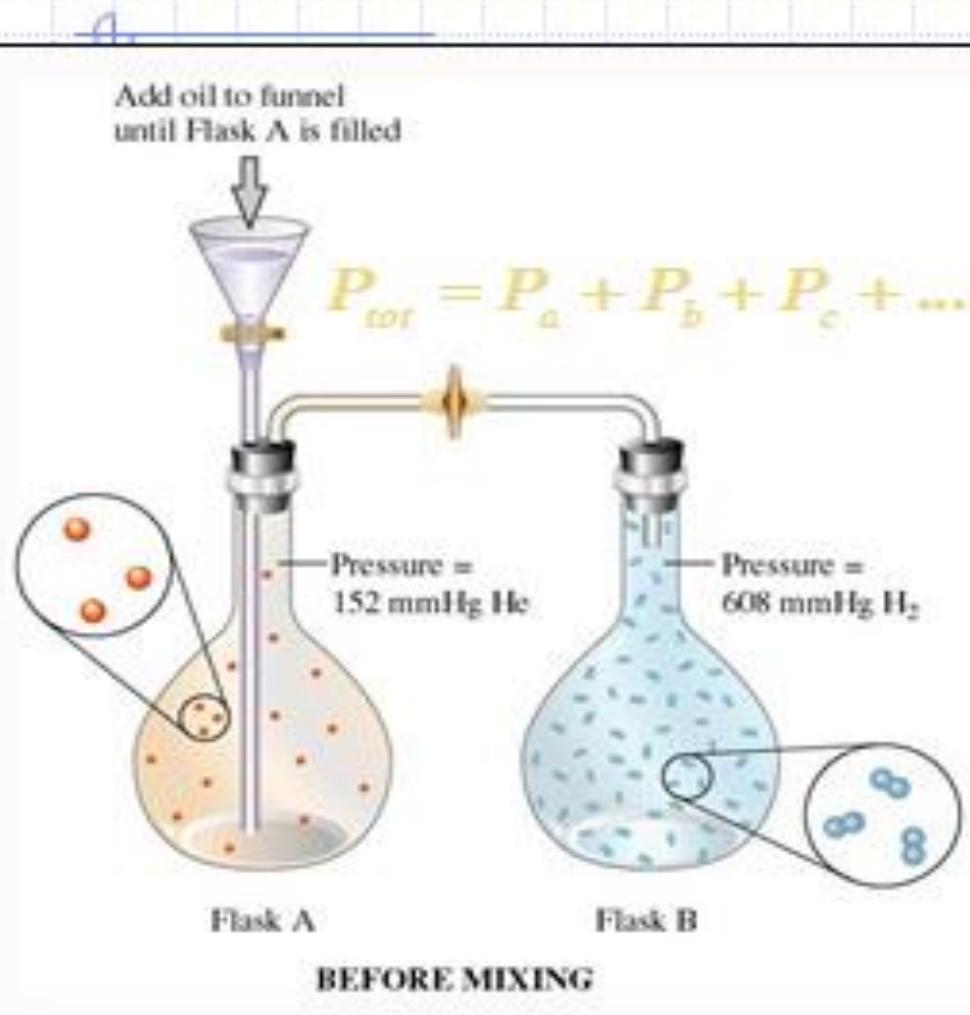
- Massa molar  $M$ , massa 1 mol unsur/senyawa
  - Massa molar  $^{12}\text{C} = 12 \text{ g/mol}$
- Massa  $n$  mol gas  $m = nM$
- Kerapatan gas ideal
  - Pada temperatur tertentu, kerapatan gas ideal sebanding dengan tekanan
- Perilaku gas ideal  $\rightarrow$  perilaku gas nyata pada kerapatan dan tekanan rendah
- Untuk sejumlah gas tertentu  $PV/T = \text{konstan}$ , sehingga dapat dituliskan

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{nM}{V}$$

$$\rho = \frac{M}{RT} P$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

# Tekanan parsial (Hukum Dalton)



◆ **Hukum Dalton:** tekanan total campuran gas merupakan jumlah seluruh tekanan masing-masing gas penyususannya.

