

See discussions, stats, and author profiles for this publication at: <https://www.researchgate.net/publication/331542487>

Kimia Dasar I

Book · November 2017

CITATIONS

0

READS

26,476

8 authors, including:



Opir Rumape

State University of Gorontalo

18 PUBLICATIONS 42 CITATIONS

[SEE PROFILE](#)



Ishak Isa

State University of Gorontalo

42 PUBLICATIONS 183 CITATIONS

[SEE PROFILE](#)



Nurhayati Bialang

State University of Gorontalo

33 PUBLICATIONS 77 CITATIONS

[SEE PROFILE](#)



Weny J.A. Musa

State University of Gorontalo

39 PUBLICATIONS 126 CITATIONS

[SEE PROFILE](#)

KIMIA DASAR I



JURUSAN KIMIA

KIMIA DASAR I

Opir Rumape
Ishak Isa
Mardjan Paputungan
Nurhayati Bialangi
Weny J.A. Musa
Hendri Iyabu
Deasy Natalia Botutihe
Ahmad Kadir Kilo



KATA PENGANTAR

Tujuan penulisan buku ajar ini adalah untuk melengkapi penyediaan buku ajar sejumlah mata kuliah yang diharapkan dapat mendukung pelaksanaan Kerangka Kualifikasi Nasional Indonesia (KKNI).

Dengan tersedianya buku ajar ini, Jurusan Kimia FMIPA UNG mengharapkan agar proses pembelajaran khususnya untuk mata kuliah Kimia Dasar I dapat berlangsung dengan efisien dan efektif.

Bahan sajian dalam buku ajar ini pada dasarnya merupakan hasil penataan bahan sajian dalam berbagai buku sumber. Upaya penataan bahan sajian tersebut ada yang merupakan pengurangan, dan ada pula yang berupa perluasan. Secara keseluruhan isi buku ajar ini dirinci sebagaimana yang tercantum dalam daftar isi. Berbagai buku sumber yang digunakan dalam penyusunan bahan sajian buku ajar ini tercantum dalam Daftar Pustaka yang terdapat pada bagian akhir buku ajar ini.

Penulis menyadari sepenuhnya bahwa apa yang disajikan dalam buku ajar ini masih banyak kekurangannya. Oleh sebab itu kepada pihak-pihak yang terkait termasuk para mahasiswa, diharapkan kritik dan sarannya, yang nantinya akan dapat dijadikan masukan demi perbaikan isi buku ajar ini.

Gorontalo, 2017

Penulis

DAFTAR ISI

COVER.....	1
COVER.....	2
KATA PENGANTAR.....	i
DAFTAR ISI	ii
BAB I. STRUKTUR ATOM DAN SISTEM PERIODIK UNSUR.....	1
BAB II. STRUKTUR MOLEKUL.....	30
BAB III. STOIKIOMETRI.....	58
BAB IV. WUJUD ZAT	98
BAB V. ENERGETIKA.....	129
BAB VI. KESETIMBANGAN KIMIA	154

BAB I. STRUKTUR ATOM DAN SISTEM PERIODIK UNSUR

A. Deskripsi Singkat

Struktur atom adalah susunan partikel dasar dalam atom. Atom sebagai partikel penyusun materi dapat menentukan sifat materi. Berukuran sangat kecil dan kita tidak sanggup untuk melihatnya. Sedangkan para ahli memperkirakan bentuk molekul dari berbagai percobaan dan fakta yang ada dengan suatu model. Kebenaran suatu model atau teori atom tidak mutlak. Dalam perkembangannya model atau teori atom terus mengalami perbaikan dan penyempurnaan.

Ilmu kimia adalah ilmu yang berlandaskan percobaan. Fakta sebagai hasil pengamatan harus disesuaikan dengan dan diklasifikasikan sehingga keteraturan dan perbedaan yang harus dapat diterangkan dan dapat dihubungkan secara jelas. Setelah diketahui bahwa unsur adalah “penyusun” senyawa yang penemuan unsur makin bertambah maka mulai dicari dan digunakan cara untuk mengklasifikasikan unsur dalam kelompok-kelompok. Para ahli telah berhasil menggolongkan unsur-unsur berdasarkan kemiripan sifat dan disusun dalam suatu daftar. Daftar unsur-unsur ini disebut Sistem Periodik. Sistem periodic modern dapat dihubungkan dengan konfigurasi elektron dalam atom-atom suatu unsur.

Dalam bab ini Anda akan mempelajari partikel-partikel dasar atom, susunan elektron dalam atom, perkembangan teori atom, sistem periodik, penggolongan unsur-unsur dan beberapa sifat atom.

B. Relevansi

Sebelum mempelajari modul ini diharapkan mahasiswa telah memahami dan menguasai konsep dasar dari ilmu kimia dan materi dari para ahli, hukum-hukum materi, perubahan materi serta konsep jenis pemisahan campuran, sehingga pokok bahasan pada modul ini dapat terterima dengan baik.

C. Capaian Pembelajaran Mata Kuliah

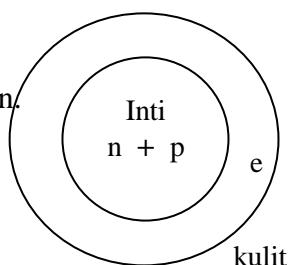
Mahasiswa mampu memahami struktur atom dan menjelaskan sifat periodik unsur

1.1. Partikel-Partikel Dasar Atom

Partikel dasar penyusun atom adalah proton, netron dan elektron

Inti atom terdiri dari proton dan netron

dikelilingi elektron yang terletak pada kulit atom

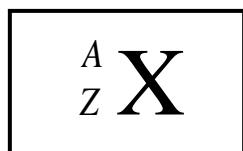


Atom bersifat netral berarti jumlah proton (muatan positif) sama dengan jumlah elektron (muatan negatif)

Tabel Partikel Atom

Jenis Partikel	Penemu/tahun	Massa	Muatan	Lambang
Elektron	JJ Thomson 1897	0	-1	$_{-1}e^0$
Proton	Goldstein 1886	1	+1	$_{+1}p^1$
Neutron	J. Chadwick 1932	1	0	$_{0}n^1$

1.2. Nomor Atom (Z) dan Nomor Massa (A)



A = Nomor Massa menyatakan jumlah p dan n

X = lambang unsur

Z = Nomor Atom menyatakan jumlah p atau e

1.3. Isotop, Isobar dan Isoton

Isotop ialah atom dari unsur yang sama tetapi berbeda massanya.

Contoh:

$^{12}_6C$: 6 proton, 6 elektron, 6 neutron

$^{13}_6C$: 6 proton, 6 elektron, 7 neutron

Perbedaan massa pada isotop disebabkan perbedaan jumlah neutron.

Isobar ialah atom dari unsur yang berbeda (mempunyai nomor atom berbeda), tetapi mempunyai nomor massa yang sama.

Contoh: $^{14}_6C$ dengan $^{14}_7N$; $^{24}_{11}Na$ dengan $^{24}_{12}Mg$

Isoton ialah atom dari unsur yang berbeda (mempunyai nomor atom berbeda), tetapi mempunyai jumlah neutron sama.

Contoh : $^{13}_6\text{C}$ dengan $^{14}_7\text{N}$; $^{31}_{15}\text{P}$ dengan $^{32}_{16}\text{S}$

1.4. Susunan Elektron Dalam Atom

Elektron yang selalu bergerak mengelilingi inti atom ternyata berada pada tingkat-tingkat energi tertentu yang disebut sebagai kulit-kulit atom.

Konfigurasi Elektron

Konfigurasi elektron ialah penyusunan atau pengaturan elektron berdasarkan tingkat energinya dalam suatu atom. Tingkat energi paling dekat dengan inti atau tingkat energi pertama ($n=1$) diberi lambang K atau disebut kulit K. Tingkat energi kedua diberi lambang L, ketiga M dan seterusnya.

Jumlah elektron maksimum yang dapat menempati setiap tingkat energi sesuai dengan $2n^2$ (akan diterangkan lebih rinci di kelas 3), sehingga jumlah elektron dalam tiap-tiap tingkat energi utama dapat anda lihat pada tabel di bawah ini.

Tabel: Kulit Dan Jumlah Elektron Maksimum

Tingkat Energi elektron	Lambang Kulit	Jumlah elektron Maksimum
1	K	2 elektron
2	L	8 elektron
3	M	18 elektron
4	N	32 elektron
5	O	50 elektron
6	P	72 elektron
7	Q	98 elektron
dst	dst	dst

Perhatikan Contoh Berikut ini!

Atom	Jumlah elektron	Kulit K ($n = 1$)	Kulit L ($n = 2$)	Kulit M ($n = 3$)	Kulit N ($n = 4$)
${}_1\text{H}$	1	1			
${}_7\text{Li}$	3	2	1		
${}_6\text{C}$	6	2	4		
${}_{12}\text{Mg}$	12	2	8	2	
${}_{33}\text{As}$	33	2	8	18	5

Jumlah elektron maksimum perkulit = $2n^2$

Kulit K ($n = 1$), elektron maksimum = $2(1)^2 = 2$

Kulit L ($n = 2$), elektron maksimum = $2(2)^2 = 8$

Kulit M ($n = 3$), elektron maksimum = $2(3)^2 = 18$ dst.

Elektron Valensi

Elektron valensi adalah jumlah elektron yang terdapat pada kulit terluar atom suatu unsur.

Elektron valensi digunakan untuk membentuk ikatan kimia. Jadi elektron valensi merupakan penentu sifat kimia atom unsur.

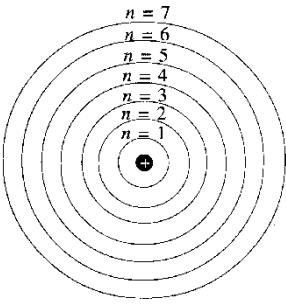
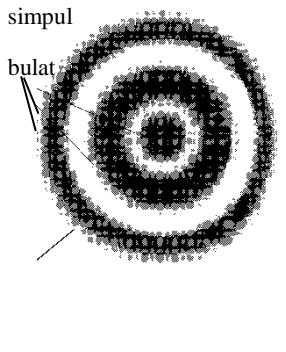
Contoh:

$_{3}Li$, elektron valensi = 1; $_{6}C$, elektron valensi = 4

$_{12}Mg$, elektron valensi = 2

1.5. Perkembangan Teori Atom

No.	Gambar	Teori Atom	Penjelasan
1.		Teori atom	<ul style="list-style-type: none">- atom bagian terkecil suatu materi yang tidak dapat dibagi lagi- atom-atom suatu unsur sama dalam segala hal, tetapi berbeda dengan atom-atom unsur lain- atom tidak dapat diciptakan dan dimusnahkan- pada reaksi kimia terjadi penggabungan dan pemisahan atom- senyawa adalah hasil reaksi atom-atom penyusunnya
2.		JJ. Thomson	<ul style="list-style-type: none">- dalam atom terdapat elektron tersebar merata dalam bola muatan +- disebut model atom roh kis mis rotinyabola muatan + kismisnya elektron tersebar merata
No.	Gambar	Teori Atom	Penjelasan
3.		Rutherford	<p>Atom terdiri atas inti yang menjadi pusat massa atom dan muatan positifnya, sedang elektron berputar di sekelilingnya.</p> <p>Rutherford tidak dapat menjelaskan mengapa elektron tidak tertarik pada inti. Dalam inti</p>

			atom terdapat proton dan neutron. Dasar pemikiran tentang spektrum unsur.
4.		Niels Bohr	<ol style="list-style-type: none"> Elektron dalam atom bergerak melalui lintasan yang merupakan tingkat energi tertentu, dengan demikian elektron juga mempunyai energi tertentu Selama bergerak dalam lintasannya elektron tidak memancarkan energi disebut keadaan stationer atau dasar. Elektron dalam atom dapat menyerap energi dan pindah ke lintasan/tingkat energi yang lebih tinggi (disebut eksitasi atau promosi).
5.		Modern (Mekanika Gelombang)	<p>Dasar pemikiran: materi mempunyai sifat gelombang. Elektron-elektron yang bergerak dalam atom juga mempunyai sifat gelombang. Sehingga kedudukan elektron tidak jelas. Kita hanya dapat berbicara tentang kebolehjadian untuk menemukan suatu elektron pada berbagai jarak dari inti dan pada berbagai arah dalam ruang. Daerah-daerah dalam atom dengan kebolehjadian menemukan elektron paling besar disebut orbital bukan orbit.</p>

Latihan Soal

1. Lengkapi Tabel Berikut:

Lambang	Σ proton	Σ elektron	Σ netron
$^{55}_{25}\text{Mn}$
$^{117}_{78}\text{Pt}$	117
$^{7}_{3}\text{Li}$	3
$^{61}_{35}\text{Ag}$	47	61
$^{200}_{19}\text{K}$	19	200

- Klorin yang terdapat di alam terdiri dari Cl^{35} dan Cl^{37} dan massa atom relatif rata-rata $\text{Cl} = 35,5$. Berapa % tiap-tiap isotop yang ada di alam?
- Tuliskan konfigurasi dari:
 - ${}_{8}\text{O}^{2-}$
 - ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$

- c. $^{17}\text{Cl}^-$
 - d. $^{19}\text{K}^+$
 - e. $^{16}\text{S}^{2-}$
3. Suatu atom mempunyai 18 netron dengan nomer massa 35, tentukan:
- a. elektron valensinya
 - b. gambar struktur atomnya
4. Unsur A yang berwujud gas mempunyai massa 1 gram dan volumenya 560 ml (STP), jika dalam intinya terdapat 22 neutron, tentukanlah:
- a. nomer atom A
 - b. konfigurasi elektronnya
 - c. elektron valensinya

Evaluasi

A. Pilihlah Jawaban yang Paling Tepat!

1. Suatu isotop belerang mengandung 16 proton dan 17 neutron. Isotop belerang yang lain mengandung 16 proton dan 19 neutron. Nomer atom dan momer massa isotop pertama adalah...
 - a. 16 dan 16
 - b. 16 dan 17
 - c. 33 dan 16
 - d. 16 dan 33
 - e. 33 dan 17
2. Di antara berbagai atom berikut yang merupakan isotop dari $^{31}_{15}\text{X}$ adalah
 - a. $^{31}_{15}\text{Ga}$
 - b. $^{31}_{15}\text{P}$
 - c. $^{70}_{16}\text{Ga}$
 - d. $^{32}_{15}\text{S}$
 - e. $^{31}_{16}\text{S}$
3. Klorin di alam terdiri dari 75% isotop ^{35}Cl dan 25% isotop ^{37}Cl , maka massa atom relatif klorin adalah...
 - a. 35
 - b. 35,5
 - c. 36,5
 - d. 35 dan 37
 - e. 37
4. Pasangan yang memiliki jumlah elektron valensi sama adalah...
 - a. ^7N dan ^{14}Si
 - b. ^8O dan ^{15}P
 - c. ^8O dan ^{16}Si
 - d. ^{10}Ne dan ^{19}K
 - e. ^{13}Al dan ^{20}Ca
5. Lambang suatu unsur $^{30}_{16}\text{X}$, maka dalam satu atom unsur tersebut terdapat...
 - a. 16 proton, 14 elektron dan 14 netron
 - b. 14 proton, 16 elektron dan 30 netron
 - c. 30 proton, 30 elektron dan 16 netron
 - d. 16 proton, 16 elektron dan 14 netron
 - e. 16 proton, 16 elektron dan 30 netron

6. Di dalam ion Au^{3+} ; $^{197}_{79}\text{Au}$ terdapat....
- 76 elektron di sekitar inti
 - 76 proton di dalam inti
 - 79 elektron di sekitar inti
 - 79 netron di dalam inti
 - 82 proton di dalam inti
7. Tercantum di bawah ini lambang unsur-unsur dengan nomer atomnya. Atom yang mempunyai 6 elektron valensi adalah...
- ^6C
 - ^8O
 - ^{12}Mg
 - ^{14}Si
 - ^{18}Ar
8. Nomer atom suatu unsur ialah 58 dan bilangan massa salah satu isotopnya adalah 140. Maka jumlah elektron, proton dan netron yang terdapat dalam atom unsur tersebut adalah...
- 58, 24, 58
 - 52, 52, 58
 - 58, 58, 24
 - 58, 58, 140
 - 58, 58, 82
9. Ion X^{2+} mempunyai konfigurasi elektron 2-8-8. Nomer atom X adalah...
- 16
 - 18
 - 19
 - 20
 - 22
10. Ion X^{-2} mempunyai konfigurasi elektron 2-8-8. Nomer atom X adalah...
- 16
 - 17
 - 18
 - 20
 - 22

1.6. Sistem Periodik Unsur

1.6.1. Perkembangan Sistem Periodik

Dalam kegiatan belajar ini, Anda akan mempelajari perkembangan sistem periodik, penggunaan unsur serta hubungan antara sistem periodik dan konfigurasi elektron.

Perkembangan sistem periodik ini dimulai pada akhir abad ke-19, setelah Boyle memberikan penjelasan tentang konsep unsur, Lavoiser pada tahun 1987 menerbitkan suatu daftar unsur-unsur. Lavoiser membagi unsur-unsur dalam logam dan bukan logam. Pada waktu itu baru dikenal kurang lebih 21 unsur sehingga tidak mungkin lagi Lavoiser untuk mengolongkan unsur-unsur lebih lanjut.

Pada permulaan abad ke-19 setelah teori atom Dalton disebarluaskan, masa atom merupakan sifat untuk membedakan atom suatu unsur dengan atom unsur yang lain. Para ahli kimia mulai mencari hubungan antara sifat kimia unsur dan masa atomnya. Johan W. Dobereiner pada tahun 1892 adalah orang yang pertama yang menemukan adanya hubungan antara sifat unsur dan masa atom. ia menemukan, massa molekul SrO mendekati harga rata-rata massa molekul CaO dan BaO oleh karena itu maka massa atom Sr disebut Triade. Selanjutnya ia dapat memperkirakan massa atom Br (pada rata-rata massa atom Khlor atau yod). Keberhasilan Dobereiner mendorong orang untuk menyusun unsur-unsur dengan cara lain.

Pada tahun 1865, John Newlands menemukan suatu hubungan lain antara massa atom dan sifat unsur; menurut suatu hukum yang disebut hukum oktaf. Jika unsur-unsur disusun menurut bertambahnya massa atom akan terlihat kemiripan sifat setelah setiap 8 unsur. Akan tetapi, penemuan ini tidak diterima dengan baik oleh kalangan kimia di zaman Newlands, sehingga perkembangannya tertunda.

Pada tahun 1869, Julius Lothar Meyer dan Dimitri Mendeleev yang bekerja ditempat terpisah serta menggunakan pendekatan yang berlainan, menemukan hubungan yang lebih terperinci antara sifat unsur dan massa atom. Kedua sarjana ini menemukan sifat yang berulang jika unsur-unsur disusun menurut bertambahnya massa atom. Meyer menggunakan beberapa sifat fisika; sedangkan Mendeleev selain dari sifat fisika digunakan juga sifat-sifat kimia untuk menyusun daftar unsur-unsur.

Pada tahun 1869 Mendeleev menyusun suatu daftar terdiri atas 65 unsur yang telah dikenal pada waktu itu. Dikosongkannya beberapa tempat untuk unsur-unsur yang belum ditemukan pada waktu itu, yang mempunyai massa atom 44, 68, 72 dan 100. Unsur-unsur itu kemudian dapat ditemukan yakni Sc, Ga, Ge dan Te. Untuk mempertahankan kemiripan sifat, dua pasang unsur disusunnya terbalik yakni ditempatkannya Co (58,9) sebelum Ni (58,7) dan Te (127,6) sebelum I (126,9).

Baru pada tahun 1914 Henry Moseley dapat menjelaskan kebalikan urutan kedua pasang unsur di atas. Dengan percobaan difraksi sinar X, diperolehnya perubahan yang teratur dari energi sinar X dengan nomor atom bahan anti katoda. Moseley menemukan juga urutan terbalik dari kedua pasang unsur di atas jika menghubungkan energi sinar X dan massa bahan anti katoda. Oleh karena itu maka hukum periodik Mendeleev mengalami perubahan menjadi hukum periodik modern yang berbunyi: sifat unsur-unsur merupakan fungsi berkala dari nomor atom.

Keunggulan dari Mendeleyev antara lain ialah:

- a. Keyakinan akan ramalannya tentang unsur yang belum ditemukan.
- b. Dengan tegas diperbaikinya massa atom unsur yang dianggapnya tidak tepat.
- c. Dengan penemuan unsur-unsur gas mulia He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn diantara tahun 1890 – 1900 daftar unsur Mendeleyev tidak banyak mengalami perubahan.

Sistim Periodik Panjang

Sistim periodik moderen dikembangkan sesuai dengan gagasan Mendeleyev. Kini digunakan berbagai bentuk, dan bentuk yang paling banyak digunakan adalah “Sistim Periodik Bentuk Panjang” yang mula-mula yang diperkenalkan oleh Julius Thomson pada tahun 1895. Sistim periodik ini terdiri dari dua jalur, jalur vertical yang disebut golongan dan jalur horizontal yang disebut perioda. Jika dipelajari lebih lanjut dapat dilihat bahwa penyusunan ini dapat dihubungkan dengan konfigurasi (struktur) elektro dalam orbital-orbital atom sehingga hukum berkala dapat diungkapkan secara lain.

Sifat unsur-unsur hubungan langsung dengan konfigurasi atau struktur elektron dalam atom unsur tersebut; unsur dengan konfigurasi yang mirip menunjukkan sifat yang mirip pula.

Sebagai contoh perhatikan elektron dari Li, Na, K, Rb, dan Cs

Li $1s^2 2s^1$

Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

K $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Rb $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

Cs $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$

Untuk singkatnya, struktur di atas dapat dituliskan

Li He 2s1

Na Ne 3s1

K Ar 4s1

Rb Kr 5s1

Cs Xe 6s1

Kelima unsur ini menunjukkan kemiripan sifat dan orbital terluar mengandung hanya 1 elektron, berdasarkan atas struktur elektron unsur-unsur dalam susunan berkala dibagi dalam 4 kelompok/blok

Unsur-unsur blok s

Unsur-unsur blok p

Unsur-unsur blok d

Unsur-unsur blok f

Untuk memperpendek susunan berkala, unsur-unsur blok f ditempatkan terpisah dibagian bawah unsur-unsur blok d, unsur-unsur yang terletak dibagian paling kanan dari unsur blok p, serta helium, digolongkan ke dalam unsur-unsur gas mulia. Kecuali helium dengan $1s^2$, unsur-unsur gas mulia mempunyai struktur elektron terluar ns^2np^6 . Struktur ini disebut struktur/konfigurasi octet (2 elektron dari orbital n s dan 6 elektron dari orbital p) atau konfigurasi gas mulia.

Unsur-unsur yang termasuk blok s dan blok p disebut unsur-unsur golongan representative. Unsur-unsur representatif disebut juga golongan a, dan diberi golongan 1A sampai dengan VIIIA

Tabel 1.3 Golongan Representatif

Lambang Golongan	Nama Golongan	Konfigurasi elektro Orbital terluar
IA	Logam Alkali	ns^1
IIA	Logam Alkali tanah	ns^2
IIIA	Boron aluminium	ns^2np^1
IVA	Karbon	ns^2np^2
VA	Nitrogen	ns^2np^3
VIA	Oksigen	ns^2np^4
VIIA	Halogen	ns^2np^5
VIIIA	Gas Mulia	ns^2np^6

Oleh karena unsur-unsur gas mulia mempunyai sifat yang belainan biasanya disebut golongan O. unsur-unsur blok d disebut unsur-unsur transisi dan biasanya diberi nama golongan B, kecuali untuk triade-triade besi, platina ringan, dan platina berat disebut golongan VIII

Tabel 1.4 Unsur-unsur transisi

Struktur Elektron	Lambang Golongan
$(n-1)d^1ns^2$	IIIB
$(n-1)d^2ns^2$	IVB
$(n-1)d^3ns^2$	VB
$(n-1)d^5ns^1*$	VIB

(n-1)d5ns2	VIIB
(n-1)d6ns2	VIII
(n-1)d7ns2	VIII
(n-1)d8ns2	VIII
(n-1)d10ns1*	IB
(n-1)d10ns2	IIB

*Struktur elektron-elektron yang stabil adalah orbital penuh atau setengah penuh.

Unsur-unsur blok f disebut unsur-unsur transisi dalam atau unsur-unsur tanah jarang. Unsur-unsur transisi dalam yang menyangkut 4f disebut deret lantanida, 5f disebut aktinida.

Sistim Berkala dan Prinsip Aufbau

Teori atom moderen menerangkan bahwa dalam atom terdapat sejumlah orbital yang masing-masing orbital dapat menampung dua elektron. Orbital dengan tingkat energi terendah adalah 1s dan angka 1 menyatakan bilangan kuantum utama.

Jumlah orbital yang sesuai dengan bilangan kuantum utama dapat dilihat pada tabel 3 dibawah ini.

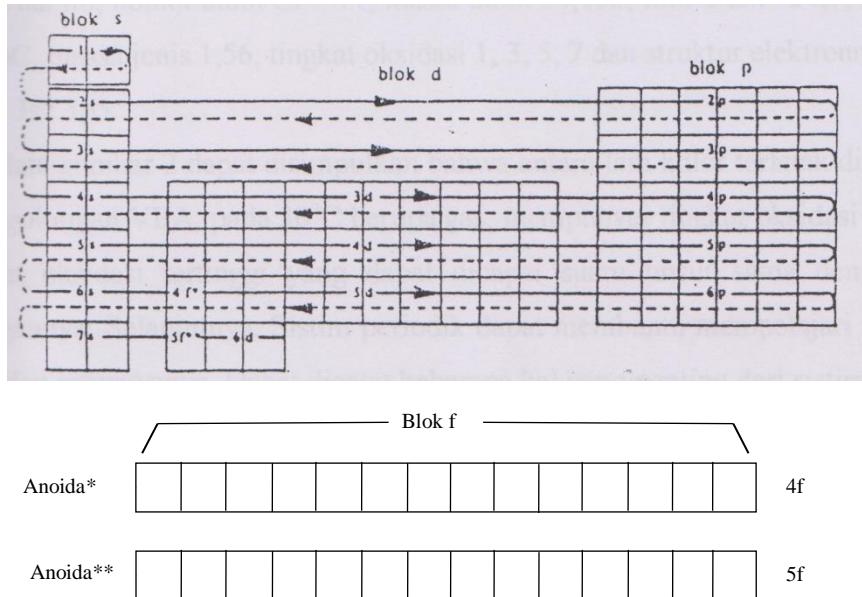
Tabel 1.5 Macam Orbital

Bilangan kuantum utama, N	Jumlah dan macam Orbital	Jumlah elektron, $2n^2$
1	S	2
2	s, tiga p	8
3	s, tiga p, lima d	18
4	s, tiga p, lima d, tujuh f	32

Jumlah elektron dalam satu atom netral sama dengan nomor atomnya, misalnya, atom hydrogen mempunyai nomor atom 1, He 2, Li 3 yang masing-masing dalam atom netral mempunyai 1, 2, dan 3 elektron.

Seperti telah dijelaskan di atas, sistem periodik panjang dibuat berdasarkan struktur elektron. Jalur mendatar/horizontal yang disebut perioda, jumlahnya 7 buah.

Prinsip Aufbau untuk menyusun elektron dapat dilihat pada kotak-kotak sistem periodik di bawah ini.



Gambar 1

Catatan: kotak untuk hellion dipindahkan agar lebih muda.

Dari penjelasan di atas dapat dilihat bahwa nomor periode dari aas ke bawah sesuai bilangan kuantum utama terbesar dalam struktur elektron suatu unsur. Memperlihatkan tabel 1 dan 2, serta gamabr 1 di atas dapat disimpulkan bahwa unsur bernomor atom 33 dengan struktur elektron

Ar 3d10 4s2 4p5

Pada suatu sistim periodik yang lengkap, dalam satu kotak dapat terlihat, misalnya

17	34,453
	1, 3, 5, 7
-34,7	Cl
-101,0	
1,56	
(Ne) 3s2 3p5	

Gambar 2

Dalam hal ini, nomor atom Cl = 17, massa atom 34,453, titik didih -34,7, titik leleh -101,0°C, masa jenis 1,56, tingkat oksidasi 1, 3, 5, 7 dan struktur elektronnya (Ne) 3s2 3p5. Dari data gambar 2 dapat disimpulkan bahwa antara laian khlor terletak di periode ke 3 dan golongan VIIA, pada 30°C berupa gas, mempunyai tingkat oksidasi tertinggi 7. Tingkat oksidasi tertinggi yang dapat dicapai suatu unsur sama dengan nomor

golongannya. Selanjutnya, sistem periodik dapat membantu mempelajari sifat unsur-unsur dan senyawanya. Dapat dicatat beberapa hal yang penting dari sistem periodik.

- a. Unsur-unsur dalam suatu golongan mempunyai sifat-sifat yang mirip
- b. Unsur-unsur dapat dibagi dalam tiga kelompok, logam, bukan logam, dan metaloida
- c. Logam terdapat dibagian kiri sistem periodik
- d. Bukan logam terdapat dibagian kanan, termasuk hidrogen
- e. Metaloid terdapat di perbatasan logam dan bukan logam, menurut garis diagonal dari B sampai Te (atau At)

3.1 Latihan

1. J. W Dobereiner adalah orang yang pertama yang menghubungkan sifat kimia unsur dengan.....
2. John Newlands menemukan suatu hubungan antara massa atom dan sifat unsur, menurut suatu hukum yang disebut.....
3. Hukum periodik moderen berbunyi: Sifat unsur-unsur merupakan fungsi berkala dari.....
4. Kolom vertikal dengan sistem periodik disebut.....
5. Kolom horizontal dengan sistem periodik disebut.....
6. Lambang golongan unsur-unsur alkali tanah adalah..... Dan lambang golongan unsur-unsur halogen adalah.....
7. Unsur-unsur yang menyangkut 4f disebut.....
8. Unsur yang konfigurasi elektronnya $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ terletak di periode Dan golongan.....
9. Unsur yang konfigurasi elektronnya $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ terletak di periode Dan golongan.....
10. Litium termasuk unsur blok....., Seng termasuk unsur blok....., dan Khlor termasuk unsur blok.....

Kunci jawaban latihan

1. Massa atom (berat atom)
2. Hukum oktaf
3. Nomor atom
4. Golongan
5. Periode
6. IIA, VIIA

7. Lantanida (4f) aktanida (5f)
8. Periode ke 4, golongan IIA
9. Periode ke 4, golongan VIIIB
10. Berturut-turut, blok s, blok d, blok p

Tes Formatif 1

1. Unsur dengan konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ adalah unsur
 - a. gas mulia
 - b. halogen
 - c. unsur alkali tanah
 - d. unsur alkali
2. Sifat unsur manakah di bawah ini yang paling tepat digunakan untuk mengkalisifakasikan unsur dalam golongan
 - a. Struktur elektron
 - b. Massa atom relatif
 - c. Bilangan massa
 - d. Sifat kimia
3. Sistem periodik moderen merupakan hasil studi dari sejumlah ahli. Pada mulanya pengelompokka unsur-unsur dilakukan oleh:
 - a. Dobereiner, Newlands dan Mendeleyev
 - b. Mendeleyev, Pauli, dan Boyle
 - c. Einstein, Mendeleyev, dan Bhor
 - d. Avagadro, Pauli, dan Einstein
4. Dalam pengembangan awal sistem periodik, Mendeleyev menempatkan unsur-unsur berdasarkan pada
 - a. Sifat yang dikenal dan nomor atom
 - b. Konfigurasi elektron dan sifat yang telah diketahui
 - c. Massa atom dan sifat yang telah diketahui
 - d. Massa isotop relatif berbagai isotop
5. Yang manakah merupakan konfigurasi elektron kulit terluar dari unsur golongan V
 - a. $s^2 p^3$
 - b. p^5
 - c. $s^2 p^5$
 - d. $s^2 p^3 d^5$

6. yang manakah merupakan nomor atom unsur golongan VIIA sistim periodik
- 4
 - 6
 - 8
 - 18
7. Nomor atom suatu unsur 33. Letak unsur uni dalam sistim periodik ialah:
- Golongan III, periode 3
 - Golongan IV, periode 5
 - Golongan V, periode 4
 - Deret pertama unsur transisi
8. Konfigurasi elektron suatu atom netral $1s^2 2s^2 2p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$. Letak unsur ini dalam sistim periodik ialah
- Golongan II, periode 4
 - Golongan I, periode 4
 - Golongan IV, periode I
 - Golongan IV, periode 3
9. Ion X^{2+} mempunyai konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^{10} 4s^2 4p^6$ dalam sistim periodik unsur X terletak dalam golongan
- Golongan IIA
 - Golongan IVA
 - Golongan VIA
 - Golongan VIIA
10. Suatu atom dalam keadaan eksitasi mempunyai konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 4s^1$. Atom ini adalah atom
- Golongan IIA, periode 4
 - Golongan IV, periode 1
 - Golongan III, periode 3
 - Golongan V, periode 3

1.6.2. Sifat Atom Dan Sifat Periodik

Dalam kegiatan belajar 2 ini Anda akan mempelajari sifat atom dan sifat periodik.

Jari-jari Atom

Ada sejumlah sifat kimia dan sifat fisika yang berhubungan dengan sifat atom, namun besaran atom ini sukar didefinisikan, karena tidak diketahui dengan tepat batas terluar suatu atom. Jari-jari inti atom dapat dianggap sebagai jarak dari pusat inti sampai kulit terluar. Jari-jari inti antara lain dapat ditentukan dengan sinar-X dengan mengukur jarak antara inti-inti dalam senyawa-senyawa kovalen. Hasil pengukuran dan perbandingan menunjukkan bahwa:

- Dari suatu periode dari kiri ke kanan jari-jari atom makin kecil. Ini disebabkan muatan inti bertambah sedangkan kulit elektronnya tetap.
- Dalam satu gologan dari atas kebawah jari-jari atomnya makin besar. Jumlah kulit elektron muatan makin banyak dan banyaknya elektronegatifan berlebih.
- Jari-jari atom gas mulia lebih besar dari unsur-unsur sebelumnya dalam periode yang sama.

Jari-jari Ion

Jari-jari ion adalah jarak dari inti sampai kulit terluar, diukur dengan sinar-x dari senyawa-senyawa ion. Suatu ion positif jari-jarinya lebih kecil dan ion negatif jari-jarinya selalu besar dari jari-jari atomnya.

Jari-jari atom dari io dapat anda lihat pada tabel.

Tabel 4. Jari-jari atom dan jari-jari ion (dalam pikometer)

Ion Positif					Ion negatif				
Jari-jari atom muatan					Jari-jari io muatan				
Gol IA	Li	135	60	(+1)	Gol VIIA	F	64	136	(-1)
	Na	154	95	(+1)		Cl	99	181	(-1)
	K	196	133	(+1)		Br	144	195	(-1)
	Rb	211	145	(+1)		I	133	216	(-1)
	Cs	225	169	(+1)		Gol VIA			
Gol IIA	Jari-jari atom muatan				O	66	140	(-2)	
	Be	90	31	(+2)	Gol VIA	S	104	184	(-2)
	Mg	130	65	(+2)		Se	117	198	(-2)
	Ca	174	99	(+2)		Te	137	221	(-2)
Gol IIIA	Sr	192	113	(+2)	Gol VA				
	Jari-jari atom muatan				N	70	171	(-3)	
	Al	143	50	(+3)	Gol VA	P	110	212	(-3)

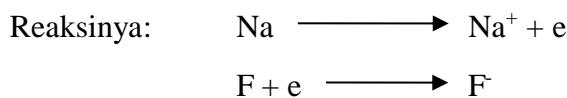
Ga	122	62	(+3)	Unsur yang dapat membentuk lebih dari satu ion			
In	162	81	(+3)				
				Fe	126	Fe ²⁺	76
				Co	125	Co ²⁺	78
				Cu	128	Cu ⁺	96
						Cu ²⁺	69

Pestisida Atau Energi Ionisasi

Konfigurasi elektron dari unsur berjalan parallel dengan kedudukan unsur dalam sistem periodik, sehingga sekaligus menggambarkan sifat kimia dari unsur.

Tak semua elektron dalam unsur turut mengambil bagian dalam reaksi kimia. Sebagai contoh dalam natrium. Elektron yang ke sebelas menempati keadaan 3s yaitu keadaan terenda yang mungkin. Terhadap elektron ini muatan inti sebesar +11 secara efektif hanya terasa sebesar +1, karena efek perisai dari 10 elektron pada kulit K dan L ionisasinya kecil dalam hal fluor dengan nomor atom 9, maka keempat elektron 1s dan 2s menyebabkan efek perisai, sehingga muatan efektif yang disarankan oleh kelima elektron 2p ialah +5. Oleh karena itu elektron 2p terikat cukup kuat, sehingga potensial ionisasinya besar.

Pembentukan senyawa NaF dapat digambarkan oleh perpindahan elektron dari atom Na ke atom F. Akibatnya adalah struktur gas mulia untuk kedua unsur.



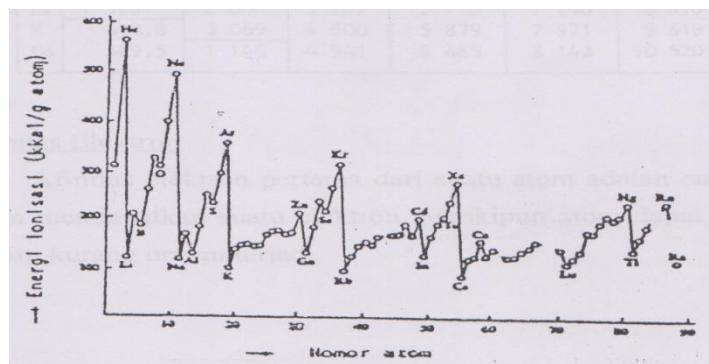
Yang diikuti oleh $\text{Na}^+ + \text{F}^- \longrightarrow \text{NaF}$ (zat padat ionik).

Gambaran ini menyangkut dua proses penting:

- Natrium kehilangan elektron dalam pembentukan ion natrium yang menyangkut energi ionsasi
- Flour mendapatkan tambahan elektron. Hal ini mencangkup afinitas elektron.

Energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron pertama dari atom disebut energi ionisasi/potensial ionisasi pertama. Contohnya $\text{Na} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{e}$

Hubungan antara energi ionisasi dan nomor atom unsur dapat dilihat dari gambar 2. Gas mulia seperti He, Ne, Ar, Kr, Xe sukar melepaskan elektronnya.



Gambar 2. Hubungan antara energi ionisasi dan nomor atom

Karena orbital tepat terisi elektron. Oleh karena itu unsur-unsur mempunyai energi ionisasi yang besar. Sebaliknya unsur-unsur alkali energinya sangat rendah, karena elektronnya valensinya kurang kuat terikat.

Orbital 2p dari oksigen mempunyai energi yang lebih rendah dari orbital 2p dari nitrogen. Dalam nitrogen, masing-masing orbital 2p terisi oleh 1 elektron (aturan Hund), sedangkan dalam oksigen, elektron p yang ke empat menempati orbital dengan elektron p yang lain (spin yang berlawanan).

Tabel 7. Energi Ionisasi 20 Unsur Pertama (Kjmol-1)

	pertama	ke 2	ke 3	ke 4	ke 5	ke 6	ke 7	ke 8
H	1 312							
He	2 371	5 247						
Li	520	7 297	11 810					
Be	900	1 757	14 840	21 000				
B	800	2 430	3 659	25 020	32 810			
C	1 086	2 352	4 619	6 221	37 800	47 300		
N	1 402	2 857	4 577	7 473	9 443	53 250	64 340	
O	1 314	3 391	5 301	7 468	10 890	13 320	71 300	84 050
F	1 681	3 375	6 045	8 418	11 020	15 160	17 860	92 000
Ne	2 080	3 963	6 276	9 376	12 190	15 230	--	--
Na	495,8	4 565	6 912	9 540	13 360	16 610	20 110	25 490
Mg	737,6	1 450	7 732	10 550	13 620	18 000	21 700	25 660
Al	577,4	1 816	2 744	11 580	15 030	18 370	23 290	27 460
Si	786,2	1 577	3 229	4 356	16 080	19 790	23 780	29 250
P	1 012	1 896	2 910	4 954	6 272	21 270	25 410	29 840
S	999,6	2 260	3 380	4 565	6 996	8 490	28 080	31 720
Cl	1 255	2 297	3 850	5 146	6 544	9 330	11 020	33 600
Ar	1 520	2 665	3 947	5 770	7 240	8 810	11 790	13 840
K	418,8	3 069	4 600	5 879	7 971	9 619	11 380	14 950
Ca	589,5	1 146	4 941	6 485	8 142	10 520	12 350	13 380

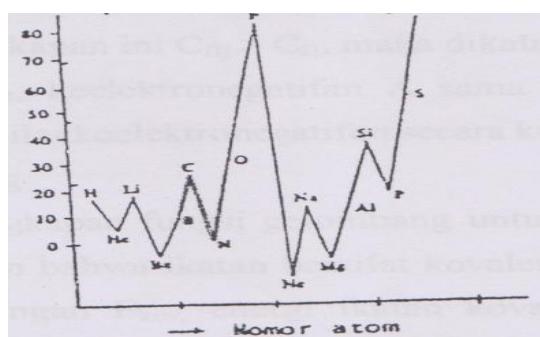
Afinitas Elektron

Afinitas elektron pertama dari suatu atom adalah energi yang dikeluarkan bila atom mendapat suatu elektron. Meskipun elektron dapat menerima elektron kedua, hal ini kurang umum terjadi.

Tabel 6. Keelektronegatifan unsur representative (KJ mol-1)

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
B						
-73						
Li	Be	B	C	N	O	F
-60	+100	-27	-122	+9	-141	-328
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
-53	+30	-44	-134	-72	-200	-348
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
-48	--	-30	-120	-77	-195	-325
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
-47	--	-30	-121	-101	-190	-295
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At
-45	--	-30	-110	-110	-183	-270

Harga negatif menunjukkan bahwa proses $M + e \longrightarrow M^-$, adalah eksotrm. Nilai afinitas elektron kurang teliti dibandingkan dengan nilai energi ionisasi. Afinitas elektron dari unsur sampai klor tertera pada gambar 3.



Gambar 3. Afinitas dari unsur-unsur

Hidrogen : mempunyai satu elektron dalam orbital is dan dapat menerima elektron kedua dalam orbital yang sama. Afinitas elektronnya rendah karena energi yang dilepaskan

sesuai dengan perbedaan energi pada keadaan tak terhingga ($=0$) dan energi yang ada di orbital 1s yang tersedia

Helium: Orbital 1s dari helium penuh dan elektron harus masuk ke dalam orbital 2s yang berenergi lebih tinggi, sehingga afinitas elektron lebih rendah dari pada H.

Litium: Ini akan mempunyai afinitas elektron lebih tinggi dari pada helium karena elektron yang akan masuk ke orbital 2s yang berenergi lebih rendah dari pada orbital 2s untuk helium.

Berilium: Orbital 2s penuh sehingga elektron akan masuk ke orbital p yang mempunyai energi relatif lebih tinggi, sehingga afinitas elektron rendah.

Hubungan antara energi ionisasi, afinitas elektron dan energi orbital hanya bersifat kualitatif, karena terlalu banyak faktor lain yang turut memegang peranan.

Keelektronegatifan

Untuk menyatakan gaya tarik elektron oleh atom secara kuantitatif, dipergunakan suatu besaran. Besaran ini disebut keelektronegatifan, yaitu atom dalam molekul untuk menarik elektron ke dirinya. Defenisi ini dapat diterangkan sebagai berikut:

Andaikan suatu molekul diatom A –B. Molekul ini dapat dinyatakan oleh satu fungsi gelombang sesuai dengan struktur sebagai A-B, A+B-, A-B+, yaitu:

$$\psi = C_1\psi_1(A-B) + C_{II}\psi_{II}(A^+B^-) + C_{III}\psi_{III}(A^-B^+)$$

bila dengan ungkapan ini $C_{III} > C_{II}$, maka dikatakan A sama dengan B. Ada beberapa cara untuk mendapatkan nilai keelektronegatifan secara kuantitatif.

Metode Pauling

Bila dalam ungkapan fungsi gelombang untuk molekul diatom A-B, $C_{II} = C_{III} = 0$, maka dikatakan bahwa ikatan bersifat kovalen murni dan energi ikatannya, $D(A-B)$, akan sama dengan E_{kov} , energi ikatan kovalen murni E_{kov} tidak dapat ditentukan langsung, melainkan merupakan rata-rata energi ikatan dari molekul kovalen A-A dan B-B. Bila dan B beberapa keeloktronegatifannya, maka energi ikatan $D(A-B)$ akan lebih besar dari pada ikatan kovalen murni, E_{kov} , yaitu:

$$D(A1-B) = E_{kov} + \Delta(A-B) \text{ atau } (A-B) = D(A-B) - E_{kov}$$

Makin besar perbedaan elektronegatifan dari A dan B, makin besa nilai $\Delta(A-B)$. Pauling mengemukakan ungkapan empiric berikut ini:

$$0,208\sqrt{\Delta} = /XA - XB/$$

Dengan XA dan XB yang merupakan keelektronegatifan dari atom A dan B berturut-turut. Faktor 0,208 timbul akibat konversi kkal/mol kedalam elektron volt.

Pauling memilih nilai $x = 2,1$ untuk hidrogen dan $X = 4$ untuk F. Bila (A-B) diketahui, maka XA dan XB dapat dicari.

Beberapa keelektronegatifan unsur-unsur dapat dilihat pada tabel 7.

Tabel 7. Beberapa harga keelektronegatifan menurut skala Pauling

H
2.1

Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
	Ca	-	Ge	As	Se	Br
	1.0		1.7	2.0	2.4	2.8
Rb	Sr	-	Sn	Sb	Te	I
0.8	1.0		1.7	1.8	2.1	2.4
Cs	Ba					
0.7	0.9					

Metode Mulliken:

Mulliken menyatakan keelektronegatifan MA suatu atom A, sebagai rata-rata dari afinitas elektron dan potensial ionisasi IA:

$$MA = \frac{1}{2} [EA + IA]$$

Kesukaran metode ini adalah bahawa potensial ionisasi dan afinitas elektron dari atom dalam molekul berbeda nilainya dari atom terisolasi. Kesukaran lain adalah dalam hal senyawa menggunakan orbital hibrida. Konversi keelektronegatifan skala paling ke skala Mulliken dapat lewat persamaan berikut.

$$X_{\text{pauling}} = X_{\text{mulliken}} / 3,15$$

Bilangan oksidasi

Meskipun bilangan oksidasi, ditetapkan dengan suatu aturan sembarang, namun bilangan ini ada hubungannya dengan berbagai cara, ditinjau dari bilangan oksidasi,

- a) Logam yang ionnya mempunyai konfigurasi elektron gas mulia, unsur-unsur alkali, dan unsur alkali tanah. Dalam senyawa unsur-unsur ini mempunyai bilangan oksidasi positif sebesar nomor golongan.
- b) Unsur yang membentuk ion positif tetapi orbital-orbital belum terisi penuh. Unsur-unsur ini mempunyai beberapa macam bilangan oksidasi, misalnya Fe(II), Fe(III).
- c) Unsur-unsur bukan logam dapat mempunyai bilangan oksidasi positif, jika bersenyawa dengan unsur yang lebih elektronegatif, bilangan oksidasi maksimum yang dicapai sama dengan nomor golongan, misalnya +1, +5, dan +7 untuk klor pada, ClO^- , ClO_3^- , ClO_4^-
- d) Unsur bukan logam dengan bilangan oksidasi negatif, mempunyai konfigurasi elektron gas mulia, misalnya S^{2-} , I^- , Cl^-

Sifat Magnetik

Atom, ion atau molekul, mempunyai sifat magnetic sesuai dengan struktur elektronnya. Semua partikel kimia yang stabil, mempunyai sekurang-kurangnya satu pasang elektron. Beberapa zat lain mempunyai beberapa elektron yang tidak berpasangan.

Adanya konfigurasi elektron yang demikian menyebabkan ada dua maca interaksi antara zat dan medan magnet, yaitu diamagnetic dan paramagnetik. Zat diamagnetic tertolak oleh medan magnet. Zat demikian mempunyai struktur elektron dimana elektron berpasangan.

Zat paramagnetik tertarik dalam bidang magnet. Zat-zat ini mempunyai satu atau lebih elektron yang tidak berpasangan, yang menghasilkan momen magnetic. Momen magnetik ini biasanya dinyatakan dengan Bohr magneton (satu Bohr magneton = 9273 erg/gauss). Harga moen magnetik dapat diperkirakan dengan rumus:

$$\mu = \sqrt{n(n+2)}$$

μ = momen magnetik dalam Bohr magneton

μ = jumlah elektron yang tidak berpasangan

beberapa harga momen magnetik dapat dilihat ditabel berikut di bawah ini. Dari tabel terlihat bahwa semakin banyak elektron yang tidak berpasangan, sifat magnetiknya bertambah besar.

Contoh: Perkiraan momen magnetik dari Cr^{3+}

Jawab: Nomor atom Cr sama dengan 24. Konfigurasi elektron Cr, [Ar] 3d5 4s1.

Konfigurasi ion Cr^{3+} terdapat 3 elektron yang tidak berpasangan

$$\mu = \sqrt{3(3+2)} = 3,87 \text{ BM}$$

Tabel 8. Beberapa harga momen magnetik perhitungan dan eksperimen

Ion	Jumlah elektron tidak berpasangan	Momen (BM) Menurut Perhitungan	Momen (BM) Menurut Hasil Eksperimen
V4+	1	1,73	1,7 – 1,8
Cu2+	1	1,73	1,7 – 2,2
V3+	2	2,83	2,6 – 2,8
Ni2+	2	2,83	2,8 – 4,0
Cr3+	3	3,87	~3,8
Co+	3	3,87	4,1 – 5,2
Fe2+	4	4,90	5,1 – 5,5
Co3+	4	4,90	~5,4
M2+	5	5,92	~5,9
Fe3+	5	5,92	~5,9

Kemiripan Sifat Unsur

aa) Kemiripan vertikal

Dalam satu golongan unsur-unsur mempunyai sifat yang mirip karena mempunyai elektron valensi yang sama

ab) Kemiripan horizontal

Ada unsur-unsur dalam satu perioda yang sifatnya mirip, misalnya unsur-unsur transisi yang teristimewa untuk triade besi, triade platina ringan dan triade platina berat. Hal ini dapat dijelaskan dengan jari-jari atom yang hampir sama besarnya.

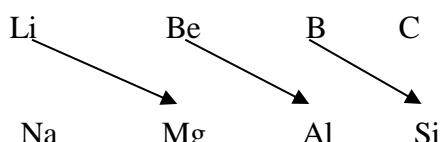
ac) Kemiripan diagonal

Li mempunyai sifat yang mirip dengan Mg

Be mempunyai sifat yang mirip dengan Al

B mempunyai sifat yang mirip dengan Si

Bilangan oksidasi unsur-unsur ini sesuai dengan golongannya, tetapi sifat asam basanya, dan sifat fisikanya menunjukkan kemiripan kemiripan secara diagonal.



Kemiripan sifat ini dapat dijelaskan dengan potensial ion (potensial ion = muatan ion dibagi dengan jari-jari)

Sebagai iktisar

- Kemiripan sifat disebabkan konfigurasi elektron terluar sama
- Adadanya gradasi sifat dari atas kebawah dalam satu golongan, karena perubahan dalam harga keelektromagnetifan.
- Anggota pertama dari setiap golongan biasanya menunjukkan sifat anomaly, karena mempunyai keeloktromagnetifan besar dan jari-jari.

Latihan

- Jari-jari atom brom $1,14 \times 10 - 10$ m
Berapa jari-jari atom ini dinyatakan dalam
 - nanometer.....
 - pikometer.....
- Atom manakah yang terbesar diantara C, N, Si, P?
- Atom manakah yang mempunyai energi ionisasi terbesar: B, C, Al, Si?
- Atom manakah yang mempunyai afinitas elektron terbesar: B, C, Al, Si?
- Pilih salah setiap pasang, yang mempunyai jari-jari terbesar
 - Na atau Na⁺
 - Cl atau Cl⁻
 - Mn²⁺ atau Mn³⁺
- Energi terbesar yang dilepaskan oleh suatu atom netral dalam bentuk gas bila menangkap elektron adlah atom dari unsur yang terletak dalam golongan.....
- Adanya elektron tidak berpasangan memberikan sifat.....
- Unsur halogen yang mempunyai afinitas elektron terbesar ialah.....
- Logam alkali yang mempunyai jari-jari atom terkecil adalah.....
- Unsur yang mempunyai keelektromagnetifan yang terbesar ialah.....
- Unsur Fe bersifat paramagnetik sebab dalam struktur elektronnya terdapat.....
- Ditinjau dari sifat diagonal Li mempunyai sifat yang mirip dengan.....

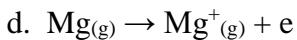
Jawaban Latihan

- (a) 0,114 nm
(b) 114 pm
- Si
- C

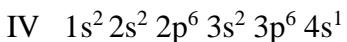
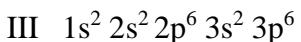
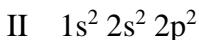
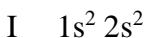
- 4) Al
- 5) (a) Na (b) Cl- (c) Mn2+
- 6) VIIA
- 7) Paramagnetik
- 8) Cl-
- 9) Li
- 10) F
- 11) Elektron yang tidak berpasangan
- 12) Ditinjau dari sifat diagonal Li mempunyai sifat yang mirip dengan Mg

Tes Formatif 3

- 1) Jika jari-jari atom unsur-unsur Li, Na, K, Be, dan B secara tidak berurutan dalam angstrom ialah 2,03, 1,23, 1,57, 0,80 dan 0,98 maka jari-jari atom Li sama dengan
 - a. 1,57
 - b. 1,23
 - c. 0,89
 - d. 0,80
- 2) Jari-jari kovalen unsur dengan nomor ato 3 sampai dengan 9
 - a. berkurang jika nomor atom bertambah
 - b. berkurang jika bilangan massa bertambah
 - c. mencapai suatu maksimum kemudian berkurang
 - d. mencapai suatu minimum kemudian bertambah
- 3) Pada grafik energi ionisasi pertama terhadap nomor atom, unsur argon yaitu gas mulia
 - a. terdapat dipuncak
 - b. terdapat dilembah
 - c. diantara puncak dan lembah
 - d. disuatu tempat dibawah puncak
- 4) Energi ionisasi kedua magnesium adalah jumlah energi minimum yang diperlukan untuk proses
 - a. $Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{2+}_{(g)} + 2e$
 - b. $Mg^{+}_{(g)} \rightarrow Mg^{2+}_{(g)} + e$
 - c. $Mg^{2+}_{(g)} \rightarrow Mg^{2+}_{(g)}$



5) Konfigurasi elektron dari sejumlah atom netral adalah sebagai berikut



Atom yang mempunyai energi ionisasi pertama terkecil adalah

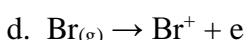
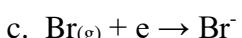
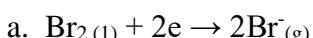
a. I

b. II

c. III

d. IV

6) Reaksi manakah yang ada hubungannya dengan afinitas elektron brom



7) Unsur manakah yang mempunyai keelektronegatifan terbesar

a. F

b. Cl

c. Br

d. I

8) Keeloktronegatifan menurut skala Pauling adalah sebagai berikut

O 3,5 Te 2,0 F 4,0 N 3,0 Br 2,8 As 2,0

S 2,5 Cl 3,0 P 2,1

Keelektronegatifan untuk Se

a. 2,0

b. 2,4

c. 2,6

d. 3,1

9) Ion manakah yang bersifat diamagnetic





10) Ion manakah bersifat paramagnetik terbesar



Rangkuman

Partikel dasar penyusun atom adalah proton, netron dan elektron. Inti atom terdiri dari proton dan netron dikelilingi elektron yang terletak pada kulit atom. Atom bersifat netral berarti jumlah proton (muatan positif) sama dengan jumlah elektron (muatan negatif).

John Dodereiner orang pertama yang menemukan adanya hubungan antara sifat unsur dan massa atom. Newlands menemukan hukum oktaf.

Mendeleyev menggunakan sifat kimia untuk menyusun daftar unsur. Ia menyusun hukum periodik. Sifat unsur merupakan fungsi berkala dari berat atom (massa atom).

Dari hasil penelitian Mosseley dengan difraksi sinar $-X$ ditemukan hubungan antara frekuensi sinar $-X$ yang dipancarkan dari anti katoda dengan nomor atom unsur. Oleh karena hukum periodik dalam persi moderen berbunyi: Sifat unsur merupakan fungsi berkala dari nomor atom. Unsur-unsur dapat dikelompokkan dalam unsur-unsur blok s, blok p, blok d, dan blok f.

Sifat-sifat atom dapat ditentukan oleh besaran atom yaitu jari-jari atom dan jari-jari ion. Energi ionisasi, afinitas dan keelektronegatifan menunjukkan sifat keperiodikan dari suatu unsur. Zat diamagnetic mempunyai struktur elektron dimana semua elektronnya berpasangan, sedangkan zat paramagnetik mempunyai satu atau lebih elektron yang tidak berpasangan. Ada tiga macam kemiripan unsur yaitu kemiripan vertikal, kemiripan horizontal dan kemiripan diagonal.

Pustaka

1. Mahan, Bruce., University Chemistry. 3rd Ed. Addison Wesley Publishing Co., Reading, M.A 1975
2. Keenan, C.W., Kleinfelter, D.C., Wood, J.H., General College Chemistry, Harper and Row, Publisher, Inc., New York, 1980

3. Maesteron W.L., Slowinskhi, E.J., Chemical Principles, Ho;t Saunders International Edition, Tokyo, 1981
4. Brady, J.E., Humiston, G.E., General Chemistry, John Wiley and Sons, New York, 1982
5. Petrucci, R.H., General Chemistry, 3rd Edition, Macmilan Publishing Co., Inc., New York. 1982
6. Sienko, M.J., Plane, R.A., Chemistry Principles and Properties, Mc Graw-Hill Kogakuha, Ltd., Tokyo. 1974
7. Hiskia Achmad, M.S. Tupamahu, Struktur Atom, Struktur Molekul, Susunan Berkala, Depertemen Kimia ITB, 1977.

Tes Formatif/ Kunci Jawaban Soal Latihan

Kunci jawaban Tes Formatif 1

1. d. Lihat prinsip Aufbau
2. b. Jumlah elektron 18 (20 – 2)
3. b. Jumlah elektron 18 (16-2)
4. c. Lihat prinsip Aufbau
5. c. Pada keadaan dasar $1s^2 2s^2 2p^6 2s^2 3p^6$
6. c. satu orbital menampung 2 e;ektron
7. b. Satu orbital menampung dua elektron
8. d. Kulit $n = 3$, dan $n = 4$

5.2 Kunci Jawaban Tes Formatif 2

1. c. ns^2
2. a. nomor atom (struktur atom)
3. a. lihat uraian
4. c. lihat uraian
5. a. ns^2np^2
6. c. ns^2np^4 ($1s^2 2s^2 2p^4$)
7. c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ (ns^2np^3)
8. a. perhatikan $4s2 4p1$
9. a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$ (ns^2)
10. d. $ns^2 np^3$ ($3s^2 3p^3$)

Kunci Jawaban Tes Formatif 3

1. b. $Li > Na > K$
 $Li < Be < B$
2. a. dalam satu periode
3. a. energi ionisasi terbesar dalam satu perioda
4. b. cukup jelas
5. d. unsur I dan IV adalah unsur alkali
6. c. lihat uraian tentang defenisi afinitas elektron
7. a. menurut skala paulig ditetapkan 4 (harga yang terbesar untuk afinitas elektron)
8. b. seseuai unsur-unsur menurut kedudukan dalam sistim periodik Se terletak di bawah S, jadi lebih kecil dari 2,5
9. d. konfigurasi elektron terluar 3d10 (semuanya berpasangan)
- 10.b. konfigurasi elektron 3d5 (mempunyai lima elektron tidak berpasangan)

Umpulan & Tindak Lanjut

Cocokkanlah jawaban anda dengan kunci jawaban Tes formatif 3 yang ada di bagian akhir modul ini. Hitunglah jumlah jawaban anda yang benar, kemudian gunakan rumus di bawah ini untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi kegiatan belajar 3

Rumus:

$$\text{Tingkat Pengusaan} = \frac{\text{jumlah jawaban Anda yang benar}}{10} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan yang Anda capai:

90% - 100% = baik sekali

80% - 89% = baik

70% - 79% = cukup

- 69% = kurang

Kalau Anda mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih Anda dapat meneruskan dengan modul berikutnya. Bagus tetapi kalau kurang dari 80% Anda harus mengulangi kegiatan belajar 3, terutama bagian yang belum anda kuasai.

BAB II. STRUKTUR MOLEKUL

A. Desripsi Singkat

Struktur molekul umumnya dianggap datar, dalam bab ini kita akan membahas bahwa struktur zat dapat dianggap obyek tiga dimensi, dan molekul planar adalah kekecualiannya. Struktur molekul merupakan penggambaran ikatan-ikatan unsur atau atom yang membentuk molekul. Molekul terdiri dari sejumlah atom yang bergabung melalui ikatan kimia, baik itu ikatan kovalen, ikatan hidrogen dan ikatan ion, serta ikatan-ikatan kimia lainnya.

Dalam bab ini Anda akan mempelajari tentang molekul dasar, teori VSEPR, teori ikatan valensi, hibridisasi dan ikatan kimia.

B. Relevansi

Pada modul ini diharapkan mahasiswa telah memahami dan menguasai konsep dari struktur atom, perkembangan teori atom, perkembangan system periodic unsur, sifat atom dan sifat periodik unsur.

C. Capaian Pembelajaran Mata Kuliah

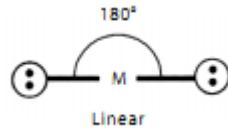
Mahasiswa memiliki wawasan tentang struktur molekul, teori VSEPR, teori ikatan valensi, hibridisasi, teori orbital molekul dan ikatan kimia

2.1. Molekul Dasar

Molekul-molekul di dalam berikatan, mengacu pada beberapa aturan dan bentuk-bentuk ikatan kimia. Apabila molekul ingin berikatan harus sesuai dengan aturan-aturan atau syarat-syarat unsur-unsur tersebut dalam membentuk sebuah molekul. Karena tidak sembarang suatu unsur membentuk molekul. Terdapat sekitar tujuh bentuk molekul sederhana, yaitu bentuk linear, trigonal planar, trigonal piramidal, segiempat datar (bujur sangkar), tetrahedral, trigonal bipiramidal dan oktahedral.

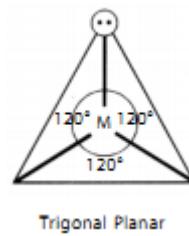
- Bentuk linear

Suatu molekul dikatakan linear jika atom-atom yang menyusun molekul tersebut berada dalam suatu garis lurus. Contohnya BeCl_2 dan CO_2 , sudut yang terbentuk oleh ikatan antara dua atom melalui atom pusat sebesar 180°



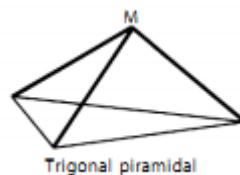
- Trigonal planar

Suatu bentuk molekul dikatakan trigonal planar jika di dalam molekulnya terdapat empat buah atom dan semua atom berada pada bidang yang sama. Atom pusat dikelilingi oleh tiga atom lain yang berbeda pada sudut-sudut segitiga. Sudut ikatan yang dibentuk diantara dua ikatan melalui atom pusat sama besar yaitu 120° . Contohnya molekul BCl_3 dan BF_3



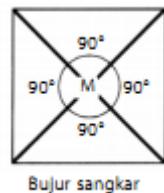
- Trigonal piramidal

Trigonal piramidal adalah suatu bentuk molekul dengan empat buah muka segitiga sama sisi. Suatu molekul dikatakan berbentuk trigonal piramidal jika memiliki empat buah atom. Atom pusat ditempatkan pada sudut puncak limas, dan atom lainnya berada pada sudut-sudut limas yang berada pada bidang datar segitiga. Contohnya molekul NH_3



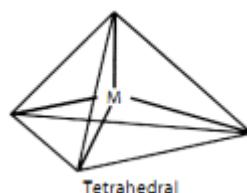
- Segiempat datar (bujur sangkar)

Suatu bentuk molekul dikatakan bujur sangkar jika dalam molekul terdapat lima buah atom dan semua atom berada pada bidang datar yang sama. Atom pusat dikelilingi oleh empat atom lain yang berada pada sudut-sudut segiempat. Sudut ikatan yang dibentuk antar dua ikatan yang melalui pusat sama besar, 90° . Contohnya XeF_4



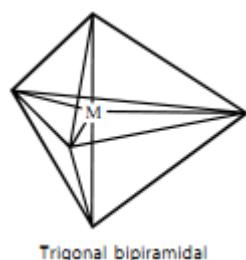
- Tetrahedral

Tetrahedral adalah limas segiempat dengan muka segitiga sama sisi. Suatu bentuk molekul tergolong tetrahedral jika dalam molekulnya terdapat lima buah atom. Atom pusat ditempatkan pada pusat tetrahedral dan empat atom lain berada pada sudut-sudut tetrahedral yang terlihat pada ujung-ujung bidang segitiga sam sisi. Sudut ikat yang dibentuk sama besar, ayitu $109,5^\circ$. Contohnya molekul CH_4



- Trigonal Bipiramidal

Trigonal bipiramidal terdiri atas dua buah limas yang bagian alsnya berimpit. Suatu molekul memiliki bentuk trigonal bipiramidal jika dalam molekulnya terdapat enam buah atom. Dalam Trigonal bipiramidal, atom pusat ditempatkan pada pusat alas yang berimpit dan dikelilingi atom lain yang ditempatkan pada sudut-sudut trigonal bipiramidal. Pada bentuk molekul ini sudut ikatan tidak sama. Sudut ikatan yang terletak pada pusat bidang datar segitiga masing-masing 120° , sedangkan sudut ikatan antara bidang pusat dan titik sudut atas serta bawah bidang adalah 90° . Contohnya molekul PCl_5



- Oktahedral

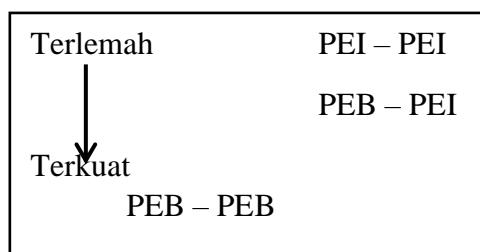
Oktahedral adalah bentuk yang memiliki delapan muka segitiga, dibentuk dari dua buah limas alas segiempat yang berimpit. Suatu molekul memiliki bentuk oktahedral jika tersusun dari tujuh atom. Atom pusat ditempatkan pada pusat bidang segiempat yang berimpit. Enam atom lain terletak padat sudut-sudut oktahedral. Sudut antar ikatan yang terbentuk sama besar, yaitu 90° . Contohnya SF_6 dan XeF_6 .

2.2. Teori VSEPR

Senyawa kovalen terbentuk melalui ikatan kovalen dengan sudut ikatan yang berbeda-beda. Sudut ikatan kovalen ini ditentukan oleh banyak pasangan elektron ikatan dan pasangan elektron bebas disekitar atom pusat. Geometri molekul dari senyawa kovalen dapat diprediksikan dengan menggunakan teori tolakan pasangan elektron kulit valensi atau VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*).

Teori ini menyatakan bahwa molekul dapat ditentukan bentuk molekul dapat ditentukan berdasarkan tolakan pasangan elektron dalam kulit valensi atom pusat. Teori VSEPR memprediksikan geometri molekul senyawa kovalen berdasarkan poin-poin berikut:

- a. Pasangan elektron, baik pasangan elektron ikatan (PEI) maupun pasangan elektron bebas (PEB), karena bermuatan sejenis (negatif) akan saling tolak-menolak sejauh mungkin sampai membentuk geometri molekul tertentu yang hanya merasakan tolakan pasangan elektron dengan minimum.
- b. Kekuatan tolakan pasangan elektron meningkat sesuai gambar berikut:



Hal ini diakibatkan pasangan elektron bebas tidak terlibat dalam ikatan kovalen sehingga memenuhi ruang lebih besar dan tolakan pasangan elektron yang dihasilkannya akan lebih kuat.

- c. Ikatan rangkap diasumsikan sama dengan ikatan tunggal.

Geometri molekul yang diprediksikan oleh molekul VSEPR akibat tolakan pasangan elektron disekitar atom pusat adalah sebagai berikut

Pasangan Elektron			Struktur Ruang Pasangan Elektron	Bentuk Molekul	Rumus	Contoh Molekul
Tota	PEI	PEB				
2	2	0	Linear	Linear	MX_2	$BeCl_2$
3	3	0	Trigonal Planar	Trigonal Planar	MX_3	BH_3 dan BCl_3
	2	1		Huruf V terbalik	MX_2E	$SnCl_2$
4	4	0	Tetrahedral	Tetrahedral	MX_4	CCl_4 dan SiH_4
	3	1		Trigonal Piramidal	MX_3E	NH_3 dan PCl_3
	2	2		Huruf V terbalik	MX_2E_2	H_2O dan SCl_2
5	5	0	Trigonal Bipiramidal	Trigonal Bipiramidal	MX_5	PCL_5 dan PF_5
	4	1		Difenoidal	MX_4E	SF_4
	3	2		Bentuk -T	MX_3E_2	ClF_3
	2	3		Linear	MX_2E_3	XeF_2
6	6	0	Oktahedral	Oktahedral	MX_6	SF_6
	5	1		Piramidal alas bujursangkar	MX_5E	ClF_5
	4	2		Bujur sangkar	MX_4E_2	XeF_4

Untuk memprediksikan geometri molekul tanpa harus menggambarkan struktur Lewis adalah menurut tahapan berikut:

- Tentukan jumlah elektron valensi atom pusat (sama dengan nomor golongan).
- Tambahkan dengan elektron yang dipakai untuk berikatan dengan atom tetangga.
- Untuk ion negatif (anion), tambahkan elektron sejumlah muatan negatif anion tersebut.
- Untuk ion positif (kation), kurangi elektron sejumlah muatan positif kation tersebut.
- Tentukan jumlah pasangan elektron disekitar atom pusat.
- Tentukan jumlah pasangan elektron bebas disekitar atom pusat
- Prediksikan geometri molekul senyawa tersebut.

2.3. Teori ikatan Valensi

Teori ikatan valensi menyatakan bahwa ikatan antar atom terjadi dengan cara saling bertindihan (overlap) dari orbital-orbital atom. Atau dengan kata lain pembentukan molekul terjadi karena dua atom yang mula-mula pada jarak tak berhingga salin mendekat satu sam lain. Pada saat keduanya berdekatan, awan elektronnya bersatu atau overlap dengan membentuk molekul yang stabil. Sebagai contoh kita perhatikan pembentukan molekul hidrogen , H_2 . Jika dimisalkan A dan B menyatakan inti-inti atom

hidrogen serta e_A dan e_B adalah elektron dari kedua atom hidrogen tersebut. Fungsi gelombang dari masing-masing elektro 1s adalah $\psi_A (e_A)$ dan $\psi_B (e_B)$. Fungsi gelombang dari molekul hidrogen dapat dinyatakan sebagai berikut:

$$\begin{aligned}\psi_1 &= \psi_A (e_A) \text{ dan } \psi_B (e_B) \\ \text{dan dapat juga dituliskan} \\ \psi_2 &= \psi_A (e_A) \text{ dan } \psi_B (e_B)\end{aligned}$$

hal ini disebabkan elektron e_A dan e_B tidak dapat dibedakan sehingga melalui kombinasi linier dan prinsip super posisi, kedua persamaan dapat digabungkan menjadi

$$\psi = N (C_1\psi_1 + C_2\psi_2)$$

melalui perhitungan integral akan didapatkan faktor normalisasi (N) yang menggambarkan dua kemungkinan yakni berupa fungsi simetrik (ψ_S) dan fungsi asimetrik (ψ_A) sebagai berikut

$$\psi_S = 2^{-1/2} (\psi_1 + \psi_2)$$

dan

$$\psi_A = 2^{-1/2} (\psi_1 - \psi_2)$$

ψ_S adalah fungsi gelombang dari kedua elektron yang saling memperkuat pada daerah antar kedua inti atom, hingga terbentuknya awan elektron. Awan elektron ini menarik kedua inti atom dan melawan gaya tolak kedua elektron dan kedua inti atom sehingga dihasilkan pembentukan ikatan kovalen dan molekul yang stabil. Dengan kata lain terjadi interferensi konstruktif dari kedua orbital atom dimana terjadi peningkatan kepekatan elektron diantara kedua inti sehingga terjadi gaya tarik menarik antar kedua inti dengan awan elektron yang menyebabkan energi molekul lebih rendah dibandingkan energi atom ketika terpisah satu sama lain.

ψ_A adalah fungsi gelombang anti simetrik dimana rapat lektron antar kedua inti atom dikosongkan sehingga terjadi tolakan antar kedua inti atom yang menyebabkan tidak terjadi pembentukan ikatan kovalen dan tidak ada molekul stabil yang terbentuk. Dengan kata lain terjadi interferensi destruktif dari kedua orbital atom dimana terjadi penurunan kepekatan elektron diantara kedua inti sehingga terjadi gaya tolak menolak

antar kedua inti yang menyebabkan energi molekul lebih tinggi dibandingkan energi atom ketika terpisah satu sama lain.

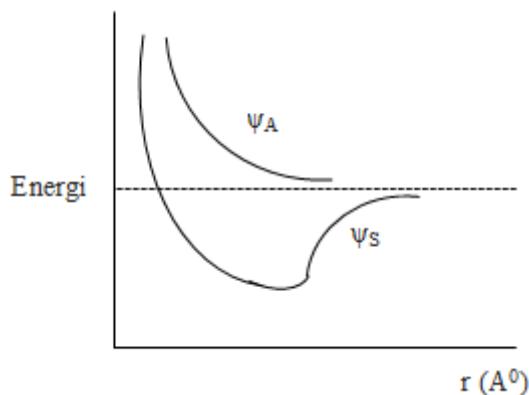


Diagram energi potensial molekul

Berdasarkan gambar di atas, pembagian elektron antara dua atom tidak selalu membentuk ikatan. Untuk menerapkan teori ikatan valensi melalui tumpang tindih pasangan orbital atom yang berdekatan, sering kali ditemukan kesulitan mengenai orbital atom mana yang harus digabungkan karena tidak ada perbedaan yang jelas antara energi orbital atom tersebut. Oleh sebab itu, digunakan orbital atom campuran (orbital hibrida) yang mempunyai energi setara yang digunakan dalam hal tumpang tindih orbital atom untuk membentuk suatu molekul yang stabil.

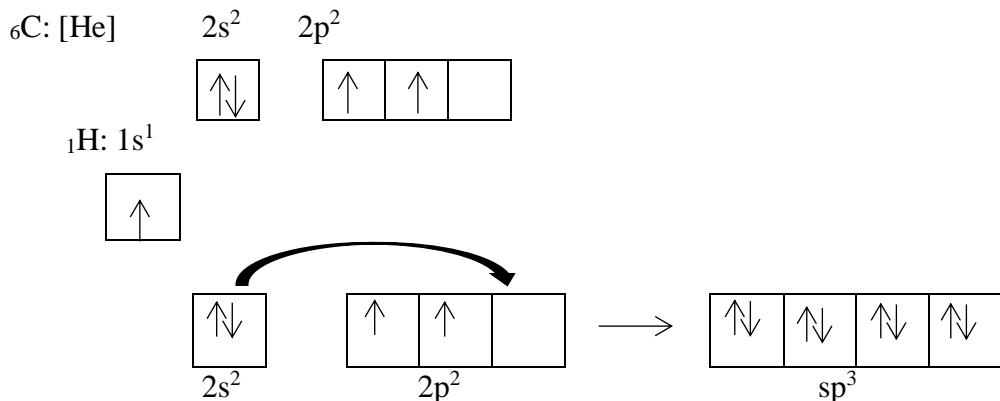
2.4. Hibridisasi

Hibridisasi adalah sebuah konsep bersatunya orbital-orbital atom membentuk orbital hibrid yang baru yang sesuai dengan penjelasan kualitatif sifat ikatan atom. Konsep orbital-orbital yang terhibridisasi sangatlah berguna dalam menjelaskan bentuk orbital molekul dari sebuah molekul. Konsep ini adalah bagian tak terpisahkan dari teori ikatan valensi.

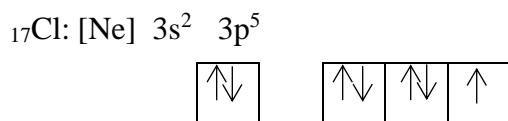
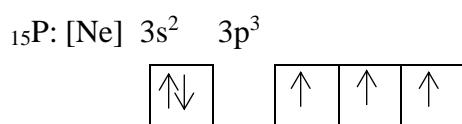
Teori hibridisasi sering digunakan dalam kimia organik, biasanya digunakan untuk menjelaskan molekul yang terdiri dari atom C, N, dan O (kadang kala juga P dan S). Penjelasannya dimulai dari bagaimana sebuah ikatan terorganisasikan dalam metana. Orbital atom yang dapat terlibat dalam hibridisasi adalah orbital s, p, dan d.

a. Hibridisasi tanpa PEB disekitar atom pusat

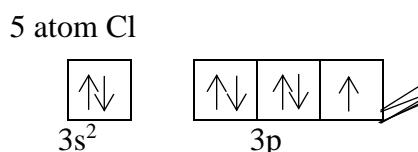
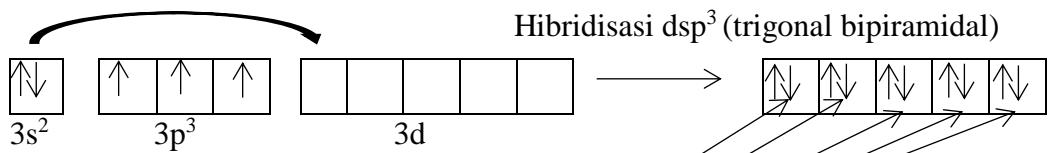
Hibridisasi menjelaskan atom-atom yang berikatan dari sudut pandang sebuah atom. Untuk sebuah karbon yang berkoordinasi secara tetrahedral (seperti metana, CH_4), maka karbon haruslah memiliki orbital-orbital yang memiliki simetri yang tepat dengan 4 atom hidrogen, contoh hibridisasi sp^3



Contoh hibridisasi dsp^3 dari ikatan antara $_{15}\text{P}$ dan $_{17}\text{Cl}$



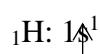
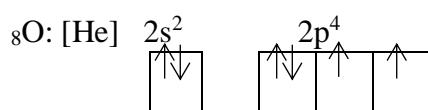
Pembentukan orbital hibrida dan proses ikatan adalah sebagai berikut:



b. Hibridisasi ada PEB disekitar atom pusat

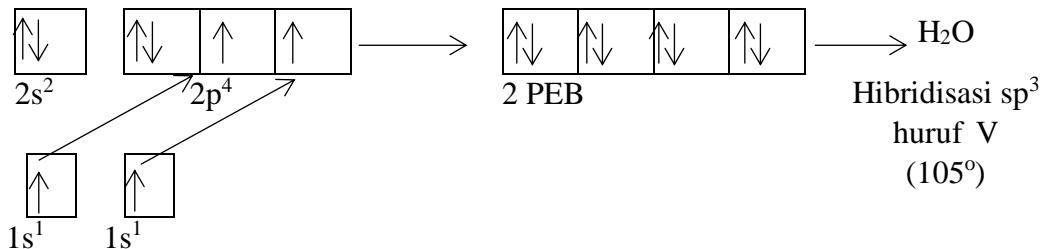
Orbital hibrida yang terbentuk ketika ada PEB di sekitar atom pusat akan mempunyai sudut ikatan geometri molekul yang tidak normal.

Ikatan antara $_{8}\text{O}$ dan $_{1}\text{H}$





Elektron O yang terlibat hanya elektron valensi $2s^2 2p^4$ dan elektron dari H ada satu. Pembentukan orbital hibrida dan proses ikatan adalah sebagai berikut:

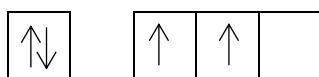


c. Hibridisasi Senyawa Berikatan Rangkap

Senyawa berikatan rangkap dua atau tiga biasanya terdiri atas satu ikatan sigma dan satu atau dua ikatan pi. Ikatan sigma (σ) dihasilkan dari tumpang tindih (overlap) ujung dengan ujung antara orbital hibrida dengan orbital atom dari atom unsur pasangannya dimana konsentrasi elektron terletak diantara inti atom dari atom-atom yang terlibat ikatan kovalen. Sedangkan ikatan pi (π) dihasilkan dari tumpang tindih samping ke samping antara orbital p sisa yang tidak digunakan dalam pembentukan orbital hibrida dimana konsentrasi elektron terletak di atas dan di bawah inti atom dari atom-atom yang terlibat ikatan kovalen. Sebagai contoh pembentukan senyawa etilena berikut:

Ikatan antara ${}_6\text{C}$ dan ${}_1\text{H}$

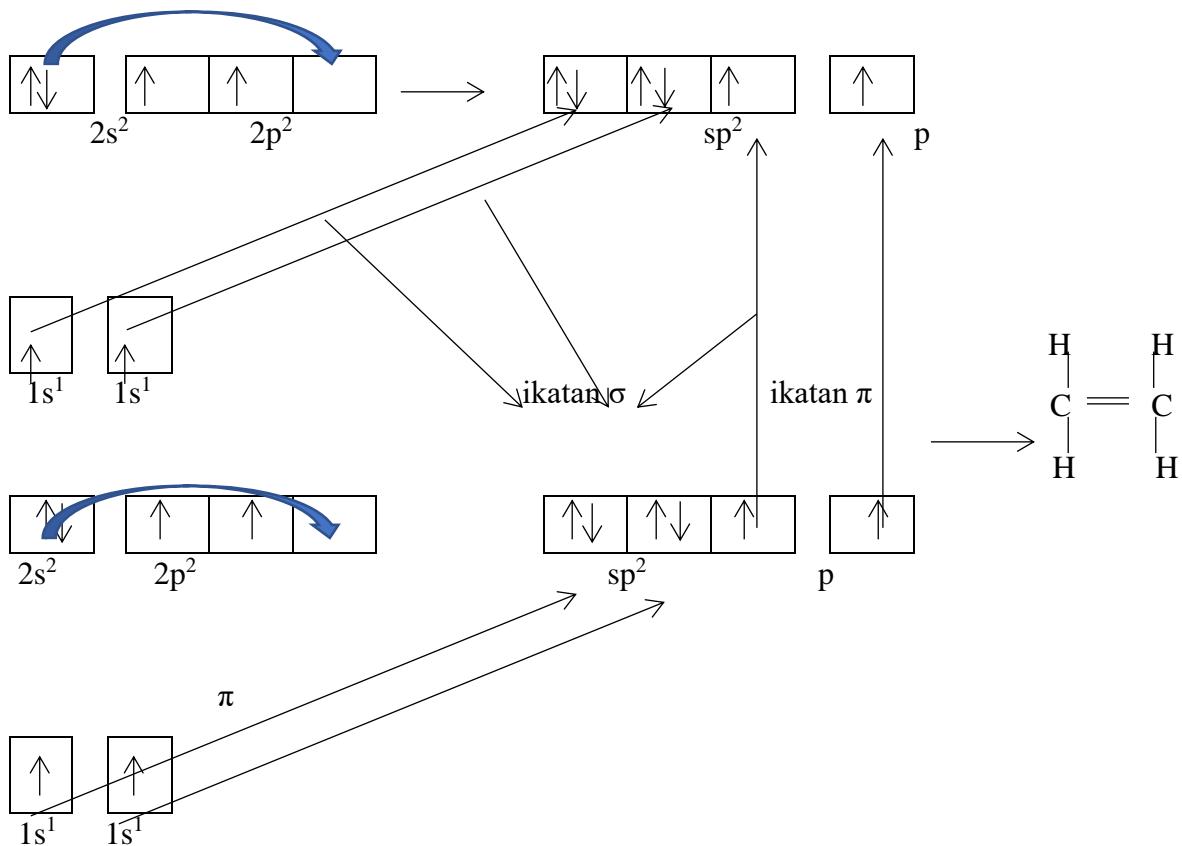
${}_6\text{C}$: [He] $2s^2$ $2p^2$



${}_1\text{H}$: $1s^1$



Elektron C yang terlibat hanya elektron valensi $2s^2 2p^2$ dan elektron dari H ada satu. Pembentukan orbital hibrida dan proses ikatan adalah sebagai berikut:



d. Teori Orbital Molekul

Orbital molekular merupakan hasil tumpang-tindih dan penggabungan orbital atomik pada molekul. Menurut pendekatan lurus (linear combination), jumlah molekuler yang bergabung sama dengan orbital atomik yang bergabung. Dua atom yang bergabung masing-masing mempunyai satu orbital atomik dan akan dihasilkan dua orbital molekuler. Salah satu merupakan kombinasi penjumlahan dari kedua orbital atomik yang saling menguatkan dan lainnya merupakan kombinasi pengurangan yang saling meniadakan. Kombinasi penjumlahan menghasilkan orbital molekuler ikat (bonding) yang mempunyai energi lebih rendah, sedangkan kombinasi pengurangan menghasilkan orbital molekuler anti-ikat (anti-bonding).

Orbital molekuler ikat (bonding) yaitu orbital dengan rapatan elektron ikat terpusat yang mendekat pada daerah antara kedua inti atom yang bergabung dan akan lebih stabil. Orbital molekuler anti-ikat (anti-bonding) yaitu orbital dengan rapatan elektron ikat terpusat yang menjauh dari daerah antara inti atom yang bergabung dan bersifat kurang stabil. Penempatan elektron dalam orbital molekul ikatan menghasilkan ikatan kovalen yang stabil, sedangkan penempatan elektron dalam orbital molekul anti-

ikatan menghasilkan ikatan kovalen yang tidak stabil. Orbital ikatan yang dihasilkan disebut orbital non-ikat (non-bonding) jika pada daerah tumpang-tindih terdapat orbital atomik yang tidak bereaksi dalam pembentukan ikatan. Kerapatan elektron dalam orbital molekul ikatan lebih besar di antara inti atom yang berikatan, sedangkan dalam orbital molekul anti-ikatan, kerapatan elektron mendekati nol di antara inti. Pembentukan orbital molekul ikatan berkaitan dengan interferensi konstruktif, dimana interferensi konstruktif memperbesar amplitudo. Pembentukan orbital molekul anti-ikatan berkaitan dengan interferensi destruktif, dimana interferensi destruktif meniadakan amplitudo. Interaksi konstruktif dan interaksi destruktif antara dua orbital 1s dalam molekul H₂ mengarah pada pembentukan ikatan sigma (σ 1s) dan pembentukan anti-ikatan sigma (σ^* 1s)

Teori orbital molekul menggunakan kombinasi linear orbital-orbital atom untuk membentuk orbital-orbital molekul. Orbital molekul merupakan sebuah orbital dari persamaan Schrödinger yang melibatkan beberapa inti atom. Jika orbital molekul merupakan tipe orbital yang elektron-elektronnya memiliki kebolehjadian lebih tinggi berada di antara dua inti daripada di lokasi lainnya, maka orbital ini merupakan orbital ikat dan akan cenderung menjaga kedua inti bersama. Jika elektron-elektron cenderung berada di orbital molekul yang berada di lokasi lainnya, maka orbital ini adalah orbital anti-ikat dan akan melemahkan ikatan. Elektron-elektron yang berada pada orbital bukan-ikatan cenderung berada pada orbital yang paling dalam (hampir sama dengan orbital atom) dan diasosiasikan secara keseluruhan pada satu inti, elektron-elektron ini tidak saling menguatkan maupun melemahkan kekuatan ikatan.

Orbital molekul sigma (ikatan atau anti-ikatan) kerapatan elektronnya terkonsentrasi secara simetris di sekitar garis antara kedua inti atom-atom yang berikatan, dua elektron dalam orbital molekul sigma membentuk ikatan sigma. Orbital molekul pi (ikatan atau anti-ikatan) kerapatan elektronnya terkonsentrasi di atas dan di bawah garis imajiner yang menghubungkan kedua inti atom yang berikatan, dua elektron dalam orbital molekul pi membentuk ikatan pi. Ikatan rangkap dua hampir selalu terdiri atas ikatan sigma dan ikatan pi, ikatan rangkap selalu berupa ikatan sigma dengan dua ikatan pi.

Fungsi gelombang elektron dalam suatu atom disebut orbital atom, karena kebolehjadian ditemukannya elektron dalam orbital molekul sebanding dengan kuadrat fungsi gelombang. Suatu fungsi gelombang mempunyai daerah yang mempunyai amplitudo positif dan negatif yang disebut dengan cuping. Tumpang tindih cuping positif dengan positif atau negatif dengan negatif dalam molekul akan memperkuat satu sama

lain membentuk ikatan, tetapi cuping positif dengan negatif akan meniadakan satu sama lain tidak membentuk ikatan. Besarnya efek interferensi ini mempengaruhi besarnya integral tumpang tindih dalam kimia kuantum.

Orbital atom bertumpang tindih menghasilkan orbital molekul dalam pembentukan molekul, yaitu fungsi gelombang elektron dalam molekul. Setiap baris dalam diagram orbital molekul menggambarkan sebuah orbital molekul yang terisi oleh elektron. Orbital molekul ini mencakup seluruh molekul, sehingga dapat diasumsikan bahwa elektron akan terisi pada orbital molekul sama seperti elektron terisi pada orbital atom dengan mengikuti aturan aufbau, kaidah Hund, serta larangan Pauli. Salah satu pendekatan yang digunakan untuk menggambarkan diagram orbital molekul untuk molekul diatomik adalah Linear Combination of Atomic Orbitals approach (LCAO/Pendekatan Kombinasi Linear Orbital Atom). Pendekatan diatas meliputi hal-hal sebagai berikut:

1. Orbital molekul terbentuk dari overlap atau tumpang tindih orbital atom.
2. Orbital-orbital atom dengan energi yang sama dapat berinteraksi pada tingkat enegi yang sama.
3. Dua orbital yang saling tumpang tindih saling berinteraksi membentuk dua orbital molekul, yaitu Bonding Molecular Orbital (Orbital Molekul Ikatan) dan Anti-bonding Molecular Orbital (Orbital Molekul Anti-ikatan).

Kasus paling sederhana misalnya pada orbital molekul yang dibentuk dari orbital atom A dan B. Orbital molekul ikatan dibentuk antara A dan B apabila syarat-syarat berikut ini terpenuhi, yaitu:

1. Cuping orbital atom penyusunnya cocok untuk tumpang tindih.
2. Tanda positif atau negatif cuping yang bertumpang tindih sama.
3. Tingkat energi orbital-orbital atomnya dekat.

Tingkat energi orbital molekul ikatan lebih rendah, sementara tingkat energi orbital molekul anti ikatan lebih tinggi dari tingkat energi orbital atom penyusunnya. Semakin besar selisih energi orbital ikatan dan anti ikatan, semakin kuat ikatannya. Apabila tidak ada interaksi ikatan dan anti ikatan antara A dan B, orbital molekul yang dihasilkan adalah orbital non ikatan. Elektron menempati orbital molekul dari energi

terendah ke energi yang tertinggi. Orbital molekul yang terisi dan mempunyai energi tertinggi disebut HOMO (highest occupied molecular orbital) dan orbital molekul kosong yang mempunyai energi terendah disebut LUMO (lowest unoccupied molecular orbital). Dua atau lebih orbital molekul yang berenergi sama disebut orbital terdegenerasi (degenerate).

Atom-atom yang lebih besar akan bergabung membentuk molekul diatomik (seperti O_2 , F_2 , atau Cl_2) maka akan lebih banyak orbital atom yang berinteraksi. Menurut pendekatan dengan LCAO, diasumsikan bahwa hanya orbital atom dengan energi yang sama yang dapat berinteraksi. Orbital 2s hanya berinteraksi dengan orbital 2s dari atom lainnya, orbital 2p hanya berinteraksi dengan orbital 2p dari atom lainnya, dan begitu seterusnya. Seperti halnya pada atom hidrogen, orbital 1s dari satu atom saling tumpang tindih dengan orbital 1s dari atom yang lain untuk membentuk satu orbital σ 1s dan satu orbital σ^* 1s. Bentuknya akan sama seperti yang dibentuk oleh orbital 1s hidrogen. Orbital 2s dari satu atom akan saling tumpang tindih dengan orbital 2s dari atom lain untuk membentuk satu orbital σ 2s dan satu orbital σ^* 2s. Bentuk dari kedua orbital molekul ini akan sama dengan orbital σ 1s dan orbital σ^* 2s, namun memiliki tingkat energi yang lebih tinggi.

Aturan konfigurasi elektron yang dapat digunakan untuk memahami kestabilan orbital molekul adalah sebagai berikut:

1. Jumlah orbital molekul yang terbentuk selalu sama dengan jumlah orbital atom yang bergabung.
2. Semakin stabil orbital molekul ikatan, semakin kurang stabil orbital molekul anti-ikatan yang berkaitan.
3. Pengisian orbital molekul dimulai dari tingkat energi rendah ke tingkat energi tinggi. Molekul yang stabil, jumlah elektron dalam orbital molekul ikatannya selalu lebih banyak daripada dalam orbital molekul anti-ikatan karena pengisian elektron dalam orbital molekul ikatan yang dimulai dari yang energi lebih rendah terlebih dahulu.
4. Elektron ketika ditambahkan ke orbital molekul dengan energi yang sama, susunan yang paling stabil diramalkan oleh aturan Hund, yaitu elektron memasuki ke orbital-orbital molekul ini dengan spin sejajar.

5. Jumlah elektron dalam orbital molekul sama dengan jumlah semua elektron pada atom-atom yang berikatan.

Senyawa diatomik homointi terdiri dari dua unsur yang memiliki inti atom yang identik. Atom-atom yang sama akan memiliki tingkat energi yang sama. Orbital-orbital dinamakan sigma (σ) atau pi (π) sesuai dengan karakter orbitalnya. Suatu orbital sigma mempunyai simetri rotasi sekeliling sumbu ikatan, dan orbital pi mempunyai bidang simpul. Oleh karena itu, ikatan sigma dibentuk oleh tumpang tindih orbital s-s, p-p, s-d, p-d, dan d-d, dan ikatan pi dibentuk oleh tumpang tindih orbital p-p, p-d, dan d-d. Apabila dua fungsi gelombang dari dua atom dinyatakan dengan φ_A dan φ_B , orbital molekul yang terbentuk merupakan kombinasi linear orbital atom (*linear combination of the atomic orbitals (LCAO)*). Dalam molekul hidrogen (H_2), tumpang tindih orbital 1s masing-masing atom hidrogen membentuk orbital ikatan σ apabila cupingnya mempunyai tanda yang sama dan anti-ikatan σ bila bertanda berlawanan serta dua elektronnya mengisi orbital ikatan σ .

Terbentuknya orbital molekuler pada molekul H_2 dengan metoda kombinasi linear orbital atomik (*linear combination of the atomic orbitals* (LCAO) adalah sebagai berikut:

Dimana:

Ψ = fungsi gelombang untuk orbital molekuler

Ψ_x dan Ψ_y = fungsi gelombang orbital 1s hidrogen untuk atom x dan y

N = konstanta normaliasi

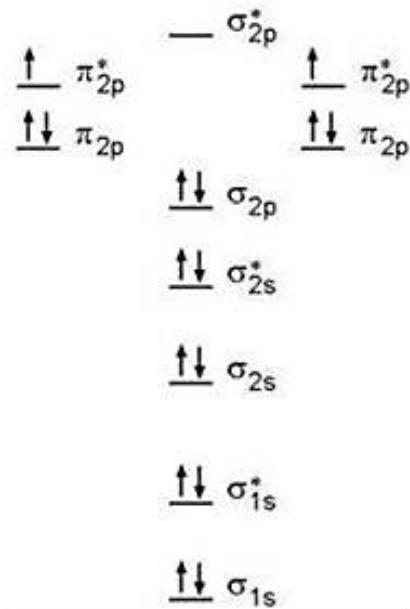
Berdasarkan persamaan tersebut dapat diperoleh peluang ditemukannya sebuah elektron dengan cara mengkuadratkan persamaan gelombang Ψ .

Ψ_x^2 = menunjukkan peluang menemukan elektron di sekeliling atom x

Ψ_y^2 = menunjukkan peluang menemukan elektron di sekeliling atom y

$2\Psi_x + \Psi_y$ = menunjukkan peningkatan elektron pada daerah antara kedua inti

Molekul oksigen (O_2) dengan konfigurasi $8O = 1s^2 2s^2 2p^4$.



Berdasarkan gambar tersebut dapat diketahui bahwa selain adanya orbital atom (samping), terdapat juga orbital molekul (tengah). Elektron-elektron pada orbital molekul merupakan jumlah dari elektron-elektron yang terdapat di dalam masing-masing orbital kulit valensi unsur penyusunnya. Orbital s akan membentuk ikatan sigma dan orbital p akan membentuk ikatan pi. Orbital dengan tanda asterik (*) merupakan orbital anti-ikatan sehingga suatu molekul menjadi tidak stabil. Semakin banyak elektron pada orbital anti-ikatan, maka suatu molekul akan semakin tidak stabil. Dari gambar tersebut dapat diketahui bahwa gas O^2 merupakan gas paramagnetik karena terdapat elektron yang tidak mengisi orbital π^*px dan π^*py secara penuh, sehingga konfigurasi elektron valensi molekul O^2 adalah: $(\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2 (\sigma 2p_z)^2 (\pi 2p_x)^2 (\pi 2p_y)^2 (\pi^* 2p_x)^1 (\pi^* 2p_y)^1$ atau $(\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2 (\sigma 2p)^2 (\pi 2p)^4 (\pi^* 2p)^2$

2.5. Persamaan Teori Ikatan Valensi dan Teori Orbital Molekul

Teori ikatan valensi dan teori orbital molekul memiliki beberapa konsep dasar yang sama, diantaranya adalah sebagai berikut:

1. Teori ikatan valensi dan teori orbital molekul sama-sama melibatkan pembagian elektron-elektron yang terdapat dalam sebuah atom ataupun molekul, sehingga memiliki paling banyak dua elektron pada setiap pasangnya.

2. Kedua teori ini menjadikan kombinasi dari elektron-elektron yang ada oleh inti masing-masing atom atau molekul sebagai konsep pembentukan ikatan.
3. Berdasarkan pada kedua teori ini, energi dari orbital-orbital yang saling tumpang tindih merupakan bentuk perbandingan dan memiliki kesamaan pada bentuk simetrinya.

Perbedaan Teori Ikatan Valensi dan Teori Orbital Molekul

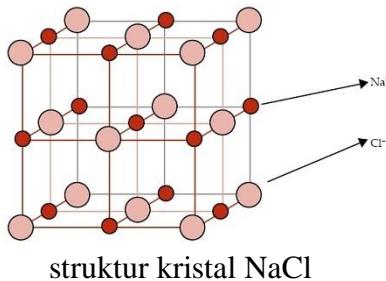
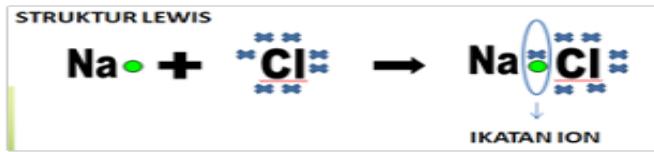
No.	Perbedaan	TIV	TOM
1.	Ikatan	Ikatan hanya dibebankan pada kedua atom tidak pada molekul	Ikatan dibebankan pada kedua atom dan juga molekul
2.	Penerapan	Menggunakan konsep hibridisasi dan resonansi	Tidak ada ruang bagi penerapan resonansi
3.	Hubungan dengan sifat paramagnetik Oksigen	Tidak dapat menjelaskan sifat paramagnetik pada Oksigen	Dapat menjelaskan sifat paramagnetik pada Oksigen
4.	Pendekatan kuantitatif	Pendekatan dalam perhitungan memiliki langkah yang cukup sederhana	Pendekatan dalam perhitungan cukup rumit dan membutuhkan ketelitian lebih tinggi

2.6. Ikatan Kimia

• Ikatan Ionik

Ikatan ion sering disebut dengan ikatan elektrovalen atau heteropolar. **Ikatan ion** terjadi akibat gaya tarik-menarik elektrostatik antara ion positif dengan ion negatif. Ikatan ion dibentuk antara atom yang mudah melepaskan elektron dengan atom yang mudah menangkap elektron. Apabila atom netral melepaskan elektron, akan terbentuk ion positif. Sebaliknya bila atom netral menerima atau menangkap elektron maka akan terbentuk ion negatif.

Misalnya pada garam meja (natrium klorida). Ketika natrium (Na) dan klor (Cl) bergabung, atom-atom natrium kehilangan elektron, membentuk kation (Na^+), sedangkan atom-atom klor menerima elektron untuk membentuk anion (Cl^-). Ion-ion ini kemudian saling tarik-menarik dalam rasio 1:1 untuk membentuk natrium klorida.



Sifat-sifat fisika senyawa ionik pada umumnya:

1. pada suhu kamar berwujud padat;
2. struktur kristalnya keras tapi rapuh;
3. mempunyai titik didih dan titik leleh tinggi;
4. larut dalam pelarut air tetapi tidak larut dalam pelarut organik;
5. tidak menghantarkan listrik pada fase padat, tetapi pada fase cair (lelehan) dan larutannya menghantarkan listrik.

• Ikatan Kovalen

Ikatan kovalen terjadi karena pemakaian bersama pasangan elektron oleh atom-atom yang berikatan. Secara sederhana, pasangan elektron yang digunakan bersama sering dinyatakan dengan satu garis, jadi ikatan kovalen dalam molekul hidrogen dapat dituliskan sebagai H–H.

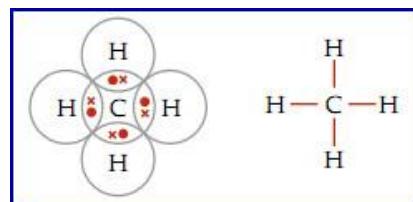
Pasangan elektron yang dipakai bersama disebut pasangan elektron ikatan (PEI) dan pasangan elektron valensi yang tidak terlibat dalam pembentukan ikatan kovalen disebut pasangan elektron bebas (PEB). Ikatan kovalen umumnya terjadi antara atom-atom unsur nonlogam, bisa sejenis (contoh: H₂, N₂, O₂) dan berbeda jenis (contoh: H₂O, CO₂). Senyawa yang hanya mengandung ikatan kovalen disebut senyawa kovalen.

Berdasarkan lambang titik Lewis dapat dibuat struktur Lewis atau rumus Lewis. Struktur Lewis adalah penggambaran ikatan kovalen yang menggunakan lambang titik Lewis dimana PEI dinyatakan dengan satu garis atau sepasang titik yang diletakkan diantara kedua atom dan PEB dinyatakan dengan titik-titik pada masing-masing atom. Macam-macam ikatan kovalen:

d. Berdasarkan jumlah PEI-nya

- **Ikatan kovalen tunggal**

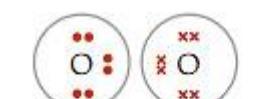
Tunggal di sini bermakna elektron yang dishare bersama antar 2 atom yang berikatan berjumlah sepasang. Masing-masing atom menyumbangkan 1 elektron. Coba sobat amati struktur lewis dari senyawa metana (CH_4) seperti gambar di bawah ini



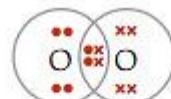
untuk mencapai kestabilan atom C perlu 4 buah elektron dan atom H memerlukan 1 buah elektron untuk tiap atomnya. Atom karbon bisa mengikat 4 atom hidrogen secara bersamaan. Setiap ikatan atom C dengan atom H melibatkan sepasang elektron sehingga dinamakan ikatan kovalen tunggal. Contoh lain ikatan seperti ini ada pada senyawa asam klorida HCl , asam bromida HBr , amonia NH_3 .

- **Ikatan kovalen ganda (rangkap 2)**

Ikatan kovalen rangkap dua adalah ikatan kovalen yang mempunyai ikatan tak jenuh karena ikatan antar atomnya lebih dari satu. Ikatan yang ada dalam molekul oksigen (O_2) merupakan ikatan kovalen rangkap dua. Oksigen memiliki 6 elektron valensi dan memerlukan 2 pasang elektron lagi agar dalam keadaan stabil. Bentuk struktur Lewisnya sebagai berikut.



Struktur Lewis atom O



Struktur Lewis molekul O_2

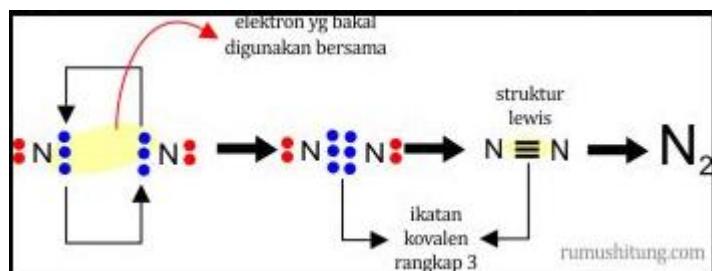


Struktur molekul O_2

- Ikatan kovalen rangkap tiga

Sejalan dengan definisi ikatan kovalen tunggal dan rangkap, ikatan ini disebut rangkap tiga karena setip ada ikatan antar atom melibatkan 3 pasang (6 buah) elektron valensi. Berikut proses pembentukan ikatan kovalen rangkap 3 pada senyawa unsur N₂

- Atom Nitrogen memiliki nomor atom 7 dengan konfigurasi 2,5
- Atom Nitrogen memiliki 5 elektron valensi dan guna mencapai kestabilan atomnya akan cenderung menerima 3 buah elektron.
- Ketika satu atom N berikatan dengan 1 atom sejenis maka terbentuk satu ikatan kovalen. Masing-masing atom menyumbangkan 3 elektron untuk digunakan bersama. Jadi ada 3 pasang (3 buah) elektron yang digunakan. Ilustrasinya sebagai berikut

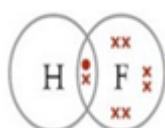


e. Berdasarkan kepolaran ikatan

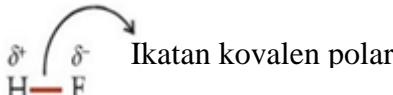
- Ikatan kovalen polar

Ikatan kovalen polar adalah ikatan kovalen yang PEI-nya cenderung tertarik ke salah satu atom yang berikatan. Kepolaran suatu ikatan kovalen ditentukan oleh keelektronegatifan suatu unsur. Senyawa kovalen polar biasanya terjadi antara atom-atom unsur yang beda keelektronegatifannya besar, mempunyai bentuk molekul asimetris, mempunyai momen dipol ≠ 0.

Contoh ikatan kovalen polar dalam pembentukan molekul HF, kedua elektron dalam ikatan kovalen digunakan tidak seimbang oleh inti atom H dan inti atom F sehingga terjadi pengutuban atau polarisasi muatan.



atau

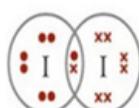


Ikatan pada senyawa kovalen
HF, terjadi pengutuban

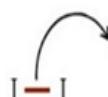
- Ikatan kovalen nonpolar

Ikatan kovalen nonpolar adalah ikatan kovalen yang terbentuk ketika atom membagikan elektronnya secara setara (sama). Biasanya terjadi ketika ada atom mempunyai afinitas elektron yang sama atau hampir sama. Semakin dekat nilai afinitas elektron, maka semakin kuat ikatannya.

Ikatan kovalen nonpolar terjadi pada molekul gas, atau yang sering disebut sebagai molekul diatomik. Ikatan kovalen nonpolar mempunyai konsep yang sama dengan ikatan kovalen polar, yaitu atom yang mempunyai nilai elektronegativitas tinggi akan menarik elektron lebih kuat. Pernyataan tersebut benar, namun jika terjadi pada molekul diatom (dimana atom penyusunnya adalah sama) maka elektronegativitas juga sama. Ilustrasi ikatan kovalen nonpolar misalnya pada Iodine (I). Dalam pembentukan molekul I_2 , kedua elektron dalam ikatan kovalen digunakan secara seimbang oleh kedua inti atom iodin tersebut. Oleh karena itu, tidak akan terbentuk muatan (tidak terjadi pengutuban atau polarisasi muatan).



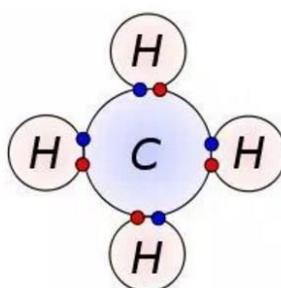
atau



Ikatan kovalen non polar

Ikatan pada senyawa kovalen I_2
tidak terjadi pengutuban muatan

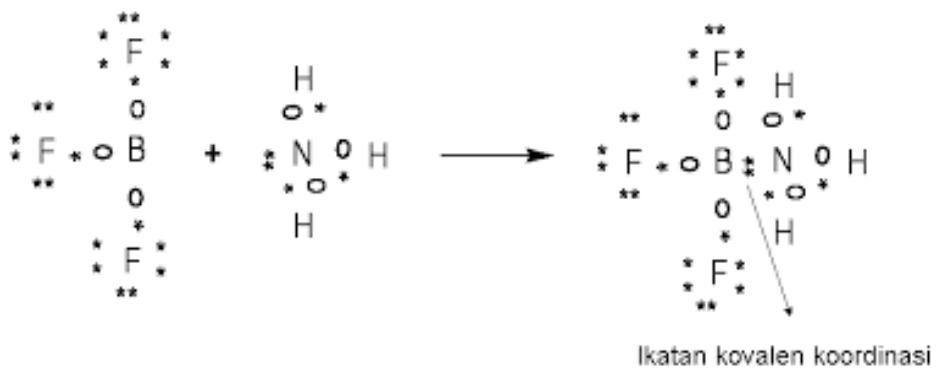
Contoh senyawa lain yang memiliki bentuk molekul simetris dan bersifat nonpolar adalah CH_4 , BH_3 , BCl_3 , PCl_5 , dan CO_2 . Perhatikan struktur salah satu ikatan kovalen non Polar dari CH_4 berikut:



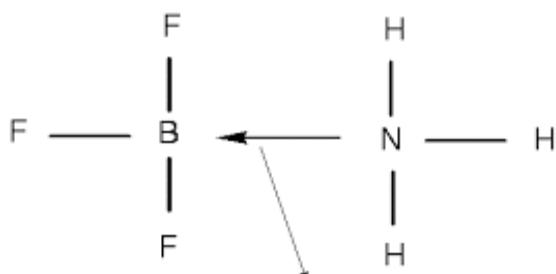
- Ikatan kovalen koordinasi

Ikatan kovalen koordinasi adalah ikatan yang terbentuk dengan cara penggunaan bersama pasangan elektron yang berasal dari salah 1 atom yang berikatan [Pasangan Elektron Bebas (PEB)], sedangkan atom yang lain hanya menerima pasangan elektron yang digunakan bersama. Pasangan elektron ikatan (PEI) yang menyatakan ikatan dativ digambarkan dengan tanda anak panah kecil yang arahnya dari atom donor menuju akseptor pasangan elektron. Ikatan kovalen koordinasi sering disebut **ikatan semipolar**.

Contoh: Terbentuknya senyawa $\text{BF}_3\text{-NH}_3$



Rumus Lewis



• Ikatan Logam

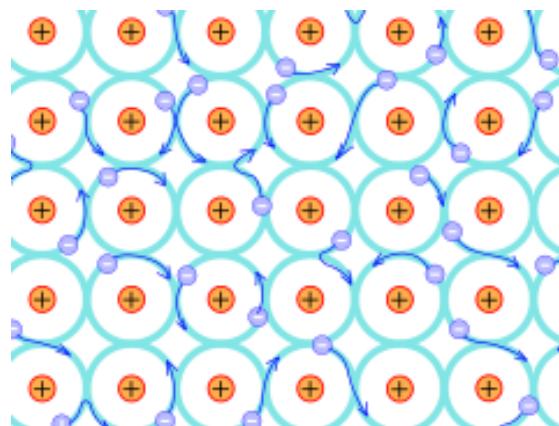
Ikatan logam adalah suatu jenis ikatan kimia yang melibatkan gaya tarik elektrostatik di antara elektron konduksi yang dikumpulkan di dalam satu awan elektron dan ion logam bermuatan positif.

Ikatan logam merupakan ikatan yang terjadi antara atom-atom logam, baik atom-atom logam sejenis maupun yang berlainan. Electron pada kulit terluar dari atom logam mempunyai ikatan yang lemah dengan inti atomnya. Hal ini membuat atom-atom logam

cenderung melepaskan electron pada kulit terluarnya dan berubah menjadi ion positif. Electron-elektron pada kulit terluar ini dikenal sebagai electron valensi.

Dalam bentuk padat, atom-atom logam tersusun dalam susunan yang sangat rapat (closely packed). Atom-atom logam yang berada diantara atom-atom logam yang lainnya cenderung akan saling menutupi kelemahan ikatan dengan intinya dan membentuk suatu kesatuan yang disebut sebagai awan electron. Electron-elektron valensi bisa bergerak atau beredar dengan bebas.

Electron yang mudah bergerak ini adalah salah satu sifat yang dipunyai oleh logam yaitu sifat konduktivitas listrik. Karena Electron-elektron pada logam bisa bergerak dengan bebas, maka logam dikatakan sebagai material yang mempunyai sifat konduktivitas listrik yang baik.



Ciri-Ciri Ikatan Logam

- Atom-atom logam bisa diibaratkan seperti bola pingpong yang terjelal rapat satu sama lain.
- Atom logam memiliki sedikit elektron valensi, sehingga sangat mudah untuk dilepaskan dan membentuk ion positif.
- Maka dari itu kulit terluar atom logam relatif longgar (terdapat banyak tempat kosong) sehingga elektron bisa berpindah dari 1 atom ke atom lain.
- Mobilitas elektron dalam logam sedemikian bebas, sehingga elektron valensi logam mengalami suatu delokalisasi yaitu suatu keadaan dimana elektron valensi tersebut tidak tetap posisinya pada 1 atom, tetapi senantiasa berpindah-pindah dari 1 atom ke atom lain.

- Elektron-elektron valensi tersebut berbaur membentuk awan elektron yang menyelimuti ion-ion positif logam.

Sifat-Sifat Logam

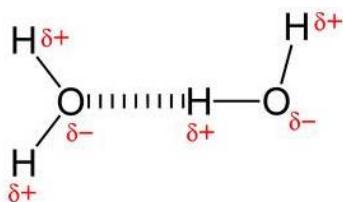
Logam bersifat padat pada temperatur dan tekanan standar, dengan pengecualian unsur merkuri dan galium yang keduanya berupa cairan. Sebagai pengingat, sifat-sifat logam yaitu sebagai berikut:

- Memiliki konduktivitas termal dan listrik yang tinggi.
- Berkilau dan memantulkan cahaya.
- Dapat ditempa.
- Memiliki variasi kekuatan mekanik.

Perlu diingat kembali bahwa ikatan logam adalah suatu kekuatan utama yang menyatukan atom-atom logam. Ikatan logam adalah akibat dari adanya tarik menarik muatan positif dari logam dan muatan negatif dari elektron yang bergerak bebas.

• Ikatan Hidrogen

Ikatan hidrogen adalah ikatan yang terjadi karena gaya tarik antar-molekul yang terjadi antara atom hidrogen yang terikat dengan atom sangat elektronegatif (N, O, atau F) dan pasangan elektron bebas dari atom sangat elektronegatif lainnya. Ikatan ini muncul sebagaimana ikatan N—H, O—H, dan F—H bersifat sangat polar, di mana muatan parsial positif pada H dan muatan parsial negatif pada atom elektronegatif (N, O, atau F). Sebagai contoh, ikatan hidrogen terdapat pada antar molekul H_2O



Ikatan hidrogen sebenarnya merupakan gaya dipol-dipol yang terjadi antara molekul-molekul polar. Namun, ikatan ini dibedakan secara khusus karena kekuatan gaya interaksinya relatif lebih kuat dibanding gaya dipol-dipol umumnya. Hal ini dikarenakan atom hidrogen tidak memiliki elektron inti yang dapat melindungi (shielding) inti atom dan ukurannya cukup kecil sehingga dapat lebih didekati oleh molekul-molekul lain dan jarak antara hidrogen dan muatan parsial negatif pasangan elektron bebas menjadi sangat dekat. Akibatnya, energi interaksi dipol-dipol antara hidrogen dan pasangan elektron

bebas pada atom elektronegatif menjadi lebih besar dari energi interaksi dipol-dipol lainnya.

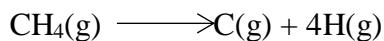
Secara umum, ikatan hidrogen digambarkan sebagai $X—H\cdots Y—$, di mana X dan Y melambangkan atom sangat elektronegatif (N, O, atau F) dan tiga titik (\cdots) melambangkan ikatan hidrogen. Fragmen X—H biasanya dikenal sebagai donor ikatan hidrogen sebagaimana fragmen X—H memiliki hidrogen yang menjadi bagian dari ikatan hidrogen. Sedangkan, fragmen Y— dikenal sebagai akseptor sebagaimana Y adalah atom elektronegatif dengan pasangan elektron bebas penerima hidrogen yang menjadi bagian dari ikatan hidrogen.

Ikatan hidrogen dapat terjadi inter molekul dan intra molekul. Jika ikatan terjadi antara atom-atom dalam molekul yang sama maka disebut ikatan hidrogen intramolekul atau didalam molekul, seperti molekul H_2O dengan molekul H_2O . Ikatan hidrogen, juga terbentuk pada pada antar molekul seperti molekul NH_3 , CH_3CH_2OH dengan molekul H_2O , ikatan yang semacam ini disebut dengan ikatan hidrogen intermolekul.

• Energi Ikatan

Energi ikatan didefinisikan sebagai energi yang diperlukan untuk memutuskan 1 mol ikatan dari suatu molekul dalam wujud gas. Energi ikatan dinyatakan dalam kilojoule per mol (kJ/mol atau $kJ\ mol^{-1}$) atau bias juga dalam satuan kilokalori (kkal).

Energi ikatan adalah perubahan entalpi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan dalam satu mol molekul gas. Energi ikatan adalah banyaknya energi yang berkaitan dengan satu ikatan dalam senyawa kimia. Besarnya energi ikatan diperoleh dengan kalor pengatoman. Misalnya, dalam metana energi ikatan C—H adalah seperempat dari entalpi pada proses:



Energi ikatan dapat dihitung dari entalpi pembentukan standar untuk senyawa itu dan dari entalpi pengatoman unsur-unsurnya. Energi yang dihitung dengan cara itu disebut energi ikatan rata-rata.



Jadi, energi ikatan C—H = $+1652 \text{ kJ} / 4 = 413 \text{ kJ}$

Ikatan	Energi Ikatan (kJ/Mol)	Ikatan	Energi Ikatan (kJ/Mol)	Ikatan	Energi Ikatan (kJ/Mol)
H-F	436	N-H	391	Br-F	273
H-Cl	431	N-H	163	Br-Cl	218
H-Br	366	N-O	201	Br-Br	193
H-I	299	N-F	272	I-Cl	208
C-H	413	N-Cl	200	I-Br	175
C-C	348	N-Br	243	I-I	151
C-N	293	O-H	63	C=C	614
C-O	358	O-O	146	C≡N	839
C-S	259	O-F	190	C=N	615
C-F	485	O-Cl	203	C=O	891
C-Cl	328	O-I	234	C≡O	749
C-Br	276	S-H	339	N=N	1072

Latihan Soal

1. Jelaskan pengertian molekul
2. Jelaskan pengertian ikatan kimia
3. Molekul SF_6 mempunyai bentuk oktahedral. Jika diketahui nomor atom S = 16, bentuk orbital hibrida SF_6 adalah

Rangkuman

Struktur molekul umumnya dianggap datar, dalam bab ini kita akan membahas bahwa struktur zat dapat dianggap obyek tiga dimensi, dan molekul planar adalah kekecualianya. Struktur molekul merupakan penggambaran ikatan-ikatan unsur atau atom yang membentuk molekul. Molekul terdiri dari sejumlah atom yang bergabung melalui ikatan kimia, baik itu ikatan kovalen, ikatan hidrogen dan ikatan ion, serta ikatan-ikatan kimia lainnya.

Senyawa kovalen terbentuk melalui ikatan kovalen dengan sudut ikatan yang berbeda-beda. Sudut ikatan kovalen ini ditentukan oleh banyak pasangan elektron ikatan

dan pasangan elektro bebas disekitar atom pusat. Geometri molekul dari senyawa kovalen dapat diprediksikan dengan menggunakan teori tolakan pasangan elektron kulit valensi atau VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*).

Hibridisasi adalah sebuah konsep bersatunya orbital-orbital atom membentuk orbital hibrid yang baru yang sesuai dengan penjelasan kualitatif sifat ikatan atom. Konsep orbital-orbital yang terhibridisasi sangatlah berguna dalam menjelaskan bentuk orbital molekul dari sebuah molekul. Konsep ini adalah bagian tak terpisahkan dari teori ikatan valensi.

Pustaka

1. Chang, R. 2004. *Kimia Dasar*. Jakarta: Erlangga.
2. Ghalib, Achmad Kholish. 2009. *Buku Pitar Kimia*. Power books. Jogjakarta
3. Mulyanti, Sri. 2015. *Kimia Dasar Jilid 1*. Alfabet. Bandung
4. Nathan, Harold D dan Charles Henrickson. 2004. *Kimia*. Pakar Raya. Bandung
5. Sukri S, *Kimia Dasar Jilid 1*, ITB, Bandung, 1999
6. <https://id.wikipedia.org>
7. <http://kimialibrary.blogspot.co.id>
8. <http://www.avkimia.com>
9. <http://www.gurupendidikan.co.id>
10. <http://www.rumuskimia.net/>

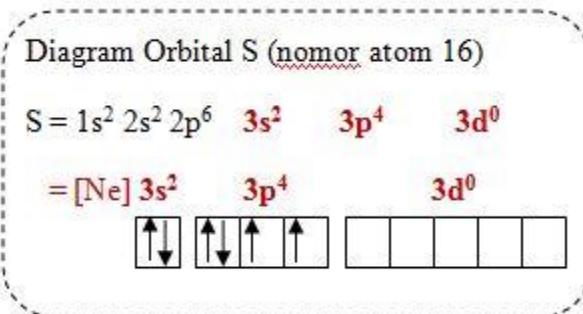
Tes Formatif/ Kunci Jawaban Soal Latihan

Kunci Jawaban:

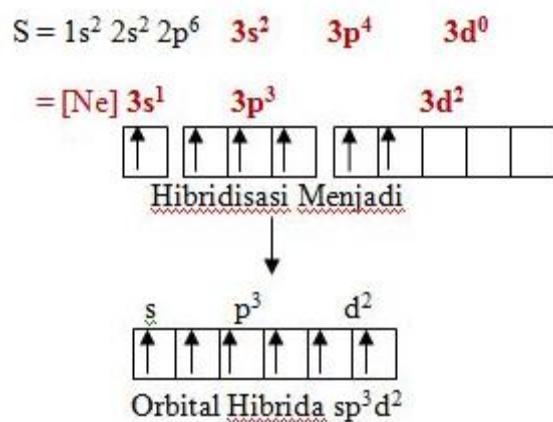
1. Molekul didefinisikan sebagai sekelompok atom (paling sedikit dua) yang saling berikatan dengan sangat kuat (kovalen) dalam susunan tertentu dan bermuatan netral serta cukup stabil
2. adalah sebuah proses fisika yang bertanggung jawab dalam interaksi gaya tarik menarik antara dua atom atau molekul yang menyebabkan suatu senyawa diatomik atau poliatomik menjadi stabil.
3. Molekul SF_6 mempunyai bentuk oktahedral. Dalam molekul SF_6 yang menjadi :
Atom pusat = S (nomor atom 16)
Konfigurasi S = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ atom S akan berikatan tunggal dengan F(nomor atom 9), karena jumlah elektron valensi F adalah 7 sehingga hanya membutuhkan satu buah elektron lagi agar stabil secara oktet.

Konfigurasi F = $1s^2 2s^2 2p^5$

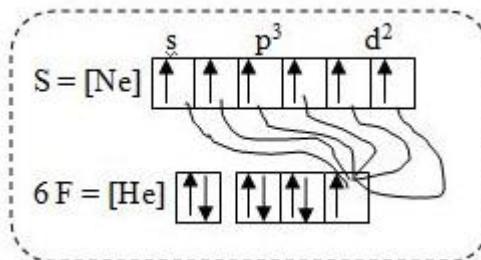
Diagram Orbital :



Keadaan Tereksitasi



Orbital sp^3d^2 yang sudah berisi enam elektron menyendiri akan ditempati oleh enam buah elektron dari F



Umpulan & Tindak Lanjut

Cocokkanlah jawaban anda dengan kunci jawaban Tes formatif 3 yang ada di bagian akhir modul ini. Hitunglah jumlah jawaban anda yang benar, kemudian gunakan rumus di bawah ini untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi kegiatan belajar 3

Rumus:

$$\text{Tingkat Pengusaan} = \frac{\text{jumlah jawaban Anda yang benar}}{10} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan yang Anda capai:

90% - 100% = baik sekali

80% - 89% = baik

70% - 79% = cukup

- 69% = kurang

Kalau Anda mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih Anda dapat meneruskan dengan modul berikutnya. Bagus tetapi kalau kurang dari 80% Anda harus mengulangi kegiatan belajar 3, terutama bagian yang belum anda kuasai.

BAB III. STOIKIOMETRI

A. Deskripsi Singkat

Ilmu kimia dapat dianggap sebagai ilmu pampungan (central science), yaitu ilmu yang mempelajari tentang atom-atom dan molekul- molekul yang menyusun setiap zat, baik hidup maupun benda mati.

Salah satu hal terpenting yang ingin diketahui terus oleh para ilmuan adalah dasar pengertian tentang bagaimanakah cara berjuta-juta molekul kecil itu saling berinteraksi sedemikian rupa menurut apa yang kita kenal sebagai “kehidupan”.

Dari pengetahuan ini muncullah suatu pengertian mengenai penyakit atau ketidak normalan, rancangan bahan pengobatan untuk menolong masyarakat kembali mendapatkan kesehatannya, dan serangkaian pengujian secara kimia yang digunakan oleh para ahli penyakit sebagai alat bantu diagnosa.

Revolusi dibidang elektronika modern telah menimbulkan perubahan yang disebabkan oleh ditemukannya kepingan silicon (silicon chip) dan pengolah data mikro (microprocessor) dengan mempercayakan pada pemahaman terhadap sifat sifat satuan dasar penyusun bahan yaitu atom atom dan elektorn elektron, serta terhadap kemampuan para ahli ilmu kimia melakukan analisis dan membuat bahan baku dengan kemurnian yang luar biasa tingginya.

Suatu stasiun pembangkit tenaga listrik modern adalah merupakan pekerjaan kimia yang luar biasa besarnya, karena disitulah setiap harinya disediakan berjuta juta liter air yang sangat murni guna mengurangi pembentukan kerak pada turbin berkecapatan tinggi dan didalam pipa pendingin; digunakan gas khlor untuk mencegah pertumbuhan organisme yang tidak diinginkan didalam sistim pendingin; bahan bahan kimia diperbantukan dalam upaya menghilangkan jelaga dari cerobong asap; serta gas hydrogen untuk mendinginkan bantalan poros (bearing). Semua bahan seperti batubara, minyak atau gas yang membakar ketel uap harus diuji untuk memenuhi standar yang tinggi, dan lingkungan harus diawasi terhadap adanya polutan.

Industri logam memerlukan banyak bahan galian yang harus ditemukan di berbagai bagian dunia ini untuk memenuhi kebutuhan kita akan besi, aluminium, titanum, emas dan logam paduan seperti baja dan kuningan adalah didasarkan pada pengetahuan tentang zat padat dan pemahaman mengenai reaksi-reaksi kimia.

Kelangsungan dari pola hidup kita tergantung pada banyak faktor seperti persediaan bahan bakar untuk masa mendatang, perencanaan dan produksi dari polimer-polimer seperti misalnya: nilon, teflon, karet sintetis; pengawasan terhadap polusi, dan persediaan akan bahan pangan untuk suatu populasi yang berkembang.

B. Relevansi

Pada modul ini diharapkan mahasiswa telah memahami dan menguasai konsep dari struktur atom, sistem periodik unsur dan struktur molekul. Sehingga materi pada modul ini dapat diterima dengan baik.

C. Capaian Pembelajaran Mata Kuliah

Mahasiswa mampu menyetarakan reaksi kimia dan menyelesaikan perhitungan kimia

3.1 Atom

Sejak lama manusia dihadapkan pada keajaiban-keajaiban tentang satuan-satuan pembangun dasar yang menyusun setiap benda. Misalnya, seberapa kecilkah satuan satuan tersebut ?

Atom

Sekitar awal tahun 1800 seorang Inggris yang bernama Jhon Dalton, telah membuat sejumlah ramalan tentang sifat-sifat atom. Selama perjalanan abad berikutnya dan terutama menjelang akhir abad kesembilan belas, kajian secara besar-besaran mengenai atom telah dilakukan, khususnya kajian-kajian yang dipimpin oleh Profesor Ernest Rutherford, seorang ilmuan berasal dari Selandia Baru yang bekerja pada Cambridge University.

Atom dibentuk oleh suatu pusat, berupa *inti* yang luar biasa rapatnya, dan diselimuti oleh suatu awan berasal dari *electro-electron* yang luar biasa kecilnya yang bergerak dengan cepat.

Inti itu sendiri dibentuk oleh dua partikel dasar yang penting, yakni *proton dan neutron*.

Proton memiliki suatu *muatan positif*, sementara itu *neutron* tidak bermuatan. Elektron-electron yang berada diluar dari inti adalah *bermuatan negative* dengan

ukuran muatan yang sama seperti yang dimiliki oleh proton. Sifat-sifat proton, netron dan electron dirangkum pada table I

Tabel I. Sifat-sifat dasar dari partikel partikel Inti

Partikel	Massa dalam Kg	Massa relatif	Muatan relatif
Proton	$1,673 \times 10^{-27}$	1837	+1
Netron	$1,675 \times 10^{-27}$	1839	0
Elektron	$9,109 \times 10^{-31}$	1	-1

Marilah kita uji atom yang paling sederhana, yaitu atom hidrogen, dengan lambang H. Lihatlah pada tabel berkala unsur-unsur yang Anda saudara miliki. Hidrogen merupakan salah satu unsur. Suatu unsur adalah suatu zat yang tidak dapat dipecah lagi secara kimia menjadi zat yang lebih sederhana.

Atom hidrogen terdiri dari satu proton dan satu elektron. Proton yang merupakan inti dari atom membawa satu muatan positif. Karena elektron membawa satu muatan negatif, maka muatan keseluruhan daripada atom adalah netral.

Nomor atom dengan lambang z dari suatu atom adalah menunjukkan jumlah proton di dalam inti, yang berarti pula menyatakan muatan pada inti. Dengan demikian, nomor atom dari hidrogen adalah satu.

Atom-atom juga dicirikan dengan **nomor massanya** yang dilambangkan dengan A. Nomor massa dari suatu atom adalah jumlah dari bilangan proton (Z) dengan bilangan neutron (N).

Bila kita merubah nomor atom, kita akan mendapatkan suatu unsur yang berbeda. Tambahkanlah sebuah proton pada hidrogen dan Anda tidak lagi memiliki Hidrogen melainkan Helium, dengan nomor atom 2, yang ditemukan pada bagian kanan atas dari Tabel Berkala.

Karena semua atom-atom yang terisolasi harus netral (berarti bahwa tidak memiliki muatan listrik), maka penambahan sebuah proton harus disertai dengan penambahan sebuah elektron terhadap isi diluar inti.

Di bawah ini dapat Anda lihat, nama dan lambang dari sepuluh unsur pertama (Tabel II). Carilah juga kesepuluh unsur tersebut pada Tabel Periodik.

Tabel II. Nomor Atom, Nomor dan Lambang dari kesepuluh unsure pertama

Nomor Atom	Nama	Lambang
1	Hidrogen	H
2	Helium	He
3	Litium	Li
4	Berilium	Be
5	Boron	B
6	Karbon	C
7	Nitrogen	N
8	Oksigen	O
9	Fluor	F
10	Neon	N

Soal Latihan

Jawablah pertanyaan pertanyaan berikut didalam ruang yang disediakan.

1. Atom tersusun oleh tiga partikel dasar. Partikel partikel ini adalah; , dan
2. Nomor atom Z dari suatu unsur diberikan oleh
3. Nomor massa adalah jumlah dari bilangan..... dan di inti atom.
4. Unsur fluor memiliki nomor atom 9 dan nomor massa 19.

Pada sebuah atom dari unsure ini :

Jumlah proton =

Jumlah netron =

Jumlah electron =

3.2 Berat Atom, dan Isotop

Berat sebenarnya dari suatu atom adalah sedemikian rupa kecilnya sehingga sukar untuk membandingkan dengan benda apa saja yang kita kenal. Sebagai contoh, berat dari sebuah hydrogen adalah $1,67 \times 10^{-27}$ kg atau $1,67 \times 10^{-24}$ g

Diawal abad kesembilan belas, para ahli kimia telah mulai berusaha mengatasi masalah ini dengan menggunakan **berat atom relatif**, dimana atom yang paling sederhana, yakni hydrogen, memiliki berat atom relatif sebesar 1. Bertolak dari ketentuan itu, skala bagi oksigen adalah memiliki berat atom relatif mendekati 16, karbon mendekati harga 12, belerang mendekati harga 32. Hal itu merupakan suatu langkah yang logis untuk merubah berat atom relative ini dari satuan yang tidak tentu menjadi berat atom yang

dapat diukur dalam satuan gram, yaitu suatu jumlah yang dapat dengan mudah ditimbang dengan neraca di laboratorium.

Beberapa tahun kemudian dimungkinkan menentukan berat sebuah atom hydrogen dan dengan demikian dapat menghitung jumlah atom hydrogen pada satu gram hydrogen.

Sebagai contoh adalah apabila sebuah atom hydrogen beratnya $1,67^{-24}$ g, maka haruslah terdapat $1,00/1,67 \cdot 10^{-24}$ atom hydrogen didalam 1,00 g hydrogen. Hasilnya adalah $5,99 \times 10^{23}$. Angka ini adalah hanya perkiraan, maka Anda tidak perlu mempermasalahkannya.

Kini kita telah menyepakati patokan internasional untuk mengatur berat atom. Ini didasarkan pada suatu bentuk khusus dari karbon (dengan nomor atom 6) dengan nomor massa sebesar 12. Marilah kita sebut karbon-12 sebagai patokan, dan menyatakan berat atomnya dalam gram adalah tepat 12. Dengan pengukuran yang dapat dilakukan dengan tepat pada saat ini, kita mempercayai bahwa terdapat $6,022 \times 10^{23}$ atom karbon-12 didalam 12,0000 g karbon-12 yang murni. Catatlah bahwa ini mendekati angka yang telah kita hitung diatas untuk hydrogen.

Bilangan $6,022 \times 10^{23}$ adalah disebut **Bilangan Avogadro** (N_A) yang berasal dari seorang ahli kimia termasyhur pada abad kesembilan belas.

Sekarang kita lanjutkan langkah berikutnya dan mengenal suatu konsep sangat penting dan berguna dengan sebutan **Mol**, yang didefinisikan sebagai berikut :

Mol adalah jumlah suatu zat yang berisi sejumlah satuan dasar zat itu seperti pada atom-atom karbon-12 yang terdapat didalam tepat 0,012 kg karbon-12 murni.

Jumlah satuan dasar yang dibicarakan diatas adalah menyangkut Bilangan Avogadro. Maka satu mol karbon-12 berisi $6,022 \times 10^{23}$ atom-atom karbon-12. Hal serupa, satu mol atom hydrogen berisis $6,022 \times 10^{23}$ atom-atom hydrogen.

Bila sebuah atom hydrogen beratnya $1,67 \times 10^{-24}$ g, maka satu mol atom hydrogen akan memiliki berat sebesar $(6,022 \times 10^{23} \times 1,67 \times 10^{-24})$ g, yaitu 1,01 g, yang adalah merupakan berat atom hydrogen. Hal itu akan menjadi jelas bagi Anda apabila satu mol atom hydrogen (nomor massa 1) memiliki berat 1,01 g, maka satu mol atom helium (nomor massa 4) akan memiliki berat empat kali lebih besar. Karbon-12 yang murni sebagai patokan kita untuk menentukan skala berat atom. Selanjutnya, mengapa berat atom karbon yang tertera pada table adalah 12,011 g, bukannya 12,000 g ?.

Sekarang kita mengajukan dua kenyataan lebih lanjut :

Semua atom atom dari suatu unsur memiliki nomor atom yang sama tetapi memiliki nomor massa yang berbeda-beda.

Atom atom yang memiliki nomor atom yang sama tetapi berbeda didalam massanya disebut Isotop-isotop dari suatu unsur.

Dengan demikian, karbon-12 dan karbon-13 merupakan isotop-isotop dari karbon.

Sebanyak 1,01 % karbon-13 di dalam suatu contoh karbon yang telah lazim akan menaikkan berat atom rata-ratanya dari 12,000 g menjadi 12,011 g.

Khlor (unsur ke 17) menampilkan suatu kasus yang lebih ekstrim. Pada suatu contoh khlor yang terjadi di alam adalah adanya dua isotop yaitu : 75,5 % atomnya memiliki nomor massa 35 (khlor-35) dan 24,5% atomnya memiliki nomor massa 37 (khlor-37).

Berat atom rata-rata dari khlor adalah tercatat 35,5.

Hal ini berasal dari:

$$\text{Berat atom rata-rata} = \frac{75,5}{100} \times 35 + \frac{24,5}{100} \times 37 = 35,5$$

Nampaknya benar-benar tidak ada cara untuk meramalkan distribusi isotop dari unsur-unsur, sehingga kita tidak perlu risau terhadap hal itu. Cukup hanya menggunakan berat atom rata-rata yang diberikan pada Tabel Berkala.

Latihan Soal

Jawablah pertanyaan pertanyaan ini didalam tempat yang disediakan :

1. Bila berat atom neon (Ne) adalah 20,2 g, berapa banyak atom-atom neon yang terdapat didalam 10,1 g neon.
2. Berapakah berat dalam gram dari satu mol atom aluminium (Al) ?
3. Atom atom suatu unsur semuanya memiliki nomor atom yang sama. Bila mereka memiliki nomor massa yang berbeda-beda, maka disebut sebagai
4. Brom (unsur ke 35) dialam terdiri dari dua isotop dengan nomor massa 78 dan 81. Apabila 50,5 % dari atom atomnya memiliki nomor massa 79 dan 49,5 % memiliki nomor massa 81, berapakah kira-kira berat atom dari brom.

3.3 Reaksi Atom-Atom Membentuk Molekul

Bila atom atom tidak beraksi satu dengan lainnya, alam semesta berikut isinya hanyalah merupakan campuran yang sederhana dari sekitar seratusan unsur-unsur tunggal saja. Pada kenyataan sudah jutaan senyawa telah diketahui saat ini.

Suatu senyawa adalah suatu zat murni yang terdiri dari unsur- unsur yang bergabung dengan perbandingan berat yang tetap. Senyawa- senyawa dapat berubah secara kimia menjadi unsur-unsur atau senyawa yang lainnya. Bila dua atau lebih atom bereaksi bersama untuk membentuk suatu hasil baru yang stabil yang benar-benar terpisah keberadaannya, disebut sebagai **molekul**.

Molekul merupakan satuan penyusun dasar dari suatu senyawa, seperti halnya atom yang merupakan satuan penyusun dasar bagi suatu unsur.

Marilah kita kembali pada unsure yang paling sederhana, yaitu hydrogen. Di alam atom-atom hydrogen tidak terdapat sendiri sendiri, tetapi berupa pasangan. Hidrogen membentuk molekul beratom dua, yang lambangnya adalah H_2 . Alasan dari hal ini akan dibicarakan pada bagian ikatan kimia. Molekul molekul dinyatakan dengan rumus molekul. Berarti H_2 adalah rumus molekul bagi hydrogen.

Sekarang kita dengan mudah membahas satu mol molekul hydrogen sebagaimana mudahnya membahas satu mol atom hydrogen. Tentu saja berat dari $6,022 \times 10^{23}$ molekul hydrogen (H_2) adalah sama dengan 2,02 g (dua kali berat dari satu mol atom hydrogen). Hal ini disebut sebagai **berat molar** dari hydrogen.

Hal serupa, dapat terjadi pada sepuluh unsure pertama yang telah ditabelkan di atas, di antaranya nitrogen, oksigen, fluor membentuk molekul beratom dua. Molekul nitrogen (N_2) membentuk sekitar empat perlima bagian dari atmosfir bumi kita ini, sementara itu molekul oksigen (O_2) membentuk hampir seperlima bagian sisanya.

Rumus molekul menunjukkan jumlah dan jenis atom di dalam suatu molekul. Rumus lainnya yang Anda harus ketahui adalah rumus sederhana atau **rumus emperis**. Ini memberikan angka banding yang paling sederhana antara seluruh jumlah atom-atom dari berbagai unsure yang menyusun molekul.

Pada molekul air, H_2O merupakan rumus emperis maupun rumus molekul.

Bagaimanapun, untuk suatu bahan kimia semacam hydrogen peroksida, yang berguna sebagai bahan pemucat, rumus molekulnya adalah H_2O_2 dan rumus emperisnya adalah HO. Rumus molekul adalah selalu merupakan rumus emperis dikalikan dengan suatu bilangan bulat.

Rumus molekul pada umumnya yang paling berguna disebabkan danya informasi tambahan menyangkut isinya.

Latihan Soal

Jawablah pertanyaan pertanyaan berikut pada tempat yang disediakan :

1. Apakah yang disebut suatu senyawa kimia ?
.....

2. Nitrogen terdapat pada atmosfir bumi sebagai molekul beratom dua
(i) Bagaimanakah rumus molekul yang menyatakannya ?
.....

- (ii) Berapakah berat molar dari molekul nitrogen ?
.....

Lihatlah pada halaman jawaban untuk memeriksa apakah pekerjaan anda adalah benar.

Ringkasan

Pada satuan ini anda seharusnya telah mempelajari :

1. Susunan dasar dari atom dalam pengertian proton, netron dan electron
2. Definisi dari unsur dan isotop dengan menggunakan pengertian nomor atom dan nomor massa.
3. Arti dan pentingnya Bilangan Avogadro dan mol serta cara bagaimana hubungan mereka dengan berat atom relative yang dinyatakan dalam gram.
4. Konsep dasar dari bergabungnya atom atom atau satu dengan lainnya yang merupakan cara untuk membentuk molekul, dan definisi serta arti dari senyawa kimia., rumus molekul, berat molar dan rumus emperis.

Tes Formatif

Jawablah pertanyaan pertanyaan ini pada ruang yang disediakan. Gunakan kertas lain bilamana perlu. Jangan mengembalikan jawaban jawaban ini. Periksalah terhadap jawaban yang telah diberikan. Hal ini akan memberikan petunjuk mengenai kemajuan anda.

1. Definisikan pengertian dari unsur

.....

2. Terangkan arti dari istilah isotop dari suatu unsur

.....

3. Apakah nama dari unsur dengan nomor atom 15 ? Bila unsur ini memiliki massa atom relative sebesar 31 g mol^{-1} , berapakah jumlah neutron yang terdapat didalam intinya ?

.....

4. Berapakah jumlah atom yang ada didalam satu mol atom neon ?

.....

5. Berapa jumlah molekul yang terdapat didalam satu mol molekul fluor ?

.....

6. Metana adalah suatu konstituen utama dari gas alam, setiap molekul metana terdiri atas satu atom karbon dan empat atom hydrogen.

i) Tuliskan rumus molekul metana

.....

ii) Berapakah berat molekul metana yang dinyatakan dalam gram ?

.....

Periksalah jawaban jawaban anda dengan contoh contoh jawaban. Apakah pada dasarnya mereka memiliki kesamaan ? Bilamana benar, maka teruskanlah pada bagian 2. Apabila salah, maka ulangi kembali pada bagian dengan pokok pokok terpenting yang merupakan kesulitan anda. Bilamana masalah ini tetap timbul, hubungilah dosen anda.

3.4 Konsep Mol dan Stoikiometri

Kajian reaksi secara kuantitatif dapat memberi informasi yang lebih jelas tentang perubahan yang terjadi dan perubahan ini mengikuti hukum kekekalan serta hukum-hukum dasar ilmu kimia lainnya.

Pengetahuan tentang stoikiometri, yaitu hubungan kuantitatif dalam reaksi kimia dapat digunakan untuk menghitung cacah zat yang diperlukan atau yang dihasilkan dalam reaksi tersebut.

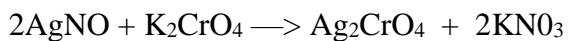
Pada pokok pembahasan ini akan dibicarakan masalah yang berhubungan (1). Hukum-hukum dasar ilmu kimia, (2). Massa atom relatif dan massa rumus relatif, (3). Konsep mol dan (4). Bilangan oksidasi.

3.4.1. Hukum-Hukum Dasar Ilmu Kimia.

1. Hukum Kekekalan Massa

Penelaahan reaksi kimia secara kuantitatif dapat memberi informasi tentang perubahan kimia yang mungkin terjadi. Pada kondisi normal, suhu 25°C, tekanan 1 atm maka perubahan kimia yang disertai adanya perubahan massa menjadi energi, akan tetapi karena perubahan massanya ini kecil sekali sehingga dapat diabaikan. Pada umumnya dikatakan bahwa pada kondisi itu perubahan kimia tidak terjadi perubahan massa menjadi energi, dengan demikian dalam perubahan kimia cacah massa zat yang dihasilkan oleh perubahan itu sama dengan cacah massa zat sebelum terjadi perubahan. Peristiwa ini sama dengan hukum kekekalan massa, yaitu massa zat sebelum dan sesudah reaksi sama. Pernyataan ini dikemukakan oleh Antonio Laurent Lavoisier (1785) dan hasil percobaan-percobaan yang dilakukannya, dengan jalan menimbang massa zat sebelum dan sesudah suatu reaksi kimia terjadi. Sebagai contoh: Larutan A terdiri dan 3,40 gram perak nitrat dan 25 gram air ditambahkan ke dalam larutan B yang terdiri dan 3,92 gram kalium kromat dan 25 gram air. Pada pencampuran ini terjadi reaksi dan menghasilkan endapan coklat. Setelah reaksi selesai dan ditimbang ternyata bobot campuran larutan A dan B itu tetap, yaitu 57,32 gram.

Gambaran di atas dapat diringkaskan seperti reaksi berikut:



Berdasarkan hukum kekekalan massa nampak disini bahwa cacah atom tiap unsur (bersenyawa atau bebas) yang ada disebelah kiri tanda panah persis sama dengan cacah atom tiap unsur yang ada disebelah kanan tanda pànah. Hukum kekekalan massa itu tidak berlaku untuk reaksi inti/transformasi inti, karena pada proses ini terjadi perubahan massa dan energi. Untuk reaksi inti/transformasi inti ini lebih tepat apabila digunakan hukum kekekalan massa-energi, dengan demikian hukum kekekalan massa berlaku untuk semua reaksi kimia, kecuali reaksi inti/transformasi inti.

2. Hukum Perbandingan tetap

Setelah diketahui adanya hubungan antara massa zat sebelum dan sesudah reaksi kimia, dengan menculnya hukum kekekalan massa, maka sekitar tahun 1800 Josep Louis Proust melakukan penelitian hubungan massa unsur-unsur yang membentuk suatu senyawa. Hasil penelitiannya menunjukkan bahwa perbandingan massa unsur-unsur yang membentuk suatu senyawa adalah tetap.

Susunan unsur dalam suatu senyawa dapat ditentukan dengan cara analisis kimia, berdasarkan data hasil analisis itu dapat ditentukan rumus kimia dan senyawa yang bersangkutan. Sebagai contoh senyawa besi sulfida, dimana perbandingan massa besi dan belerang tetap yaitu 7:4. Contoh lain misalnya air yang perbandingan massa hidrogen dan oksigen juga tetap yaitu 1:8

Berdasarkan kesimpulan hasil penelitian yang dilakukan Proust mengusulkan suatu hukum yang kernudian dikenal dengan istilah hukum Proust, yaitu hukum perbandingan tetap (bunyi hukum Proust: setiap senyawa terbentuk dan unsur-unsur dengan perbandingan tetap).

3. Hukum Perbandingan Ganda

Percobaan-percobaan yang dikembangkan setelah adanya hukum kekekalan massa dan perbandingan tetap ini menunjukkan bahwa ada beberapa pasangan unsur-unsur yang membentuk suatu senyawa dengan lebih dari satu macam perbandingan massa yang tetap. John Dalton adalah orang yang pertama kali meneliti kasus tersebut dalam tahun 1804. Sebagai gambaran atas temuan John Dalton itu, misalnya senyawa CO dan CO₂. Pada senyawa CO dan CO₂ perbandingan massa karbon dan oksigen adalah 3:4, sedangkan pada senyawa CO₂ perbandingan massa antara karbon dan oksigen adalah 3:8. Data ini menunjukkan bahwa dalam senyawa CO dan CO₂, yaitu suatu massa karbon yang sama bergabung dengan oksigen yang massanya berbanding 4:8 atau 1:2. Senyawa-senyawa lain yang kasusnya seperti karbon oleh John Dalton terlihat seperti dalam tabel berikut ini.

Tabel Senyawa antara nitrogen dan oksigen

Senyawa	Bobot (gram)		Cacah Massa ekivalen oksigen
	Nitrogen	Oksigen	
Nitrogen monooksida	14	8	1 (1x8)
Nitrogen dioksida	14	16	2 (2x8)
Nitrogen trioksida	14	24	3 (3x8)
Nitrogen tetraoksida	14	32	4 (4x8)
Nitrogen pentaoksida	14	40	5 (5x8)

Berdasarkan data di atas dapat dikatakan bahwa setiap empat belas nitrogen dapat bersenyawa dengan 1, 2, 3, 4, atau 5 massa ekivalen oksigen untuk menghasilkan lima jenis oksida nitrogen yang berbeda.

Ungkapan hasil percobaan ini oleh John Dalton dirangkum dalam hukum yang disebut: Hukum Perbandingan Ganda, yaitu bila dua macam unsur dapat membentuk dua senyawa atau lebih, untuk massa salah satu unsur yang sama banyaknya, massa unsur berikutnya dalam senyawa-senyawa itu akan berbanding sebagai bilangan bulat positif dan sederhana.

4. Hukum Perbandingan Volume

Hubungan antara volume-volume dan gas-gas dalam reaksi kimia telah diselidiki oleh Joseph Louis Gay-Lussac dalam tahun 1905. Pada penelitian itu ditemukan bahwa pada suhu dan tekanan tetap, setiap satu voleme gas oksigen akan bereaksi dengan dua volume gas hidrogen menghasilkan dua volume uap air, dengan demikian perbandingan antara volume hidrogen, volume oksigen dan voleme uap air berturut adalah 2:1:2. Contoh lain : satu volume gas hidrogen akan bereaksi dengan satu volume gas klor menghasilkan dua volume gas hidrogen klorida; perbandingan volume hidrogen, volume klor dan volume hidrogen klorida berturut adalah 1:1:2.

Pada reaksi antara gas nitrogen dan gas hidrogen membentuk gas arnonik, maka perbandingan volume dan ketiga gas itu berturut adalah 1:3:2 (N_2 : H_2 : NH_3).

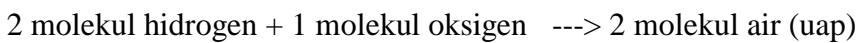
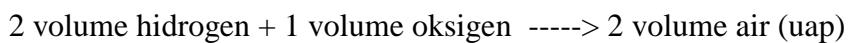
Konsep hubungan antara volume gas-gas yang bereaksi dengan volume gas-gas yang dihasilkan dan reaksi tersebut sangat berguna untuk menjelaskan tentang proses reaksi kimia yang terjadi.

Berdasarkan uraian di atas, dapat disimpulkan bahwa volume-volume gas yang bereaksi, volume-volume gas hasil reaksi, bila diukur pada suhu dan tekanan tetap akan berbanding sebagai bilangan yang bulat dan sederhana. Pernyataan ini dikenal dengan hukum Gay Lussac yaitu hukum perbandingan volume.

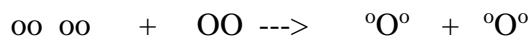
5. Hukum Avogadro

Pada tahun 1911, Amadeo Avogadro membuat hipotesis untuk menjelaskan bagaimana gas-gas itu bereaksi seperti apa yang dingkapkan oleh Gay Lussac. Hipotesis yang diajukan oleh Avogadro adalah, pada suhu dan tekanan tetap, semua gas yang volumenya sama akan mengandung molekul yang sama cacahnya, dengan demikian perbandingan volume sama dengan perbandingan molekul. Berdasarkan uraian ini Avogadro menyatakan bagian terkecil suatu unsur tidak harus merupakan atom tunggal,

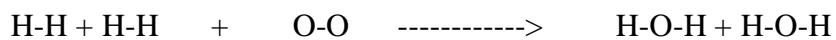
akan tetapi dapat berupa suatu kelompok atom yang disebut molekul. Avogadro dapat menjelaskan percobaan Gay-Lussac tentang reaksi sintesis air sebagai berikut.



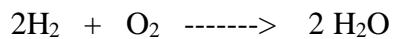
Menurut John Dalton bagan reaksi di atas dapat digambarkan sebagai berikut:



Pernyataan dalam bentuk reaksi kimia adalah.



atau lebih umum dituliskan sebagai berikut:



Dengan demikian tanda 2 dimuka H_2 menunjukkan adanya dua molekul hidrogen yang masing-masing terdiri dari dua atom hidrogen, tanda 1 (tidak ditulis) dimuka O_2 menunjukkan adanya satu molekul oksigen yang terdiri atas dua atom oksigen, demikian juga tanda 2 di depan H_2O menunjukkan adanya dua molekul air yang terdiri atas dua atom hidrogen dan satu atom oksigen.

3.4.2. Massa Atom Relatif dan Massa Rumus Relatif

Atom sangat kecil, oleh karena itu massa satu atom sesungguhnya tidak mungkin ditentukan, dengan demikian diperlukan suatu cara untuk menentukan massa atom itu. Cara yang biasa dipergunakan adalah dengan membandingkannya massa satu atom suatu unsur dengan massa satu atom unsur lain yang dianggap sebagai unsur baku. Unsur baku yang umum dipakai itu mula-mula hidrogen, kemudian oksigen dan sekarang yang dipakai sebagai unsur baku adalah isotop karbon-12. Perbandingan massa atom suatu unsur terhadap massa satu atom unsur baku itu disebut massa atom relatif (Ar)

International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) menetapkan isotop karbon-12 sebagai patokan massa, yaitu satu atom isotop karbon-12 massanya tepat 12 satuan massa atom (sma), dengan demikian massa atom relatif merupakan massa atom

suatu unsur dibandingkan dengan satu atom isotop karbon-12 (^{12}C) dimana, 1 sma = 1/12 massa satu atom isotop karbon -12 = $1,66 \times 10^{24}$ gram

Berdasarkan uraian di atas, maka massa atom relatif (Ar) unsur hidrogen 1,0079 dan massa atom relatif unsur oksigen = 15,9994.

Setelah dibahas masalah massa atom, lalu bagaimana dengan molekul?. Oleh karena molekul itu terdiri atas atom-atom, maka massa molekul haruslah menyatakan massa rumus yaitu massa diperoleh dan penjumlahan massa atom relatif dan unsur-unsur penyusun molekul tersebut, dengan demikian massa molekul relatif (Mr) adalah bilangan yang menyatakan jumlah massa atom relatif dan unsur-unsur penyusun rumus molekul tersebut. Misalnya massa rumus relatif molekul air adalah $(2 \times 1,0079) + (1 \times 15,9994) = 18,0153$.

Massa molekul satu mol air = 18,0153 gram/mol. Pada penggunaan praktis biasanya bilangan-bilangan itu dibulatkan, jadi massa rumus relatif dan air adalah $(2 \times 1) + (1 \times 16) = 18$

3.4.3. Kosep Mol

1. Bilangan Avogadro.

Mol adalah satuan massa yang dipakai dalam perhitungan kimia, karena setiap mol sembarang senyawa suatu zat manapun selalu menyatakan jumlah molekul yang sama. Timbul permasalahan yaitu berapa cacah molekul dalam satu mol zat ?. Permasalahan ini diselesaikan oleh Avogadro, dimana dalam percobaannya berhasil menetapkan bahwa setiap 1 mol zat itu mengandung $6,023 \times 10^{23}$ molekul. Bilangan yang dihasilkan ini dikenal dengan istilah bilangan Avogadro dan biasa diberi lambang N.

Beberapa cara yang dilakukan untuk menetapkan bilangan Avogadro itu menunjukkan bahwa bilangan itu tidak dapat ditentukan secara tepat. Pada saat ini cara yang dianggap paling tetap untuk menetapkan bilangan Avogadro dengan pengukuran sinar X pada kisi kristal suatu garam. Metode inilah yang memberikan nilai bilangan Avogadro sebesar $6,023 \times 10^{23}$, dengan demikian apabila cacah bilangan molekul dalam satu 1 mol zat telah diketahui, maka massa satu mol sembarang zat itu dapat dihitung.

2. Massa Satu mol

Berdasarkan hukum kekekalan massa, maka atom tidak mengalami perubahan bila atom-atom itu bergabung (bereaksi) membentuk senyawa. Bobot satu molekul suatu senyawa ditentukan oleh jumlah bobot semua atom penyusun molekul itu. bobot ini

kernudian dikenal sebagai massa rumus (Mr). Misalnya massa rumus air, $H = (2 \times 1,008) + (1 \times 15,9994) = 18,0154$ dan pada umumnya massa rumus air dibulatkan menjadi 18.

Dalam perhitungan kimia yang diperlukan suatu satuan jumlah zat yang menyatakan berapa gram zat yang harus ditimbang agar zat tersebut mengandung partikel yang sama. Satuan yang digunakan adalah mol. Seperti telah dijelaskan dimuka bahwa satuan satuan patokan bakunya juga menggunakan isotop karbon-12. Dengan demikian satu mol isotop karbon-12 memiliki massa 12 gram yang sesuai dengan bilangan Avogadro, N yaitu $6,023 \times 10^{23}$. Satu mol gas oksigen (O_2) mengandung N molekul O_2 atau mengandung $2N$ atom oksigen (O). Jikalau massa atom relatif oksigen adalah 16, maka massa rumus relatif molekul oksigen adalah $2 \times 16 = 32$. Massa satu,mol gas oksigen = 32 gram/mol!

3. Volume Satu Mol Gas.

Hukum Avogadro menyatakan tiap-tiap gas ideal atau gas yang dianggap sebagai gas ideal pada suhu dan tekanan tetap, volumenya sama dan mengandung cacah partikel yang sama pula. Pada reaksi-reaksi kimia sering melibatkan senyawa atau molekul dalam fasa gas, dengan demikian hukum Avogadro dapat diterapkan pada reaksi-reaksi kimia yang melibatkan senyawa-senyawa yang berfasa gas, dengan catatan bahwa gas-gas itu merupakan as ideal atau dianggap gas ideal dan berlaku persamaan $PV = nRT$.

Jikalau pada kondisi baku yaitu suhu 0°C tekanan 76 cm Hg, maka volume 1 mol gas itu adalah

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1 \text{ mol}).(0,0821 \text{ dm}^3 \text{ atm/mol K})(273\text{K})}{1 \text{ atm}} = V = 22,41 \text{ dm}^3$$

Oleh karena hukum Avogadro berlaku dalam gas, maka semua gas ideal atau yang dianggap gas ideal pada kondisi baku setiap 1 mol gas volumenya sama, yaitu $22,41 \text{ dm}^3$.

Cara lain untuk menentukan volume gas itu dengan menggunakan definisi bobot jenis,

$$\text{Bobot jenis} = \frac{\text{Bobot}}{\text{Volume}} = \frac{M}{V}$$

Dengan cara yang sama, setiap gas pada kondisi yang sama volumenya juga sama dan pada keadaan baku setiap satu mol sembarang gas ideal atau dianggap ideal volumenya sama yaitu 22,41 dm³

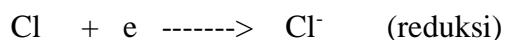
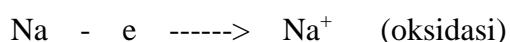
4. Bilangan Oksidasi

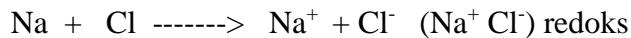
Sebelum konsep ikatan kimia berdasarkan atas susunan elektron dalam atom setiap unsur, pendekatan masalah ikatan kimia itu didasarkan atas konsep valensi. Konsep valensi itu digunakan untuk menyatakan daya ikat antar atom unsur dalam pembentukan senyawa.

Valensi suatu atom adalah angka yang menunjukkan cacah atau banyaknya atom tertentu yang diikat oleh atom tersebut. Pada umumnya yang diambil sebagai atom baku atau “tertentu itu adalah hidrogen, dengan demikian jika suatu atom yang hanya mengikat n atom hidrogen dikatakan bervalensi n. Jadi valensi dinyatakan dengan bilangan bulat 1, 2, 3, 4, ... n (tanpa tanda + atau -). Oksigen bervalensi dua karena atom oksigen mengikat dua atom hidrogen seperti dalam molekul H₂O.

Penentuan valensi suatu atom yang tidak membentuk ikatan dengan hidrogen dapat dilaksanakan secara tidak langsung, yaitu dengan memanfaatkan senyawa tersebut dengan atom lain yang telah diketahui valensinya, misalnya valensi vanadium (V) dapat diperoleh dan vanadium pentaoksida (V₂O₅), karena valensi oksigen telah diketahui besarnya yaitu 2., maka pada kasus ini vanadium bervalensi 5 sebab 1 oksigen dapat mengikat 2 hidrogen, jadi 2 vanadium dianggap mengikat 5 x 2 hidrogen, dengan demikian 2 V mengikat 10 hidrogen, jadi 1V mengikat 5 hidrogen, sehingga V bervalensi 5.

Pada pembentukan senyawa natrium klorida terjadi ikatan antara natrium dan klor akibat perpindahan satu elektron dan atom natrium ke atom klorida dan menghasilkan ion natrium dan ion klorida yang kemudian saling tarik menarik dengan gaya elektrostatis. Perubahan susunan elektron seperti yang dialami oleh atom natrium dengan melepaskan elektron itu disebut proses oksidasi, sedangkan proses atom klor frienerima elektron disebut proses reduksi. Proses oksidasi selalu disertai proses reduksi dan reaksi antar keduanya disebut reaksi oksidasi reduksi atau biasa disingkat dengan istilah reaksi redoks.





Zat (senyawa, unsur, ion) yang mengalami oksidasi disebut reduktor sedangkan zat yang mengalami reduksi disebut oksidator. Dalam reaksi redoks di atas natrium bertindak sebagai reduktor sedang klor bertindak sebagai oksidator. Pada reaksi redoks cacah elektron yang dilepaskan oleh reduktor dan cacah elektron yang diterima oleh oksidator persis sama, namun demikian cacah atom reduktor belum tentu sama dengan cacah atom oksidator.

Cacah elektron yang dapat dilepaskan oleh reduktor yang diterima oksidator itu disebut bilangan oksidasi atau tingkat oksidasi. Oleh karena bilangan oksidasi juga merupakan daya ikat suatu atom maka pada kejadian khusus apa yang semula disebut valensi tidak lain adalah bilangan oksidasi. namun demikian valensi tidak selalu sama dengan bilangan oksidasi, terutama karena valensi ditetapkan berdasarkan daya ikat atom terhadap hidrogen (langsung, atau tidak langsung berdasarkan perbandingan dengan atom lain). Berapapun besarnya valensi suatu atom X yang membentuk molekul dengan mengikat atom sejemsnya, akan mempunyai bilangan oksidasi seperti terlihat dalam O_2 meskipun valensi atom oksigen adalah dua dan tetap bervalensi dua dalam molekul O_2 .

Bilangan oksidasi suatu unsur dapat diketahui bila susunan elektron dari molekul yang mengandung unsur tersebut dilukiskan, akan tetapi cara ini akan menyita banyak waktu dalam penentuan bilangan oksidasi suatu unsur dapat dilakukan dengan berpedoman kepada aturan berikut:

- a. Atom tidak berikatan atau atom bebas atau atom dalam molekul, bilangan oksidasinya no!. Misalnya atom natrium dalam Na atau atom kalsium dalam Ca, atom hidrogen dalam O_2 , atom klor dalam Cl_2 atom fosfor dalam molekul P_4 dan atom belerang dalam molekul S_8 .
- b. Karena molekul bersifat netral, cacah bilangan oksidasi semua atom dalam molekul tersebut adalah no!.
- c. Bilangan oksidasi ion beratom tunggal adalah sama dengan muatan ion tersebut. Cacah bilangan oksidasi semua atom yang membentuk ion poliatom sama dengan muatan pada ion tersebut.
- d. Bilangan oksidasi fluor, unsur yang paling elektronegatif adalah -1 dalam semua senyawa fluor
- e. Dalam bagian terbesar senyawa mengandung oksigen, bilangan oksidasi -2, ada beberapa perkecualian dalam senyawa peroksida mempunyai bilangan oksidasi -1.

Misalnya dua atom oksigen dalam O_2^- adalah setara dan tiap atom diberikan bilangan oksidasi -1 sehingga jumlah bila!angan oksidasi sama dengan muatan ionnya. Dalam super oksida O_2 tiap atom oksigen mempunyai bilangan oksidasi $-1/2$. Dalam senyawa F_2O oksigen mempunyai bilangan oksidasi +2.

- f. Bilangan oksidasi hidrogen +1 dalam semua senyawa kecuali hidrida logam seperti CaH_2 dan NaH dimana hidrogen mempunyai bilangan oksidasi -1.

Dengan menggunakan aturan tersebut di atas, bilangan oksidasi unsur suatu senyawa dapat ditentukan. Bilangan oksidasi atom-atom H_3PO_4 bila dijumlahkan haruslah. Jika tiap atom hidrogen diberi tanda +1 (seluruhnya, dan tiap oksigen diberi tanda -2 (jumlah, -8) fosfor haruslah mempunyai bilangan oksidasi +5. Kesimpulan yang sama diperoleh dengan memeriksa ion yang diturunkan dari asam fosfat, ion fosfat PO_4^{3-} . Dalam hal ini jumlah bilangan oksidasi -2 (jumlah -8), fosfor haruslah mempunyai bilangan oksidasi +5. Seringkali suatu unsur dalam senyawa menunjukkan bilangan oksidasi lebih dari satu macam. Misalnya unsur nitrogen memperlihatkan bilangan oksidasi dari -3 (yaitu dalam senyawa NH_3 , sampai +5 (yaitu dalam senyawa HNO_3). Karena besarnya cacah elektron valensi unsur golongan A sama dengan nomor golongannya, maka muatan positif tertinggi (meskipun mi bersifat hipotesis), dapat digunakan sebagai bilangan oksidasi terendah golongan tersebut adalah sesuai dengan cacah elektron valensinya. Misalnya, bilangan oksidasi tertinggi belerang (golongan VI A) adalah +6 (yaitu dalam molekul H_2SO_4 bilangan oksidasi terendah belerang adalah -2 (nomor golongan 8 yaitu dalam molekul H_2S).

Dengan menggunakan pengertian valensi dan bilangan oksidasi dapat disusun rumus molekul suatu senyawa. Misalnya rumus molekul magnesium oksida, karena baik valensi magnesium maupun oksigen adalah dua maka secara sederhana rumus magnesium oksida dapat ditulis dalam satuan terkecil MgO . Selanjutnya karena magnesium mempunyai bilangan oksidasi +2 dan oksigen mempunyai bilangan oksidasi -2, maka rumus molekul magnesium oksida (dituliskan sebagai $Mg_2^{2+}O_2^-$ dan oleh karena molekul bersifat netral, rumus molekul biasanya disingkat dengan MgO . Aluminium dapat membentuk senyawa aluminium oksida, dimana aluminium mempunyai bilangan oksidasi +3 dan oksigen mempunyai bilangan oksidasi -2, dengan demikian rumus molekul aluminium oksida dituliskan sebagai Al_3^{3+} dan oleh karena molekul bersifat netral artinya cacah muatan positif harus sama dengan cacah muatan negatif, maka pada aluminium oksida itu rumus molekulnya menjadi $Al^{3+}2O_3^{2-}$. Jadi ada dua atom

aluminium bergabung dengan tiga atom oksigen membentuk Al_2O_3 yang bersifat netral karena muatan positif = $2 \times (+3) = +6$ dan muatan negatifnya = $3 \times (-2) = -6$. Angka 2 pada Al dan 3 pada oksigen itu merupakan indeks yang menyatakan cacah masing-masing atom.

Dua ion dengan muatan berlawanan dapat membentuk senyawa ikatan ion. Misalnya ion aluminium dan ion sulfat membentuk molekul aluminium sulfat. Oleh karena aluminium bermuatan +3 dan sulfat bermuatan -2 maka aluminium sulfat dituliskan sbb: $(\text{Al}^{3+})_2(\text{SO}_4)_3^{2-}$ disingkat $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

3.4.4. Cara Menyatakan Konsentrasi

Larutan terdiri atas terlarut dan pelarut, dengan demikian perlu diketahui terlebih dahulu apa yang disebut terlarut dan apa pula yang disebut pelarut.

Pelarut adalah zat/komponen, umumnya berwujud cair yang cacahnya lebih banyak, sedangkan terlarut adalah zat/komponen baik yang berwujud gas, cair maupun padatan yang cacahnya lebih kecil sehingga terbentuk larutan homogen.

Larutan yang pelarutnya berwujud padatan dan terlarutnya juga berwujud padatan disebut paduan, misalnya kuningan merupakan larutan yang terdiri atas seng dan tembaga.

Pada pembicaraan masalah larutan itu timbul permasalahan yaitu (1) bagaimana menyatakan perbandingan antara terlarut dan pelarut, (2) wujud senyawa/zat/komponen pembentuk larutan tidak sama, (3) cacah maksimum terlarut dalam cacah tertentu pelarut yang masih dapat membentuk larutan homogen, (4) cacah terlarut yang dinyatakan sebagai bobot, mol, bobot ekivalen bobot formula.

Dengan demikian sebelum membicarakan masalah cara menyatakan konsentrasi larutan perlu dijelaskan terlebih dahulu masalah mol, bobot ekivalen dan jenis-jenis larutan.

1. Mol

Bobot molekul suatu senyawa dapat diperoleh dengan cara menjumlahkan bobot atom-atom penyusun molekul senyawa tersebut. Bobot satu mol suatu senyawa dinyatakan dalam gram/mol, yaitu jumlah dan satu mol bobot atom-atom penyusun molekul tersebut. Dengan demikian bobot satu mol molekul H_2 adalah $2 \times 1,008$ gram/mol = 2,016 gram/mol dan 1 mol molekul hidrogen ini mengandung $6,023 \times 10^{23}$ molekul H_2 . Untuk unsur yang tidak membentuk molekul seperti gas mulia dan logam,

bobot 1 molnya disebut bobot atom misalnya bobot atom Cu adalah 63,54 gram yang berarti mengandung $6,023 \times 10^{23}$ atom Cu.

2. Bobot Ekivalen

Bobot ekivalen adalah bobot dalam satuan gram suatu zat/senyawa/unsur yang diperlukan untuk memberikan atau bereaksi dengan 1 mol proton (H^+) sedangkan pada reaksi redoks yang dimaksud dengan bobot ekivalen adalah bobot dalam satuan gram suatu zat/unsur/senyawa yang diperlukan untuk meiberikan atau menerima satu mol elektron. Hubungan antara bobot molekul dengan bobot ekivalen dinyatakan dengan persamaan,

$$BE = \frac{BM}{n} \quad \text{atau} \quad EW = \frac{MW}{n}$$

yang mana, BE = bobot ekivalen EW = equivalent weight

BM = bobot molekul MW = molecular weight

n = cacah mol proton (H^+) atau cacah mol elektron atau cacah mol kation univalen yang diberikan atau diikat oleh suatu zat (zat tersebut).

3. Jenis Larutan

Seperti telah dijelaskan di atas bahwa larutan terdiri atas pelarut (solvent) dan zat terlarut (solut). Pasangan zat tertentu dapat saling melarutkan dalam semua perbandingan. Hal ini selalu terjadi pada larutan gas. Akan tetapi untuk larutan lain yang wujudnya berbeda (cair-gas, cair padat, padat-padat) ada batas antara keduanya dalam membentuk larutan homogen. Nilai batas cacah terlarut dalam cacah pelarut tertentu pada suhu dan tekanan tertentu untuk membentuk larutan homogen itu disebut kelarutan. Dengan demikian yang dimaksud dengan kelarutan adalah nilai batas kemampuan pelarut dalam volume tertentu (umumnya 1 dm^3) untuk melarutkan zatterlarut pada suhu 25°C , tekanan 1 atm yang menghasilkan larutan homogen (sistem yang homogen). Cacah terlarut dalam larutan atau dalam pelarut pada volume/bobot tertentu itu disebut konsentrasi. Jadi berdasarkan nilai konsentrasi itu larutan dapat dibedakan menjadi 2 kelompok yaitu larutan encer dan larutan pekat. Pengelompokan ini akan menimbulkan permasalahan yaitu berapa nilai batas antara pekat dan encer. Buku acuan yang dibaca sampai saat ini belum ditemukan kriteria larutan pekat dan encer. Misalnya ada yang menganggap pekat

bila zat terlarutnya lebih besar daripada 1 persen daripada zat pelarutnya, hal ini tentu kurang tepat sebab bagaimana dengan zat yang kelarutannya sangat kecil. Oleh sebab itu pada pembicaraan ini dibuat suatu perjanjian atau kesepakatan untuk menetapkan batas antara pekat dan encer. Larutan dikatakan encer jikalau larutan itu konsentrasi zat terlarutnya lebih kecil daripada setengah nilai kelarutannya, sedangkan larutan dikatakan pekat jikalau larutan itu konsentrasi zat terlarutnya sama atau lebih besar daripada setengah nilai kelarutannya.

Khusus untuk keadaan di mana tidak terdapat batas kelarutan zat terlarut misalnya larutan etanol dalam air atau sebaliknya, maka larutan encer adalah larutan yang bobot (volume) zat terlarut lebih kecil daripada setengah bobot (volume) pelarutnya, sehingga larutan dikatakan pekat bila bobot (volume) zat terlarut sama atau lebih besar daripada setengah bobot (volume) zat pelarutnya dan maksimum sama dengan zat pelarutnya. Jikalau bobot (volume) zat terlarut lebih besar daripada zat pelarut, maka kriterianya dibalik yaitu terlarut berubah fungsinya menjadi pelarut begitu juga sebaliknya (ingat definisi larutan dan kriteria pelarut dan terlarut).

Jikalau zat terlarut berlebihan (lebih besar daripada nilai kelarutan bakunya) ditambahkan ke dalam pelarutnya yang volumenya tertentu sampai terjadi keseimbangan antara zat terlarut murni dengan zat terlarut dalam larutan yang terjadi,

Zat terlarut (murni) \rightarrow zat terlarut (dalam larutan)

Pada keadaan keseimbangan ini laju larutnya zat terlarut murni yang dapat larut setara dengan laju zat terlarut yang telah larut, "keluar" dari larutan homogen. Dalam keadaan demikian ini konsentrasi zat terlarut yang telah larut adalah tetap, sehingga disebut larutan ienuh di mana larutannya dikatakan sebagai larutan jenuh pada suhu dan tekanan tertentu. Larutan tak jenuh adalah larutan yang konsentrasi masih lebih kecil dan nilai batas kelarutan zat terlarut dalam pelarut tertentu.

Setelah dibahas masalah jenis larutan dan kriterianya tersebut maka timbul permasalahan bagaimana cara menyatakan konsentrasi larutan itu. Untuk menyatakan perbandingan antara terlarut dan pelarut dalam larutan homogen, ada beberapa cara yaitu dinyatakan da (1). Persen (%), (2). Normalitas (N), (3). Molaritas (M), (4). Molalitas (m), (5). Fraksi mol (X), (6). Ppm dan sebagainya. Secara rinci berikut ini akan dibahas masalah tersebut sebagai berikut:

1. Persentase (%)

Untuk menyatakan cacah terlarut dalam larutan dengan istilah (satuan) persen mungkin ada beberapa kriteria yaitu: % b/b, % b/v, % v/b atau % v/v. Per definisi yang diraksud dengan % di sini adalah:

$$\% \text{ terlarut} = \frac{\% \text{ bagian massa terlarut}}{\% \text{ bagian massa larutan}}$$

atau

$$\% \text{ terlarut} = \frac{\text{bagian massa terlarut}}{\text{bagian massa terlarut} + \text{pelarut}} \times 100 \%$$

Akan tetapi terlarut maupun pelarut itu dapat diukur volume maupun massanya bergantung wujud maupun kepraktisan mengukurnya, oleh sebab itu dalam menyatakan % larutan itu hendaknya dicantumkan sistemnya yaitu b/b, b/v, v/b atau v/v.

2. Molaritas (M)

Molaritas atau molar disingkat dengan M didefinisikan sebagai cacah mol zat terlarut setiap volume tertentu (1 dm³) larutan. Secara sederhana molar dinyatakan sbb:

$$M = \frac{\text{mol terlarut}}{\text{volume larutan}} = \frac{\text{bobot terlarut}}{\frac{\text{bobot molekul}}{\text{volume larutan}}}$$

$$M = \frac{\text{Bobot molekul}}{(\text{bobot molekul terlarut}) \times \text{volume larutan}}$$

$$M = \frac{\text{cacah terlarut}}{(\text{bobot molekul terlarut}) \times \text{volume larutan}}$$

Larutan dikatakan 1 molar jika dalam 1 dm³ larutan mengandung mol zat terlarut.

$$1M = \frac{1 \text{ mol terlarut}}{1 \text{ dm}^3 \text{ larutan}}$$

3. Molalitas (m)

Molalitas atau molal didefinisikan sebagai cacah mol terlarut setiap kilogram pelarut. Secara sederhana molal (m) dapat dinyatakan sbb:

$$\text{Molal} = \text{molalitas} = \frac{\text{Mol terlarut}}{\text{kilogram pelarut}}$$

$$\text{Molal} = \text{molalitas} = \frac{\text{bobot terlarut}}{(\text{bobot molekul terlarut}) \times (\text{Kilogram Pe1arut})}$$

Larutan dikatakan konsentrasinya satu molal, jikalau setiap 1 Kilogram pelarut itu mengandung 1 mol terlarut.

4. Normalitas (N)

Normalitas didefinisikan sebagai cacah larutan yang mengandung ekivalen terlarut setiap volume larutan. Secara sederhana normal (N) dapat dinyatakan sbb:

$$N = \frac{\text{Gram massa ekivalen terlarut}}{\text{volume larutan}}$$

$$\text{ppm} = \frac{\text{mgram zat terlarut}}{\text{BJ}_{\text{larutan}} \times 1.000.000\text{cm}^3}$$

3.5 Persamaan Kimia dan Perhitungan Stoikiometris

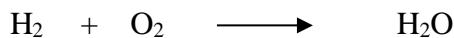
Hampir semua Laboratorium kimia yang bekerjasama dengan industri, rumah sakit, organisasi pendidikan dan lembaga penelitian adalah terlibat pada kegiatan melakukan pengukuran dan perhitungan perhitungan yang didasarkan pada rumus kimia serta persamaan kimia. Dengan demikian hal ini merupakan suatu satuan yang terpenting menuju kesempurnaan. Bahan yang disajikan sangatlah dini didalam pokok persoalannya sehingga anda akan mampu melakukan perhitungan perhitungan yang berarti didasarkan pada pekerjaan laboratorium secepat mungkin.

3.6 Reaksi Kimia dan Penyetaraan Persamaan

Bila kita mempunyai suatu contoh gas hydrogen (H_2) diudara (yang mengandung oksigen, O_2), dan digunakan sebuah pemercik bunga api (spark) diwilayah itu, maka akan terjadilah letusan yang dihasilkan oleh perubahan hydrogen dan oksigen menjadi air (yang memiliki rumus molekul H_2O). Reaksi ini merupakan salah satu penyebab

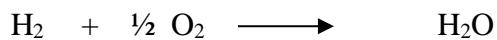
malapetaka ketika gas hydrogen digunakan untuk mengisi balon yang lebih ringan dari udara, seperti pada peristiwa Hindenburg.

Sekarang, reaksi kimianya dapat dituliskan sebagai berikut :



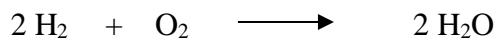
Masalah dari persamaan ini adalah bahwa itu belum setara, yakni, jumlah atom dibagian kiri tidak sama dengan jumlah atom dibagian kanan.

Untuk menyetarakan persamaan, kita dapat menggunakan sebagian dari satu mol oksigen sebagai pengganti satu mol. Selanjutnya persamaan menjadi :



Sekarang kita mempunyai atom hydrogen disetiap sisi dari tanda panah dan sebuah atom oksigen disetiap sisinya pula. Maka persamaan menjadi setara.

Sebagai kemungkinan lain, kita dapat menggunakan dua mol hydrogen dan menghasilkan dua mol air. Persamaan berikut inipun adalah juga setara,



Periksalah untuk anda sendiri

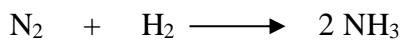
Marilah dicoba contoh lainnya. Hidrogen dapat dibuat, pada keadaan percobaan yang sesuai, bereaksi dengan nitrogen (unsur ketujuh) untuk membentuk ammonia (NH_3). Amonia secara luas digunakan sebagai bahan pupuk, dan sebagai bahan baku bagi pabrik bahan kimia lainnya, seperti asam nitrat, bahan peledak dan bahan bahan pembersih.

Persamaan yang belum setara bagi reaksi tersebut adalah :

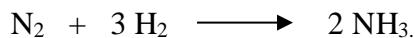


Sekarang kita memiliki dua atom nitrogen dibagian kiri, tetapi hanya satu dibagian kanan. Marilah hal ini diperbaiki dengan merubah bagian kanannya.

Sebagai contoh adalah sebagai berikut.



Kini kita memiliki dua atom hydrogen disebelah kiri dan enam atom disebelah kanan. Kita dapat memperbaikinya dengan melipat gandakan jumlah mol dari molekul hydrogen dibagian kiri sebanyak tiga kali sehingga

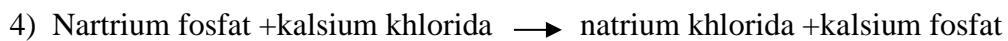
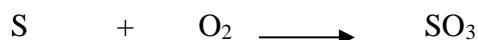
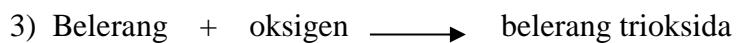
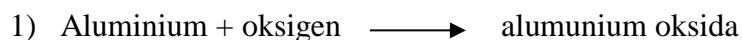


Persamaan tersebut sekarang telah setara.

Sebelum anda mencoba pertanyaan pertanyaan berikut, bacalah dan dengarkanlah sistem audio yang menjelaskan bagian mengenai menyetimbangkan persamaan kimia.

Soal-Soal Latihan

Setarakan persamaan kimia berikut ini pada ruang yang disediakan.



Lihatlah kembali halaman mengenai penyelesaian soal untuk memeriksa apakah pekerjaan anda itu benar.

Untuk pembahasan berikutnya mengenai konsep dalam bagian ini, dan untuk lebih banyak contoh contoh yang dikerjakan, bacalah buku pelajaran anda, pada halaman berikutnya.

3.7 Persamaan dan Tipe Reaksi

Reaksi kimia terjadi bila satu atau lebih zat berubah menjadi satu atau lebih zat baru, sifat-sifat berbeda dengan sifat-sifat zat semula. Dalam suatu reaksi kimia semula zat yang dihasilkan mempunyai susunan tertentu walaupun zat-zat yang bereaksi dicampur dalam berbagai perbandingan.

Reaksi kimia biasanya dinyatakan dengan persamaan kimia, zat-zat yang bereaksi dan hasil reaksi dinyatakan dengan tanda atom atau rumus molekul/ion, sedangkan arah perubahan reaksi ditunjukkan oleh tanda anak panah (\rightarrow). Cara penulisannya berdasarkan hukum kekekalan massa yaitu jumlah atom tiap unsur (bersenyawa atau bebas) yang ditunjukkan disebelah kiri persamaan reaksi sama dengan yang disebelah kanan.

Selain tanda anak panah yang dijelaskan di atas dikenal pula tanda lain yang menggunakan dua anak panah yang disusun satu di atas yang lain dengan arah yang berlawanan

Reaksi yang menggunakan anak panah tunggal adalah reaksi yang berjalan hanya dalam satu arah seperti yang ditunjuk oleh arah anak panah, sedangkan reaksi yang menggunakan tanda panah bersusun dengan arah berkebalikan menunjukkan jenis reaksi yang berjalan dalam dua arah dan disebut pula reaksi bolak balik atau reaksi kesetimbangan

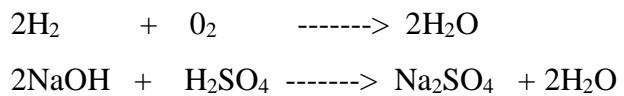
Dalam reaksi dengan dua arah ini mula-mula bereaksi awal (disebelah kiri anak panah) bereaksi dan membentuk hasil reaksi (disebelah kanan anak panah).

Setelah hasil reaksi terbentuk dalam cacah tertentu hasil reaksi tadi akan bereaksi membalik menjadi pereaksi awal yang ditunjukkan oleh anak panah kedua. Dengan demikian pada kondisi tertentu terjadilah kesetimbangan antara perubahan dan kin kekanan dengan perubahan dan kanan ke kiri (bolak balik). Kesetimbangan ini dapat dialihkan ke arah yang dikehendaki dengan berbagai cara tergantung pada sifat tiap zat yang bereaksi, kondisi reaksi dll.

Tanda atom atau rumus molekul dalam suatu persamaan reaksi menunjukkan jumlah minimum zat-zat yang bereaksi dan zat-zat yang dihasilkan oleh perubahan kimia. Perbandingan jumlah terkecil dan masing-masing zat seperti yang ditunjukkan oleh

persamaan reaksi dinamakan stoikiometri dari reaksi tersebut. Bilangan yang menunjukkan jumlah masing-masing atom, molekul atau ion dalam suatu persamaan reaksi disebut koefisien persamaan reaksi.

Dalam persamaan reaksi dapat dituliskan sebagai persamaan reaksi molekul atau ion. Dalam persamaan reaksi molekul zat-zat yang bereaksi dan hasil reaksi ditulis dalam bentuk molekulnya. Misalnya:



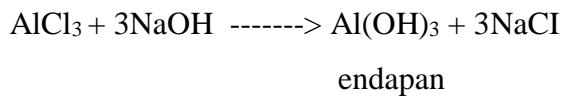
Dalam kenyataannya zat-zat tertentu dalam larutan bereaksi dalam keadaan ion. Dalam persamaan reaksi ion hanya molekul, atom atau ion yang terlibat dalam reaksi kimia ditulis dalam persamaan reaksi ion. Zat-zat yang dalam larutannya berada dalam bentuk ion adalah:

1. Asam kuat dan basa kuat
2. Senyawa garam

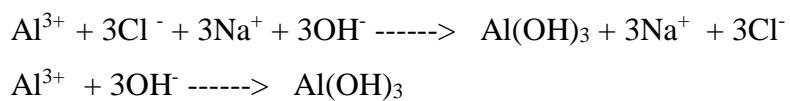
Contoh:

Reaksi larutan AlCl_3 dengan larutan NaOH

Reaksi molekulnya:

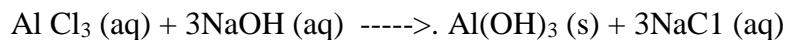


Dalam persamaan ini yang terlibat dalam reaksi adalah ion aluminium, Al^{3+} dan ion hidroksida, OH^- yang bereaksi membentuk molekul aluminium hidroksida, $\text{Al}(\text{OH})_3$. Dengan demikian reaksi ionnya dituliskan sbb:



Seringkali perlu dinyatakan keadaan fisika setiap zat yang dituliskan dalam persamaan reaksi. Hal ini dapat dilakukan dengan memberikan keterangan tambahan dibelakang setiap simbol pada rumus persamaan reaksi seperti: (g) untuk gas, (c atau 1) untuk cairan, (p atau s) untuk padatan dan (aq) untuk larutan air.

Contoh.



Penulisan persamaan reaksi ion lebih mendekati kenyataan dari pada persamaan reaksi molekul, khususnya untuk reaksi zat-zat anorganik yang larut dalam air. Penulisan persamaan reaksi ion lebih menonjol kegunaannya dalam reaksi redoks.

Tipe reaksi

Untuk menyatakan terjadinya suatu peristiwa kimia digunakan persamaan kimia, dengan persamaan kimia dapat diperoleh informasi kimia yaitu apa yang terjadi jika dua macam atau lebih zat dicampur pada kondisi tertentu dan berupa banyaknya setiap zat itu bereaksi dan berapa banyak terbentuk senyawa baru.

Persamaan reaksi kimia dapat dikelompokkan dalam 4 tipe reaksi,

1. Reaksi sintetis yaitu reaksi pembentukan molekul dari unsur-unsurnya

Contoh : $\text{Fe} + \text{S} \longrightarrow \text{FeS}$

2. Reaksi penguraian berganda yaitu pembentukan molekul akibat adanya pertukaran pasangan

Contoh : $\text{AlCl}_3 \text{ (aq)} + 3\text{NaOH} \text{ (aq)} \longrightarrow \text{Al(OH)}_3 \text{ (s)} + 3\text{NaCl} \text{ (aq)}$

3. Reaksi neutralisasi yaitu reaksi antara ion hidronium dengan ion hidroksida atau antara suatu asam dengan basa yang biasanya menghasilkan air.

Contoh : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{HOH} + \text{HOH}$

4. Reaksi redoks yaitu reaksi yang terjadi dengan adanya transfer elektron

Contoh : $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{Br}^- \longrightarrow \text{Br}_2 + \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

Penulisan persamaan reaksi kimia harus sesuai dengan hukum kekalannya yaitu jumlah atom tiap-tiap unsur harus sama di sebelah kiri dan kanan tanda panah .

Langkah-langkah penulisan persamaan reaksi:

1. Tuliskan simbol kimia zat-zat pereaksi di sebelah kiri anak panah dan zat hasil reaksi di sebelah kanan
2. Buatlah setimbang persamaan reaksi dengan menambahkan koefisien sesuai dengan hukum kekalannya

Dalam penulisan simbol kimia perlu diperhatikan hal berikut:

- Umumnya unsur gas atomnya berpasangan, misalnya H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2

- Kebanyakan unsur padat dapat dianggap sebagai atom-atom tunggal seperti: Na, Ca, Fe, dsb
- Rumus kimia tidak boleh diubah (hukum perbandingan tetap)
- Umumnya reaksi yang berlangsung dalam larutan air, pelarut tidak ikut bereaksi, oleh karena itu tidak dituliskan dalam persamaan reaksi.

Untuk penulisan persamaan reaksi ion dapat digunakan aturan berikut:

1. Hanya ion, atom atau molekul yang berperan dalam reaksi ditulis persamaan reaksi kimia.
2. Elektrolit lemah, senyawa tergantung pada kondisi yang mengendap (sifat senyawa), gas, molekul air ditulis dalam bentuk molekul
3. Jumlah muatan listrik pereaksi dan hasil reaksi harus sama.

3.8 Perhitungan Kuantitatif Menggunakan Persamaan yang Setara

Kembalilah pada persamaan yang setara bagi reaksi hydrogen dan oksigen untuk membentuk air



Bila kita memiliki 0,50 g hydrogen dan cukup banyak oksigen, berapakah berat maksimum dari air yang dapat diperoleh ?

Karena persamaan sudah setara dalam pengertian mol dari hydrogen, oksigen dan air, kita mulai dengan menghitung jumlah mol dari hydrogen yang dimiliki.

Bila 2,02 g merupakan berat dari 1,00 mol molekul hydrogen, maka 0,5 g adalah berat dari :

$$\frac{0,5}{2,02} = 0,25 \text{ mol molekul hydrogen}$$

Rumus umum untuk menghitung jumlah mol (n) selanjutnya adalah :

$$\text{Jumlah mol (n)} = \frac{\text{berat contoh}}{\text{Berat molar}}$$

$$= \frac{0,50}{2,02} = 0,25$$

Apabila kita menulis persamaan (i) dalam bentuk kalimat, kita memiliki :

1,00 mol H_2 bereaksi dengan 0,50 mol O_2 menghasilkan 1,00 mol H_2O . Kaitan ini dengan jumlah H_2 yang kita miliki, maka kita mempunyai :

0,25 mol H_2 bereaksi dengan $\frac{0,25}{2}$ mol O_2 untuk menghasilkan 0,25 mol H_2O

Hal ini mempertahankan pereaksi pereaksi dalam takaran relative yang sama satu dengan lainnya. Sehingga 0,25 mol H_2 bila bereaksi sempurna dengan oksigen akan menghasilkan 0,25 mol air. Berapakah berat air dalam hal ini ?

Berat molar dari air diberikan dengan menjumlahkan berat atom berat atomnya.

Berat molar dari $\text{H}_2\text{O} = 2 \times$ berat atom H + berat atom O

$$= 2 \times 1,00 + 16,0$$

$$= 18,0 \text{ g}$$

Apabila 1,00 mol air beratnya 19,0 g, maka 0,25 mol air beratnya adalah $(0,25 \times 18 \text{ g})$ yaitu 4,50 g.

Anda dapat mencatat bahwa kita dapat menghitung berat dari contoh secara sederhana dengan melipat gandakan secara selang persamaan (1).

Berat contoh = jumlah mol (n) \times berat molar

$$= 0,25 \times 18,0 \text{ g}$$

$$= 4,50 \text{ g}$$

Sekarang cobalah suatu perhitungan yang menyangkut reaksi nitrogen/hydrogen.



Bila 135,0 g nitrogen N_2 bereaksi sempurna dengan hydrogen H_2 membentuk ammonia NH_3 , berapakah berat ammonia yang dihasilkan.

Berat molar $\text{N}_2 = 2 \times$ berat atom N

$$= 2 \times 14$$

$$= 28 \text{ g}$$

$$\begin{aligned}\text{Jumlah mol N}_2 &= \frac{\text{berat N}_2}{\text{berat molar N}_2} \\ &= \frac{135,0}{28} \\ &= 4,82\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{Berat molar ammonia (NH}_3) &= (\text{berat atom N}) + 3 \times (\text{berat atom H}) \\ &= 14,00 + 3 \times 1,01 \\ &= 17,03 \text{ g.}\end{aligned}$$

Dari persamaan,

1,00 mol N₂ bereaksi dengan 3,00 mol H₂ menghasilkan 2,00 mol NH₃. 4,82 mol N₂ bereaksi dengan 3,00 x 4,82 mol H₂ menghasilkan 2,00 x 4,82 mol NH₃, yaitu 9,64 mol NH₃

Dari persamaan,

$$\begin{aligned}\text{Berat ammonia} &= \text{jumlah mol ammonia} \times \text{berat molar ammonia} \\ &= 9,64 \times 17,03 \\ &= 164,17 \text{ g}\end{aligned}$$

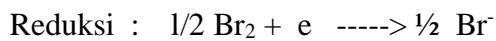
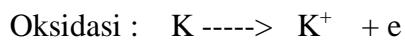
Sekarang bayangkan bahwa kita memiliki 5,00 g hydrogen yang bereaksi dengan nitrogen. Berapakah berat maksimum ammonia yang dapat kita hasilkan ?

3.9 Reaksi Oksidasi-Reduksi

Reaksi redoks adalah proses kimia di mana ada pereaksi yang melepaskan elektron dan ada yang menerima elektron. Peristiwa oksidasi dan reduksi terjadi bersamaan dalam suatu reaksi, oleh karena reaksi redoks merupakan reaksi perpindahan elektron dan reduktor kepada oksidator, maka reaksi mengakibatkan perubahan bilangan oksidasi pada oksidator dan reduktor. Dalam reaksi yang terjadi antara kalium dengan

brom, bilangan oksidasi kalium berubah dari 0 menjadi +1 sedangkan bilangan oksidasi brom berubah dari 0 menjadi -1

Reaksinya dapat dituliskan sbb.



Untuk dapat menyusun reaksi redoks, pertama-tama perlu diketahui hasil reaksi. Dalam hal ini sudah cukup bila diketahui oksidator dengan hasilnya demikian pula dengan reduktor. Dengan demikian dapat diketahui hasil reaksinya bila dikombinasi kedua jenis pereaksi tersebut.

Beberapa oksidator dan reduktor dengan hasil reaksinya

Oksidator	Suasana larutan	Hasil reaksi
MnO_4^-	asam	Mn^{2+}
CrO_7^{2-}	Asam	Cr^{3+}
XO_3^- (X= Cl, Br,I)	Asam	X^-
NO_3^-	Asam	NO
MnO_2	Asam	Mn^{2+}
Fe^{3+}	Asam	Fe^{2+}
H_2O_2	Asam	H_2O
Reduktor	Suasana larutan	Hasil reaksi
Fe^{2+}	asam	Fe^{3+}
SO_2	Asam	SO_4^{2-}
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Asam	CO_2
I^-	Asam atau netral	I_2
H_2S	Asam	S_8
$\text{S}_2\text{O}_3^=$	Asam atau netral	$\text{S}_4\text{O}_6^=$
Sn^{2+}	Asam	Sn^{4+}

Cara penulisan reaksi redoks dapat dilakukan dengan memecah reaksi redoks menjadi dua tengahan reaksi redoks yaitu bagian reaksi oksidasi dan bagian reaksi

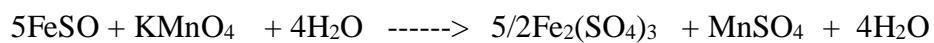
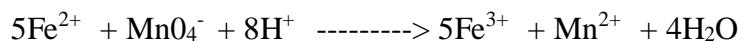
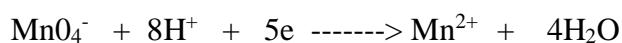
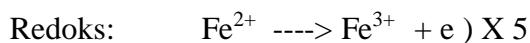
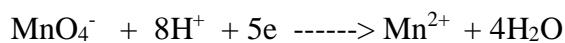
reduksi. Penyetaraan persamaan redoks dikerjakan tahap demi tahap secara berurutan sebagai berikut:

1. Tulis semua zat/ion yang ada, baik pereaksi maupun basil reaksi, tulis pereaksi disebelah kiri dan hasil reaksi disebelah kanan
2. Tentukan zat yang teroksidasi dan tereduksi, tulis reaksi perubahan reduktor dan oksidator (masing-masing sebagai tengahan reaksi).
3. Perbedaan atom O dihilangkan dengan penambahan molekul H
4. Perbedaan atom H dihilangkan dengan penambahan ion H
5. Perbedaan muatan dihilangkan dengan penambahan elektron
6. Jumlahkan kedua tengahan reaksi dengan jumlah elektron disebelah kanan dan kiri tanda panah tercoret satu sama lain
7. Tentukan sumber masing-masing ion.
8. Sesuaikan koefisien reaksinya yang lengkap.

Contoh: Tuliskan reaksi KMnO_4 dengan FeSO_4 dalam suasana larutan asam sulfat encer.

Penyelesaian:

Dalam larutan terdapat ion K^+ , MnO_4^+ , Fe^{2+} , SO_4^{2-} , H^+



ternyata dikiri ada K^+ di kanan tidak, maka



karena masih ada koefisiennya yang pecahan maka,



3.10 Pereaksi Pembatas dan Berlebihan.

Perhitungan banyaknya pereaksi yang diperlukan atau hasil-reaksi yang diperoleh dilakukan berdasarkan angkabanding stoikiometri yang ditunjukkan dalam persamaan-persamaan berimbang. Namun dalam praktik konversi reaksi hampir selalu berbeda-beda. Di laboratorium, di industri, atau dalam alam, tak dapat diharapkan bahwa banyaknya pereaksi yang tersedia kebetulan tepat sama dengan yang dibutuhkan untuk reaksi itu.

Hampir selalu terdapat pereaksi yang kurang banyak ketimbang yang dibutuhkan agar semua pereaksi bersenyawa. Pereaksi pembatas ialah zat yang bereaksi habis dan karena itu membatasi kemungkinan diperpanjangnya reaksi itu. Pereaksi atau pereaksi pereaksi lain dikatakan berlebihan, karena tertinggal sejumlah yang tak bereaksi. Perhitungan yang didasarkan persamaan berimbang haruslah dimulai dan banyaknya pereaksi pembatas.

Untuk menentukan pereaksi mana yang merupakan pembatas, dihitung angka banding mol-mol yang tersedia untuk reaksi dan membandingkannya dengan angka banding stoikiometrik yang ditentukan oleh persamaan berimbang. Setelah ditentukan mana pereaksi pembatas, dapatlah dihitung bobot hasil reaksi.

Perhatikan reaksi kalsium dengan hidrogen dalam suatu bejana tertutup yang mengandung 1,00 g tiap pereaksi. Dan tabel diketahui bahwa kalsium merupakan pereaksi pembatas; semua kalsium, yakni 1,00g, akan bereaksi. Hidrogen yang ada akan berlebih; hanya 0,050 g bereaksi, dan 0,95 g hidrogen adalah kelebihan (tak bereaksi). Bobot kalsium hidrida yang terbentuk adalah 1,05 g. Contoh 2.9 memaparkan metoda itu yang diterapkan untuk reaksi antara emas dan klor (unsur) panas.

Contoh 2.9

Emas tak bereaksi dengan kebanyakan pereaksi, tetapi gas klor panas cukup aktif secara kimia untuk bereaksi dengan emas. Pada 150°C, terjadi reaksi berikut: $2\text{Au} + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{AuCl}_3$

Andaikan terdapat 10,0 g emas dan 10,0 g klor dalam suatu wadah tertutup dan dipanaskan sampai reaksi sempurna. Pereaksi mana yang merupakan pembatas? Berapa gram emas klorida dihasilkan? Berapa bobot kelebihan pereaksi yang tidak bereaksi?

Jawaban.

$$\text{angkabanding stoikiometri untuk reaksi} = \frac{2 \text{ mol Au}}{3 \text{ mol Cl}_2} = \frac{0,67 \text{ mol Au}}{1 \text{ mol Cl}_2}$$

Perbandingan kedua angkabanding ini menunjukkan bahwa 0,67 mol emas diperlukan untuk bereaksi dengan 1 mol klor, tetapi yang ada hanyalah 0,36 mol per 1 mol klor. Oleh karena itu emas merupakan pereaksi pembatas; semua emas dapat bereaksi dan akan tertinggal kelebihan klor.

$$\text{mol AuCl}_3 \text{ terbentuk} = 0.0508 \text{ mol Au} \times \frac{2 \text{ mol AuCl}_3}{2 \text{ mol Au}} \\ = 0.0508 \text{ mol AuCl}_3 \text{ terbentuk}$$

$$303 \text{ g AuCl}_3$$

$$\text{bobot AuCl}_3 \text{ terbentuk} = 0.0508 \text{ mol AuCl}_3 \times \frac{303 \text{ g AuCl}_3}{1 \text{ mol Au}} \\ = 15.4 \text{ g AuCl}_3 \text{ terbentuk}$$

$$\text{mol Cl}_2 \text{ bereaksi} = \text{mol Au bereaksi} \times \frac{3 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol Au}} \\ = (0.0508)(1.5) \text{ mol Cl}_2 \\ = 0.0762 \text{ mol Cl}_2 \text{ bereaksi}$$

$$\text{bobot Cl}_2 \text{ bereaksi} = 0.0762 \text{ mol Cl}_2 \times \frac{70,9 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} \\ = 5.4 \text{ g Cl}_2 \text{ bereaksi}$$

$$\text{bobot Cl}_2 \text{ berlebih} = \text{bobot Cl}_2 \text{ tersedia} - \text{bobot Cl}_2 \text{ bereaksi} \\ = 10.0 \text{ g} - 5.4 \text{ g} = 4.6 \text{ g Cl}_2 \text{ berlebih}$$

Terdapat alternatif untuk menghitung bobot klor yang bereaksi:

$$\text{bobot Cl}_2 \text{ bereaksi} = \text{bobot AuCl}_3 \text{ terbentuk} - \text{bobot Au bereaksi} \\ = 15.4 \text{ g AuCl}_3 - 10.0 \text{ g Au} \\ = 5.4 \text{ g Cl}_2 \text{ bereaksi}$$

3.11 Perhitungan Susunan Persentase dan Rumus

Bobot unsur-unsur yang membentuk satu mol suatu senyawa mudah disimpulkan dan rumus senyawa dan bobot atom unsur-unsur. Kemudian susunan persentase bobot dihitung dan bobot unsur-unsur dan bobot 1 mol senyawa itu.

3.12 Perhitungan Rumus dan Data Eksperimen

Dari rumus suatu senyawa dapat dihitung banyak informasi kuantitatif mengenai senyawa itu, misalnya bobot molekul, bobot molar, dan susunan persentase bobot. Namun secara logika, ibarat menaruh kereta di depan kuda, karena rumus suatu senyawa tak dapat diketahui dengan pasti sebelum bobot molekul dan susunan persentase bobot ditentukan

dalam eksperimen. Bahkan untuk senyawa sederhana seperti karbondioksida dan air, sebelum diperoleh rumus-rumus mereka yang berguna, haruslah ditentukan se cara eksperimen (1) unsur-unsur yang menyusun senyawa-senyawa ini, (2) perbandingan bobot unsur-unsur ini dalam masing-masing senyawa, dan (3) bobot molekul relatif masing-masing.

3.13 Penentuan Laboratorium Susunan Persentase

Diperkirakan lebih dari 300.000 senyawa baru disintesis tiap tahun dalam laboratorium penelitian universitas dan industri di dunia ini. Ketika senyawa itu diperoleh, susunannya harus ditentukan secara eksperimen. Inilah langkah pertama dalam memperoleh rumus mereka.

Terdapat banyak metoda untuk menentukan persentase bobot dan unsur-unsur yang berbeda dalam suatu senyawa. Metoda ini beranekaragam, bergantung pada macam senyawa dan unsur-unsur yang menyusunnya. Dua metoda klasik ialah analisis pengendapan dan analisis pembakaran.

Metoda analisis pengendapan dapat digunakan bila terbentuk senyawa yang sedikit sekali larut. Misalnya suatu senyawa barn mengandung perak, maka dapatlah dilarutkan contoh senyawa setelah ditimbang, dan kemudian ditambahkan HCl. Akan terbentuk perak klorida, AgCl , yang tidak larut, yang disaring, dikeringkan dan kemudian ditimbang dengan hati-hati pada neraca analitis. Persentase perak dihitung sebagai berikut:

$$\text{bobot Ag} = \frac{\text{bobot molar Ag}}{\text{bobot molar AgCl}} \times \text{bobot AgCl}$$

$$= \frac{107,9 \text{ g}}{143,4 \text{ g}} \times \text{bobot AgCl}$$

$$\% \text{ Ag} = \frac{\text{bobot Ag}}{\text{bobot contoh}} \times 100\%$$

Metoda analisis pembakaran digunakan secara meluas. Jika suatu zat mengandung karbon dan hidrogen, contoh senyawa itu, setelah ditimbang, dapat dibakar dalam suatu tabung tertutup dalam suatu aliran oksigen, untuk menghasilkan karbon dioksida dan air. Produk pembakaran dikeluarkan dan tabung itu dengan aliran oksigen ke dalam dua bahan penyerap, satu penyerap uap air dan yang lain menyerap karbon dioksida.

Latihan

1. Bila ditambahkan ke pasta gigi, stanofluorida, SnF_2 terbukti membantu mencegah pembusukan gigi. Hitung sampai tiga angka bermakna, prosentase bobot tiap unsur dalam stanofluorida.
2. Hitunglah susunan persentase bobot dengan tiga angka bermakna dan tiap unsur dalam eter anestesia, $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

Rangkuman

Cara teringkas untuk memenikan suatu reaksi kimia ialah dengan menulis suatu per samaan kimia berimbang, yang merupakan pernyataan kualitatif maupun kuantitatif mengenai pereaksi dan basil reaksi yang terlibat. Tiap zat diwakili oleh rumus molekulnya, yang menyatakan banyak sesungguhnya atom-atom dan tiap macam dalam suatu satuan zat itu. Rumus molekul merupakan kelipatan bilangan bulat rumus empiris zat itu, yang menyatakan jumlah minimal yang mungkin, dalam perbandingan yang benar, atom-atom dan tiap macamnya. Rumus molekul banyak zat merujuk tidak ke suatu molekul yang pasti, melainkan ke satuan tersederhana yang dikonseptkan (dan) zat itu, dengan perbandingan atom yang benar. Tiga kelas umum reaksi yang dijumpai dengan meluas dalam kimia adalah reaksi kombinasi langsung, reaksi penukargantian sederhana dan reaksi penukargantian rangkap.

Hubungan kuantitatif antara peneaksi dan hasil reaksi dalam suatu persamaan kimia benimbang memberikan dasar stoikiometri. Perhitungan stoikiometrik mengharuskan penggunaan bobot atom unsur dan bobot molekul senyawa. Bobot atom dan molekul biasanya dipaparkan dalam satuan massa atom, sma. Dalam 1 gram senyawa apa saja terdapat $6,022 \times 10^{23}$ satuan massa atom; bilangan ini disebut bilangan Avogadro. Banyaknya zat apa saja yang mengandung $6,022 \times 10$ satuan (atom, molekul, dan seterusnya) zat itu disebut 1 mol. Massa (atau bobot) satu mol zat apa saja disebut bobot molar, yang dalam gram sama banyak dengan bobot molekul dalam satuan massa atom. Kita perlu mengetahui bobot molar zat-zat untuk meramalkan atau menafsirkan hasil-hasil perubahan kimia.

Banyaknya suatu hasil reaksi tertentu yang menurut perhitungan akan diperoleh dalam suatu reaksi kimia yang beijalan sempurna, adalah rendemen teoretis. Jumlah ini jarang diperoleh dalam praktek; suatu besaran yang lebih realistik adalah rendemen persentase, yang dilutung dan rendemen (terukur) yang sebenarnya dan rendemen teoretis. Dalam menghitung rendemen teoretis untuk suatu reaksi kimia, penting untuk

mengetahui mana yang merupakan pereaksi pembatas yakni pereaksi yang secara teoretis dapat bereaksi sampai habis, sedangkan pereaksi-pereaksi lain berlebih.

Stoikiometri memungkinkan dihitungnya susunan persentase (bobot) suatu senyawa dan rumus empiris maupun molekul. Lebih penting dalam kehidupan nyata ialah baliwa stoikiometri memungkinkan dihitungnya rumus empiris dan susunan persentase, yang harus ditentukan dengan eksperimen. Dua metoda klasik untuk melakukan hal ini ialah analisis pengendapan dan analisis pembakaran. Sekali rumus empiris diketahui, rumus molekul dapat ditentukan dan bobot molekul senyawa itu yang ditentukan dengan kira-kira. Akhirnya, dan rumus molekul yang telah diketahui, bobot molekul cermat dapat dihitung.

Pustaka

1. Achmad, Hiskia, (1995). *Penuntun Belajar Kimia Dasar: Stoikiometri, Energetika Kimia*. Citra Aditya Bakti, Bandung
2. Achmad, Hiskia, (1995). Penuntun Belajar Kimia Dasar: Energetika. Citra Aditya Bakti, Bandung
3. Achmad, Hiskia, (1995). Penuntun Belajar Kimia Dasar: Struktur Atom dan Struktur Molekul . Citra Aditya Bakti, Bandung
4. Brady, JE. (1990). General Chemistry 5th Ed. New York: John Wiley & Sons
5. Keenan, Kleinfelter, Wood, A. Hadyana Pudjaatmaka (alih bahasa). (1986). Kimia untuk Universitas. Jilid I dan II. Jakarta: Penerbit Erlangga
6. Partana CF., dkk. (2003)., Kimia Dasar 1 dan 2., FPMIPA Universitas Negeri Yogyakarta
7. Brady, JE.(1990). General Chemistry 5th Ed. New York: John Wiley & Sons

Tes Formatif/ Kunci Jawaban Soal Latihan

1. Jawaban. Dalam 1 mol SnF

$$\text{bobot Sn} = 1 \text{ mol} \times 119 \text{ g/mol} = 119 \text{ g}$$

$$\text{bobot F} = 2 \text{ mol} \times 19.0 \text{ g/mol} = 38.0 \text{ g}$$

$$\text{-----}$$
$$\text{bobot 1 mol SnF} = 157 \text{ g}$$

$$\% \text{ bobot Sn} = \frac{119 \text{ g}}{157 \text{ g}} \times 100\% = 75.8\%$$

$$\% \text{ bobot F} = \frac{38,0 \text{ g}}{157 \text{ g}} \times 100\% = 24.2\%$$

2. Jawaban:

Dalam 1 mol C₄H₁₀O, terdapat 4 mol atom C, 10 mol atom H, dan 1 mol atom O. Bobot atom-atom ini dalam 1 mol senyawa dan bobot 1 mol senyawa dicari, kemudian persentase bobot dihitung sebagai berikut:

$$\text{bobot C} = 4 \text{ mol} \times 12.0 \text{ g/mol} = 48.0 \text{ g}$$

$$\text{bobot H} = 10 \text{ mol} \times 1.01 \text{ g/mol} = 10.1 \text{ g}$$

$$\text{bobot O} = 1 \text{ mol} \times 16.0 \text{ g/mol} = 16.0 \text{ g}$$

$$\text{bobot 1 mol etil eter} = 74.1 \text{ g}$$

$$\% \text{ bobot C} = \frac{48,0 \text{ g}}{74,1 \text{ g}} \times 100 = 64,8\%$$

$$10,1 \text{ g}$$

$$\% \text{ bobot H} = \frac{10,1 \text{ g}}{74,1 \text{ g}} \times 100 = 13,6 \%$$

$$\% \text{ bobot O} = \frac{16,0 \text{ g}}{74,1 \text{ g}} \times 100 = 21,6\%$$

$$\text{Total} = 100 \%$$

Umpang Balik & Tindak Lanjut

Cocokkanlah jawaban anda dengan kunci jawaban Tes formatif 3 yang ada di bagian akhir modul ini. Hitunglah jumlah jawaban anda yang benar, kemudian gunakan rumus di bawah ini untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi kegiatan belajar 3

Rumus:

$$\text{Tingkat Pengusaan} = \frac{\text{jumlah jawaban Anda yang benar}}{10} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan yang Anda capai:

90% - 100% = baik sekali

80% - 89% = baik

70% - 79% = cukup

- 69% = kurang

Kalau Anda mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih Anda dapat meneruskan dengan modul berikutnya. Bagus tetapi kalau kurang dari 80% Anda harus mengulangi kegiatan belajar 3, terutama bagian yang belum anda kuasai.

BAB IV. WUJUD ZAT

A. Deskripsi Singkat

Zat atau materi adalah sesuatu yang menempati ruang dan memiliki massa. Menempati ruang berarti benda dapat ditempatkan dalam suatu ruang atau wadah tertentu sedangkan massa benda dapat diukur baik dengan perkiraan atau dengan alat tertentu seperti neraca. Dua zat tidak dapat menempati ruang yang sama dalam waktu bersamaan. Setiap zat / materi terdiri dari partikel-partikel / molekul-molekul yang menyusun zat tersebut.

Benda dapat berada dalam tiga keadaan fasa: padat, cair, dan gas. Dalam keadaan padat cair dikenal sebagai es, dalam keadaan cair dikenal sebagai air, dan dalam keadaan gas air dikenal sebagai uap air. Kebanyakan, namun tidak semua, senyawa dapat berada dalam ketiga keadaan. Kebanyakan padatan berubah menjadi cairan dan kebanyakan cairan berubah gas bila padatan maupun cairan dipanaskan. Cairan dan gas seringkali juga dikenal sebagai *fluida* karena mereka dapat bebas mengalir. Padatan dan cairan dikenal sebagai keadaan terkondensasi karena mereka mempunyai kerapatan yang lebih tinggi daripada gas.

B. Relevansi

Sebelum mempelajari modul ini diharapkan mahasiswa telah menguasai konsep dari struktur atom, sistem periodik unsur, struktur molekul, hukum-hukum dasar ilmu kimia, konsep mol, persamaan kimia, penyetaraan persamaan reaksi kimia dan perhitungan kuantitatif reaksi kimia.

C. Capaian Pembelajaran Mata Kuliah

Setelah mempelajari modul ini, diharapkan mahasiswa mampu menjelaskan sifat-sifat zat padat, cair dan gas.

4.1. Gas

Benda gas kebanyakan tidak bisa kita lihat keberadaanya tetapi ada juga sebagian yang bisa kita rasakan keberadaannya. Gas merupakan salah satu faktor penting pendukung kehidupan yang ada di bumi ini.

Pemanfaatan gas oleh manusia sangat beragam mulai dari untuk menyalakan kompor yang berbahan bakar gas elpiji, membuat balon terbang, untuk bahan bakar kendaraan, mengisi ban dalam kendaraan serta yang paling utama adalah untuk bernafas

(gas oksigen). Sedangkan pada tumbuhan gas karbondioksida membantu mereka dalam proses fotosintesis.

Gas merupakan satu dari tiga wujud zat dan walaupun wujud ini merupakan bagian tak terpisahkan dari studi kimia .Sifat fisik gas bergantung pada struktur molekul gasnya dan sifat kimia gas juga bergantung pada strukturnya. Perilaku gas yang ada sebagai molekul tunggal adalah contoh yang baik kebergantungan sifat makroskopik pada struktur mikroskopik.

Jarak molekul-molekul gas saling menjauhi satu terhadap lain, sedangkan dalam keadaan cair dan padatan jarak molekul saling berdekatan. Sebagai contoh, volume satu mol air dalam bentuk cairan kira-kira 18 mililiter, sedangkan satu mol uap air menempati sekitar 30.600 mililiter pada 100 °C dan pada tekanan atmosfer. Gas mudah ditekan, dan mereka mengisi secara sempurna setiap tempat dimana mereka berada. Hal ini menerangkan kepada kita bahwa molekul-molekul gas berada saling menjauhi, interaksi antara molekul-molekulnya lemah dan minim.

Semua senyawa yang berwujud gas pada suhu kamar dapat dicairkan dengan pendingin atau dengan penekanan. Cairan-cairan yang mudah menguap mudah diubah menjadi gas pada suhu kamar atau sedikit di atas suhu kamar. Istilah “uap” mengacu pada pengertian gas yang dibentuk oleh penguapan dari cairan atau sublimasi dari padatan; pengertian ini lazim digunakan bila beberapa cairan atau padatan berada Bersama-sama dengan gas.

Berdasarkan uraian di atas maka dapat disimpulkan bahwa sifat-sifat gas adalah:

1. Gas dapat ditekan menjadi volume yang lebih kecil; hingga kerapatannya dapat dinaikkan dengan menaikkan tekanan terhadap gas.
2. Gas mendesak tekanan di sekililing.
3. Gas mengembang tanpa batas, hingga gas menempati volume secara sempurna setiap tempat.
4. Gas melakukan difusi secara cepat terhadap gas lain, hingga dikatakan gas-gas dapat bercampur secara sempurna dalam segala perbandingan.
5. Partikel-partikel gas tidak dapat terlihat. Beberapa gas berwarna seperti klor (kuning kehijauan), brom (merah kecoklatan) dan Iod (ungu); beberapa gas mudah terbakar, seperti hidrogen; dan beberapa gas sukar bereaksi secara kimia (inert), seperti helium dan neon.

6. Sifat-sifat gas dilukiskan dalam pengertian suhu, tekanan, volume yang ditempati, dan jumlah molekul yang ada.

Dari berbagai sifat di atas, yang paling penting adalah tekanan gas. Misalkan suatu cairan memenuhi wadah. Bila cairan didinginkan dan volumenya berkurang, cairan itu tidak akan memenuhi wadah lagi. Namun, gas selalu akan memenuhi ruang tidak peduli berapapun suhunya. Yang akan berubah adalah tekanannya.

Alat yang digunakan untuk mengukur tekanan gas adalah manometer. Prototipe alat pengukur tekanan atmosfer, barometer, diciptakan oleh Torricelli. Tekanan didefinisikan gaya per satuan luas, jadi tekanan = gaya / luas. Dalam SI, satuan gaya adalah Newton (N), satuan luas m^2 , dan satuan tekanan adalah Pascal (Pa). 1 atm kira-kira sama dengan tekanan 1013 hPa. $1\text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 1013,25 \text{ hPa}$

Namun, dalam satuan non-SI unit, Torr, kira-kira 1/760 dari 1 atm, sering digunakan untuk mengukur perubahan tekanan dalam reaksi kimia.

1) Volume dan Tekanan

Fakta bahwa volume gas berubah bila tekanannya berubah telah diamati sejak abad 17 oleh Torricelli dan filsuf / saintis Perancis Blase Pascal (1623-1662). Boyle mengamati bahwa dengan mengenakan tekanan dengan sejumlah volume tertentu merkuri, volume gas, yang terjebak dalam tabung delas yang tertutup di salah satu ujungnya, akan berkurang. Dalam percobaan ini, volume gas diukur pada tekanan lebih besar dari 1 atm.

Boyle membuat pompa vakum menggunakan teknik tercangih yang ada waktu itu, dan ia mengamati bahwa gas pada tekanan di bawah 1 atm akan mengembang. Setelah ia melakukan banyak percobaan, Boyle mengusulkan persamaan (6.1) untuk menggambarkan hubungan antara volume V dan tekanan P gas. Hubungan ini disebut dengan Hukum Boyle.

a) Volume

Volume atau bisa juga disebut isi/kapasitas adalah penghitungan seberapa banyak ruang yang bisa ditempati dalam suatu objek. Objek itu bisa berupa benda yang beraturan ataupun benda yang tidak beraturan. Benda yang beraturan misalnya kubus, balok, silinder, limas, kerucut, dan bola. Benda yang tidak beraturan misalnya batu yang ditemukan di jalan. Volume digunakan untuk menentukan massa jenis suatu benda

Rumus volume

Rumus volume digunakan untuk benda yang beraturan:

- Volume kubus = r^3 (r adalah rusuk kubus)
- Volume balok = $p.l.t$ (p adalah panjang, l adalah lebar dan t adalah tinggi)
- Volume prisma = $La.t$ (La adalah luas alas dan t adalah tinggi)
- Volume limas = $1/3.La.t$ (La adalah luas alas dan t adalah tinggi)
- Volume silinder = $\pi.r^2.t$ (r adalah jari-jari dan t adalah tinggi)
- Volume kerucut = $1/3.\pi.r^2.t$ (r adalah jari-jari dan t adalah tinggi)
- Volume bola = $4/3.\pi.r^3$

Untuk menentukan volume benda yang tidak beraturan bisa digunakan gelas ukur.

Satuan volume

Satuan SI volume adalah m^3 . Satuan lain yang banyak dipakai adalah liter ($=dm^3$) dan ml.

$$1 m^3 = 10^3 dm^3 = 10^6 cm^3$$

$$1 KI3 = 10 HI3 = 102 Dal3 = 103 l3 = 104 dl3 = 105 cl3 = 106 ml3$$

$$1 Km3 = 103 Hm3 = 106 Dam3 = 109 m3 = 1012 dm3 = 1015 cm3 = 1018 mm3$$

b) Tekanan

Tekanan (P) dalam satuan fisika untuk menyatakan gaya (F) per satuan luas(A).

$$P = \frac{F}{A}$$

P : Tekanan dengan satuan pascal (Pressure)

F : Gaya dengan satuan newton (Force)

A : Luas permukaan dengan satuan m^2 (Area)

Satuan tekanan sering digunakan untuk mengukur kekuatan dari suatu cairan atau gas. Satuan tekanan dapat dihubungkan dengan satuan volume (isi) dan suhu. Semakin tinggi tekanan di dalam suatu tempat dengan isi yang sama, maka suhu akan semakin tinggi. Hal ini dapat digunakan untuk menjelaskan mengapa suhu di pegunungan lebih rendah dari pada di dataran rendah, karena di dataran rendah tekanan lebih tinggi.

Akan tetapi pernyataan ini tidak selamanya benar atau terkecuali untuk uap air, uap air jika tekanan ditingkatkan maka akan terjadi perubahan dari gas kembali menjadi cair. (dikutip dari wikipedia: kondensasi). Rumus dari tekanan dapat juga digunakan untuk menerangkan mengapa pisau yang diasah dan permukaannya menipis menjadi tajam. Semakin kecil luas permukaan, dengan gaya yang sama akan dapatkan tekanan yang lebih tinggi. Tekanan udara dapat diukur dengan menggunakan barometer.

Tekanan Hidrostatis

Tekanan Hidrostatis adalah tekanan yang terjadi di bawah air. Tekanan ini terjadi karena adanya berat air yang membuat cairan tersebut mengeluarkan tekanan. Tekanan sebuah cairan bergantung pada kedalaman cairan di dalam sebuah ruang dan gravitasi juga menentukan tekanan air tersebut.

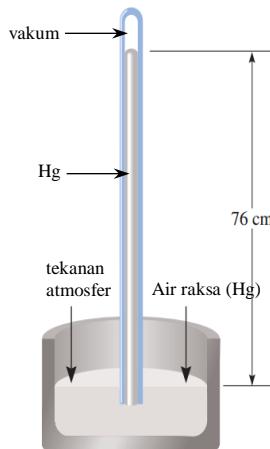
Hubungan ini dirumuskan sebagai berikut: " $P = \rho gh$ " dimana ρ adalah massa jenis cairan, $g (10 \text{ m/s}^2)$ adalah gravitasi, dan h adalah kedalaman cairan. h dihitung dari permukaan air menuju ke kedalaman benda.

Tekanan Udara

Atmosfer adalah lapisan yang melindungi bumi. Lapisan ini meluas hingga 1000 km ke atas bumi dan memiliki massa $4.5 \times 10^{18} \text{ kg}$. Massa atmosfer yang menekan permukaan inilah yang disebut dengan tekanan atmosferik. Tekanan atmosferik di permukaan laut adalah 76 cmHg (760 mmHg).

c) Pengukuran Tekanan Gas

Kebanyakan gas yang diketahui adalah udara. Pada kenyataannya, udara merupakan campuran dari beberapa gas, terutama nitrogen (78,08%), oksigen (20,95%), argon (0,93%), dan karbon dioksida (0,03%). Hidup di atas permukaan bumi ini tidak ubahnya berbeda di bawah "samudera" udara yang disebut atmosfer, dan semua obyek yang berada di atas bumi mengalami tekanan yang dihasilkan oleh selimut udara ini. Barometer merupakan alat untuk mengukur tekanan atmosfer. Alat ini pertama kali dibuat oleh *Evangelista Torricelli* (1608 – 1647) yang dikenal dengan nama *barometer merkuri*. Alat tersebut berwujud tabung gelas yang salah satu ujungnya tertutup dan ujung lain terbuka dimasukkan ke dalam bekas yang berisi merkuri (Gambar 1). Semua tabung diisi penuh merkuri, kemudian terbuka dibenamkan dalam bekas yang berisi merkuri. Di atas merkuri yang terdapat dalam tabung gelas adalah vakum dan tinggi merkuri dalam barometer tidak tetap. Namun tergantung pada lokasi dan keadaan atmosfer.



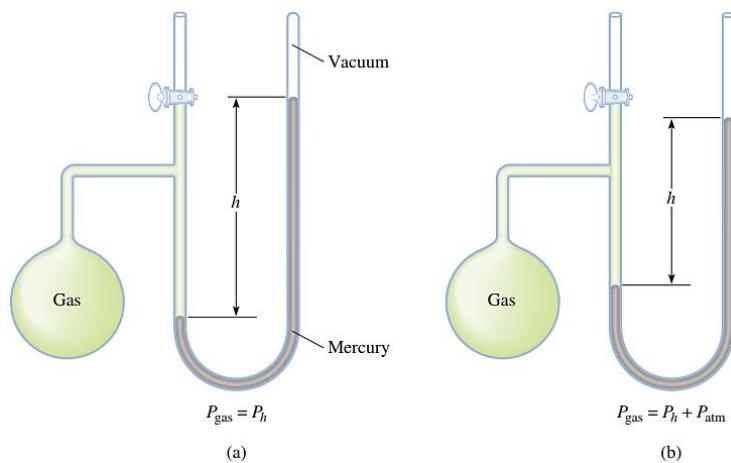
Gambar 1. Diagram barometer Torricelli ujung tertutup

Standar atmosfer didefinisikan sebagai tekanan yang diakibatkan oleh merkuri dalam kolom setinggi 760 mm pada suatu keadaan dimana kerapatan merkuri adalah $13,5951 \text{ g/cm}^3$ dan percepatan yang diakibatkan oleh gravitasi $g = 9,80665 \text{ m/dt}^2$ pada 0°C .

$$1 \text{ atmosfer (atm)} = 760 \text{ mmHg pada } 0^\circ\text{C} = 760 \text{ torr}$$

Merkuri merupakan cairan yang jarang, mahal dan beracun. Mengapa merkuri yang digunakan dalam barometer bukan air? Jawabannya jika digunakan air maka barometer akan menjadi sangat tinggi.

Pengukuran tekanan dalam bejana atau wadah digunakan manometer. Prinsip kerja manometer hamper sama dengan barometer. Ada dua jenis manometer yang dapat ditunjukkan pada Gambar 2. Manometer tabung-tertutup adalah yang biasa digunakan pada pengukuran tekanan di bawah tekanan atmosfer [Gambar 2. (a)], sedangkan manometer tabung-terbuka lebih sesuai untuk mengukur tekanan sama dengan atau lebih besar dari tekanan atmosfer [Gambar 2. (b)].



Gambar 2. Dua jenis manometer yang digunakan dalam pengukuran tekanan gas dalam bejana/ wadah

Tekanan diaplikasikan dalam beberapa hal dalam kehidupan, diantaranya:

- Pengukuran tekanan darah
- Pompa Hidrolik yang biasanya dipakai di bengkel-bengkel

Berikut ini merupakan sebaran unsur dalam tabel periodik unsur yang berwujud gas, dan beberapa senyawa yang berwujud gas.

1A																				8A
H		2A																	He	
Li	Be																			
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B		1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A					
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe			
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn			
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg										

Gambar 3. Sebaran unsur berwujud gas (biru) dalam tabel berkala

Tabel 1. Beberapa contoh gas yang ditemukan pada 1 atm dan 25 °C

Unsur	Senyawa
H ₂ (molekul hidrogen)	HF (hidrogen fluoride)
N ₂ (molekul nitrogen)	HCl (hidrogen klorida)
O ₂ (molekul oksigen)	HBr (hidrogen bromide)
O ₃ (ozon)	HI (hidrogen iodide)
F ₂ (molekul fluor)	CO (karbon monoksida)
Cl ₂ (molekul klor)	CO ₂ (karbon dioksida)
He (helium)	NH ₃ (amoniak)
Ne (neon)	NO (
Ar (argon)	NO ₂ (nitrogen oksida)
Kr (krypton)	N ₂ O (nitrous oksida)
Xe (xenon)	SO ₂ (sulfur dioksida)
Rn (radon)	H ₂ S (hidrogen sulfide)
	HCN (hidrogen sianida)

2) Hukum yang berlaku untuk Gas

a) Hukum Boyle (Hubungan antara Volume dengan Tekanan)

Percobaan pertama yang mempelajari sifat-sifat gas dilakukan oleh Robert Boyle (1662) yang dikenal dengan **Hukum Boyle**. Dalam percobaannya Boyle menyatakan sebagai berikut:

“Volume dari sejumlah gas tertentu yang dipertahankan pada suhu tetap berbanding terbalik dengan tekanan gas”

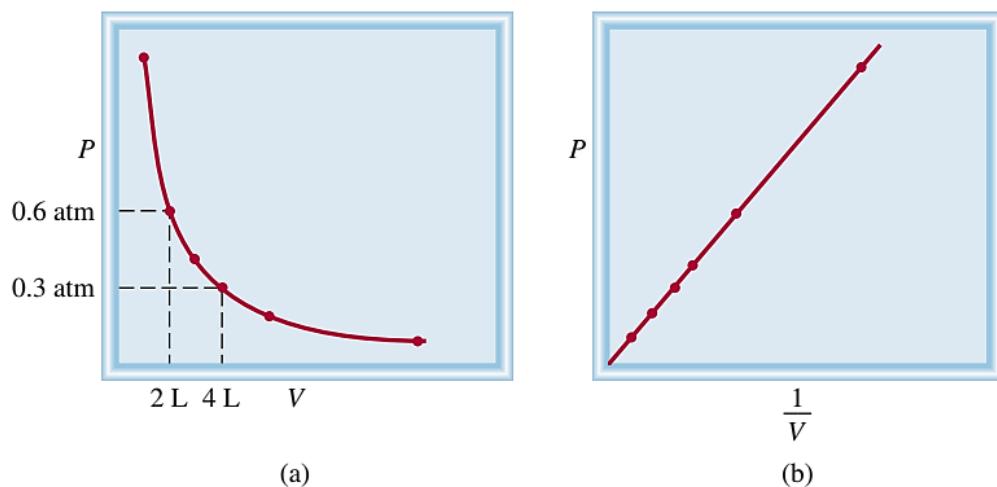
Hubungan timbal balik antara tekanan dan volum gas disebut **Hukum Boyle**. Hukum ini menyatakan bahwa, “pada suhu tetap volum sejumlah tertentu gas berbanding terbalik dengan tekanan”

$$P_1 V_1 = k, \text{ dengan ketentuan jumlah mol (n) dan Suhu (T) tetap.}$$

Disini k = tetapan perbandingan dan indek 1 adalah keadaan gas sebelum berubah. Setelah tekanan dan volum berubah menjadi P_2 dan V_2 pada suhu tetap dan jumlah gas sama, harga C harus masih tetap sama.

$$P_2 V_2 = C, \text{ sehingga}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



Gambar 4. Grafik yang menggambarkan hukum Boyle (a) V versus P dan (b) V versus $1/P$

Latihan soal:

Sampel gas menempati bejana 12 liter pada tekanan 1,2 atm. Berapa volume gas tersebut jika tekanan dinaikkan menjadi 2,4 atm. Anggap bahwa suhu sampel gas tidak diubah.

Penyelesaian:

Kita memiliki $P_1 = 1,2$ atm; $V_1 = 12$ L; $P_2 = 2,4$ atm; $V_2 = ?$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{(1,2 \text{ atm})(12 \text{ L})}{2,4 \text{ atm}} = 6 \text{ L}$$

b) Hukum Charles dan Gay-Lussac (Hubungan Volume dengan Suhu; Skala Suhu Mutlak)

Hubungan antara volume gas dan suhu ditemukan oleh ahli fisika Perancis Jasques Charles pada tahun 1784 dan secara terpisah, oleh Gay-Lussac mempublikasikannya pada tahun 1802. Diperoleh adanya hubungan antara suhu yang dinyatakan dalam Celsius dengan suhu Kelvin atau suhu mutlak, yaitu:

$$T (\text{K}) = t (\text{ }^{\circ}\text{C}) + 273,15 \text{ }^{\circ}$$

Hubungan antara volume dan suhu, yang kemudian dikenal dengan Hukum suhu-Hukum Charles menyatakan bahwa “*Volume dari sejumlah gas pada tekanan tetap adalah berbanding lurus dengan suhu Kelvin (mutlak)*”, secara matematika dapat dirumuskan sebagai berikut,

$$V = k T \quad \text{dengan ketentuan jumlah mol (n) dan Tekanan (P) tetap dan } k \text{ adalah bilangan tetap.}$$

Rumus dapat ditulis $V/T = k$; bila suhu naik maka volume harus naik sepadan, jika kita menyatakan harga-harga 1 dan 2 sampel gas yang sama pada dua suhu yang berbeda, maka diperoleh hubungan:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (\text{untuk massa gas tertentu pada tekanan tetap})$$

Latihan soal:

Sampel gas nitrogen menempati bejana 117 mL pada $100 \text{ }^{\circ}\text{C}$. Berapakah suhu gas tersebut yang menempati bejana 234 mililiter, jika tekanan tidak berubah?

Penyelesaian:

$$V_1 = 117 \text{ mL}; V_2 = 234 \text{ mL}$$

$$T_1 = 100 \text{ }^{\circ}\text{C} + 273 \text{ }^{\circ} = 373 \text{ K}, T_2 = ?$$

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

$$T_2 = \frac{V_2 T_1}{T_2} = \frac{(234 \text{ mL})(373 \text{ K})}{(117 \text{ mL})} = 746 \text{ K} - 273 = 473 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

c) Suhu dan Tekanan Standar

Kita telah melihat bahwa suhu dan tekanan mempengaruhi volume gas (hingga mempengaruhi juga kerapatan). Dalam membicarakan gas sering dipilih suhu dan tekanan "standar" sebagai referensi. Kondisi standar, suhu dan tekanan (STP, *Standar Temperature and Pressure*) berdasarkan kesepakatan internasional adalah 0 °C (273,15 K) dan tekanan satu atmosfer (760 torr).

d) Penggabungan Persamaan Hukum Gas

Hukum Boyle menghubungkan tekanan dan volume sampel gas pada suhu tetap, $P_1 V_1 = P_2 V_2$. Hukum Charles menghubungkan volume dengan suhu pada tekanan tetap, $V_1/T_1 = V_2/T_2$. Penggabungan Hukum Boyle dan Hukum Charles menjadi sati memberikan *persamaan hukum gas gabungan*

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}, \text{ (n tetap)}$$

Latihan soal:

Sampel gas neon menempati ruangan 105 liter pada suhu 27 °C, tekanan 985 torr. Berapa volume yang akan ditempati pada kondisi standar?

Penyelesaian:

$$V_1 = 105 \text{ L}; P_2 = 985 \text{ torr}; T_1 = 27 \text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$V_2 = ?; P_2 = 760 \text{ torr}; T_2 = 273 \text{ K}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \text{ hingga } V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2}$$
$$V_2 = \frac{(985 \text{ torr})(105 \text{ L})(273 \text{ K})}{(760 \text{ torr})(300 \text{ K})} = 124 \text{ L}$$

e) Hukum Avogadro dan Volume Molar Standar

"Jika dua macam gas (atau lebih) sama volumenya, maka gas-gas tersebut sama banyak pula jumlah molekul-molekulnya masing-masing, asal temperatur dan tekanannya sama pula". Dirumuskan sebagai,

$$\frac{V}{n} = k \quad (P, T \text{ tetap})$$

Untuk dua sampel gas yang berbeda pada suhu dan tekanan yang sama, hubungan antara volume dan jumlah mol dapat dinyatakan sebagai:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}, \quad (T, P \text{ tetap})$$

Volume yang ditempati oleh mol gas pada suhu dan tekanan standar (STP), dinyatakan sebagai volume molar standar. Volume molar standar gas ideal adalah sebesar 22,4 liter per mol pada STP.

Latihan soal:

Satu mol gas menempati ruangan 27 liter dan kerapatan 1,41 g/L pada suhu dan tekanan tertentu. Berapakah berat molekulnya? Berapakah kerapatan gas pada STP?

Penyelesaian:

Definisi berat molekul = g/mol. Ingat bahwa volume yang ditempati oleh satu mol adalah 22,4 L.

$$\frac{? \text{ g}}{\text{mol}} = \frac{1,41 \text{ g}}{\text{L}} \times \frac{27 \text{ L}}{\text{mol}} = 38,1 \text{ g/mol}$$

Pada STP 1 mol gas 38,1 g, akan menempati 22,4 L, dan kerapatannya adalah:

$$\text{kerapatan} = \frac{38,1 \text{ g}}{22,4 \text{ L}} = 1,7 \text{ g/L pada STP}$$

f) Hukum Dalton (Campuran Gas; Tekanan Parsial)

Banyak sampel gas, termasuk atmosfer kita, merupakan campuran yang terdiri atas berbagai gas yang berbeda. Jumlah mol total dalam campuran gas adalah:

$$n_{\text{total}} = n_A + n_b + n_c + \dots$$

Dimana nA, Nb, dan sebagainya menyatakan jumlah mol setiap macam gas yang ada.

"Tekanan dari suatu campuran yang terdiri atas beberapa macam gas (yang tidak bereaksi kimiawi yang satu dengan yang lain) adalah sama dengan jumlah dari tekanan-tekanan dari setiap gas tersebut, jelasnya tekanan dari setiap gas tersebut, jika ia masing-masing ada sendirian dalam ruang campuran tadi".

Dirumuskan sebagai berikut,

$$P_1 = \sum P_i$$

$$= P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

$$P_i = X_i P_i, \quad X_i ; \text{ mol fraksi } i \text{ dengan :}$$

$$X_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

Hukum Amagat

Volume campuran gas merupakan jumlah volume masing-masing komponen gas jika berada pada temperatur dan tekanan campuran sebagai gas tunggal.

$$\begin{aligned}
 V_1 &= \sum V_i \\
 &= V_1 + V_2 + V_3 + \dots \\
 V_i &= X_i V_i \quad , X_i ; \text{mol fraksi } i \text{ dengan :} \\
 X_i &= \frac{n_i}{\sum n_i}
 \end{aligned}$$

Hukum Graham

“Hukum difusi dan efusi menyatakan bahwa pada suhu dan tekanan tetap, kecepatan difusi dan efusi gas berbanding terbalik terhadap akar pangkat dua dari kerapatananya.” Hukum ini terkenal dengan **hukum Graham**. Efusi gas adalah gerakan partikel-partikel gas melalui lubang – lubang kecil ke dalam daerah yang tekanannya lebih rendah. Sedangkan, difusi gas adalah bercampurnya partikel gas yang satu dengan yang lain. Hukum Amagat ini dapat dinyatakan secara matematis dengan membandingkan kecepatan efusi dua gas (misalnya gas A dan B) sebagai berikut ini :

$$\begin{aligned}
 \frac{r_A}{r_B} &= \sqrt{\frac{\frac{1}{d_A}}{\frac{1}{d_B}}} \\
 \frac{r_A}{r_B} &= \sqrt{\frac{d_B}{d_A}} \quad \text{atau} \quad \frac{r_A}{r_B} = \frac{t_B}{t_A} = \left[\frac{M_B}{M_A} \right]^{\frac{1}{2}}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 r &= \text{laju efusi} \\
 d &= \text{density / kerapatan } (\frac{m}{V}) \\
 M &= M_r \\
 t &= \text{waktu}
 \end{aligned}$$

Contoh soal :

Satu mol gas N₂ memerlukan waktu 30 detik untuk berasfusi melalui satu lubang dan satu mol gas X memerlukan waktu 52 detik untuk berasfusi melalui satu lubang yang sama pada kondisi sama. Berapakah massa molar gas X itu?

Penyelesaian :

Waktu yang diperlukan untuk berefusi berbanding terbalik dengan *kecepatan efusi*. Makin sedikit waktu yang diperlukan untuk berefusi, makin besar kecepatan efusinya.

$$\frac{r_{N_2}}{r_x} = \frac{t_x}{t_{N_2}} = \sqrt{\frac{M_x}{M_{N_2}}}$$

$$\frac{52 \text{ detik}}{30 \text{ detik}} = \sqrt{\frac{M_x}{28 \text{ gr/mol}}}$$

$$M_x = 84 \text{ gr/mol}$$

g) Persamaan dan Hukum Gas Ideal

Konsep gas adalah suatu model yang sifatnya hanya dapat didekati oleh gas – gas nyata bila tekanannya cukup rendah dan temperaturnya cukup tinggi. Menurut hukum Boyle, Charles – Gay Lussac dan Avogadro ternyata bahwa *volume adalah fungsi dari sejumlah mol n, tekanan p dan temperatur T*. Jadi :

$$V = f(n, P, T)$$

Apabila persamaan ini didiferensialkan dan disubtitusikan ungkapan dari hukum – hukum di atas, kemudian diintegrasikan maka akan diperoleh suatu persamaan :

$$P V = n R T$$

Keterangan :

P : tekanan gas ideal (SI : Pa)

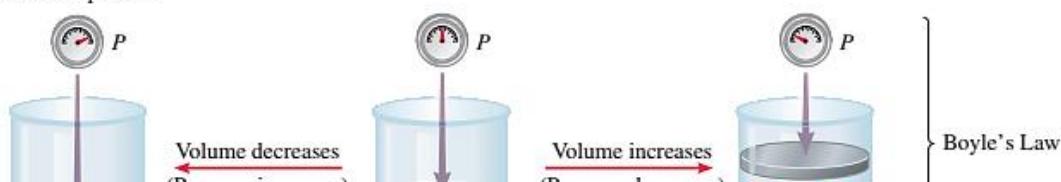
V : volume gas ideal (m^3)

n : jumlah mol

R : konstanta gas umum (R : 8, 3145 J/mol $^{\circ}\text{K}$)

T : suhu mutlak (Kelvin)

Increasing or decreasing the volume of a gas
at a constant temperature



Gambar 5. Ilustrasi Skema dari Hukum Boyle, Hukum Charles dan Hukum Avogadro

4.2. Cairan dan Padatan

1) Sifat-sifat Cairan

Tidak seperti halnya gas, maka ada sedikit atau tidak ada perubahan dalam volume bila tekanan pada suatu cairan diubah. Teori ini mendasarkan anggapan bahwa jumlah ruangan bebas antara molekul-molekul suatu cairan adalah hampir minim. Cairan mempertahankan volumenya, baik bentuk atau ukuran dari tempat yang ditempatinya. Cuplikan cairan 10 mL akan menempati volume 10 mL yang tidak tergantung pada tempat, baik dalam gelas piala kecil maupun dalam gelas yang besar, sedangkan gas akan mengembang menempati seluruh volume dari tempat. Sedangkan gas tidak mempertahankan volumenya, karena molekul-molekulnya bebas atau tidak tergantung satu terhadap lainnya dapat bergerak ke setiap ruang. Dalam cairan molekul-molekulnya berdekatan satu sama lain, sehingga tarikan-tarikan yang terjadi menjadi lebih kuat, akibatnya molekul-molekul berdekatan.

Cairan tidak mempunyai bentuk yang tertentu. Suatu cuplikan cairan mempunyai bentuk sesuai dasar dari tempatnya. Hal ini memberikan suatu pengertian bahwa tidak ada kedudukan yang tertentu untuk molekul-molekul cairan bergerak untuk menempati tempat-tempat yang mempunyai tenaga potensial yang rendah.

Cairan mengalami difusi, namun lambat, sedangkan difusi gas bergerak cepat. Difusi dapat terjadi karena molekul-molekul mempunyai tenaga kinetic dan bergerak dari satu tempat ke tempat lain. Di dalam cairan molekul-molekul bergerak tak jauh sebelum tumbukan dengan molekul-molekul sekitarnya.

Cairan pada tempat terbuka, dapat mengalami penguapan meskipun ada gaya tarik menarik yang terdapat pada molekul-molekul. Molekul-molekul yang tenaga kinetiknya cukup besar dapat mengatasi gaya-gaya tarik sehingga dapat dilepas ke fasa gas. Dalam setiap kumpulan molekul tidak selalu mempunyai tenaga yang sama setiap saat.

2) Keseimbangan Tekanan Uap

Jika penyungkup (seperti tudung saji) diletakkan di atas gelas piala yang memuat cairan yang menguap, maka untuk sesaat permukaan cairan turun kemudian menjadi konstan. Hal ini dapat diterangkan sebagai berikut: molekul-molekul lepas dari cairan ke fasa gas, atau uap. Molekul-molekul yang terkumpul dalam ruangan di atas cairan akan menaikkan gerakannya dan kemungkinan dalam gerakannya dapat kembali ke cairan lagi. Fakta menunjukkan bahwa molekul-molekul yang kembali ke cairan secepat molekul-molekul yang lepas. Pada saat tersebut permukaan cairan tidak turun lebih lama, karena

jumlah molekul yang teruapkan tiap detik sama dengan jumlah molekul-molekul yang terembunkan tiap detik. Keadaan dalam mana dua perubahan tepat berlawanan satu sama lain dinyatakan sebagai *keseimbangan dinamik*.

Molekul-molekul yang berada dalam uap mengakibatkan suatu tekanan. Pada keseimbangan, tekanan ini adalah karakteristik untuk suatu cairan. Keadaan ini dikenal sebagai *keseimbangan tekanan uap*.

Besarnya keseimbangan tekanan uap tergantung pada: (1) sifat cairan dan (2) suhu.

- 1) Sifat cairan: tiap-tiap cairan mempunyai gaya tarik yang tertentu diantara molekul-molekulnya, molekul-molekul yang mempunyai gaya tarik besar mempunyai tendensi untuk lepas kecil ke dalam fasa uap. Cairan seperti itu mempunyai keseimbangan tekanan uap rendah. Cairan-cairan yang tersusun atas molekul-molekul dengan gaya tarik kecil mempunyai tendensi yang besar untuk lepas hingga keseimbangan tekanan uap tinggi atau besar.
- 2) Jika suhu dari cairan naik, maka tenaga kinetic rata-rata dari molekul cairan naik. Jumlah molekul yang bertenaga tinggi mempunyai kemungkinan untuk lepas juga lebih besar sehingga keseimbangan tekanan uap naik.

Sebagai contoh pada 20 °C, air (H₂O) mempunya keseimbangan tekanan uap 17,5 torr (mmHg); karbon tetraklorida (CCl₄) 91,0 torr; dan kloroform (CHCl₃) 160 torr. Harga-harga tersebut memberikan gambaran tentang tendensi lepasnya molekul-molekul dari berbagai cairan. Misalnya dalam kloroform, gaya tarik antara molekul lebih kecil daripada dalam air, sehingga kloroform menguap untuk memberikan tekanan uap lebih besar daripada air.

Latihan soal:

Tekanan uap karbon tetraklorida 100 torr pada 23 °C dan 400 torr pada 58 °C. Hitung ΔH' dalam interval suhu ini.

Penyelesaian:

$$P_1 = 100 \text{ torr pada } T_1 = (273 + 23) \text{ °C} = 296 \text{ K}$$

$$P_2 = 400 \text{ torr pada } T_2 = (273 + 58) \text{ °C} = 331 \text{ K}$$

$$\log \frac{100}{400} = \frac{\Delta H'}{4,58} = \left(\frac{1}{331} - \frac{1}{296} \right) = 7700 \text{ kal mol}^{-1}$$

3) Titik Didih

Pendidihan merupakan hal yang sangat khusus dari penguapan. Pendidihan adalah pelepasan cairan dari tempat terbuka ke fasa uap. Suatu cairan dikatakan mendidih pada titik didihnya (T_d) bila suhu dimana tekanan uap cairan sama dengan tekanan atmosfer sekitarnya. Pada titik didih, tekanan uap cairan cukup besar sehingga atmosfer dapat diatasi hingga gelembung-gelembung uap dapat terbentuk di permukaan cairan diikuti penguapan yang terjadi di setiap persyaratan dipenuhi yaitu, molekul harus mempunyai cukup energi kinetic dan harus cukup dekat dengan batas antara cairan-uap.

Titik didih cairan tergantung pada tekanan. Sebagai contoh, bila tekanan atmosfer 700 torr air mendidih pada $97,7^{\circ}\text{C}$, pada 760 torr air mendidih pada 100°C . Untuk mencegah kekeliruan, maka perlu mendefinisikan titik didih standar atau normal. Titik didih normal adalah suhu dimana tekanan uap dari cairan sama dengan satu atmosfer standar atau 760 torr.

Perubahan titik didih terhadap tekanan dapat dihitung dari persamaan Clausius-Clapeyron jika diketahui entalpi (ΔH) dan titik didih normal atau tekanan-tekanan uap pada dua suhu yang dekat dengan titik didih.

Untuk peristiwa penguapan dan sublimasi, Clausius menunjukkan bahwa persamaan Clapeyron dapat disederhanakan dengan mengandaikan uapnya mengikuti hukum gas ideal dan mengabaikan volume cairan (V_l) yang jauh lebih kecil dari volume uap (V_g).

$$\Delta V = V_g - V_l \approx V_g \quad \dots \quad (3.12)$$

$$\frac{RT}{P} = V_g \quad \dots \quad (3.13)$$

$$\frac{dP}{dT} = \frac{P\Delta H_v}{RT^2} \quad \dots \quad (3.14)$$

$$\frac{dP}{P} = \frac{\Delta H_v}{RT^2} dT \quad \dots \quad (3.15)$$

$$\int_{P_1}^{P_2} \frac{1}{P} dP = \frac{\Delta H_v}{R} \int_{T_1}^{T_2} \frac{1}{T^2} dT \quad \dots \quad (3.16)$$

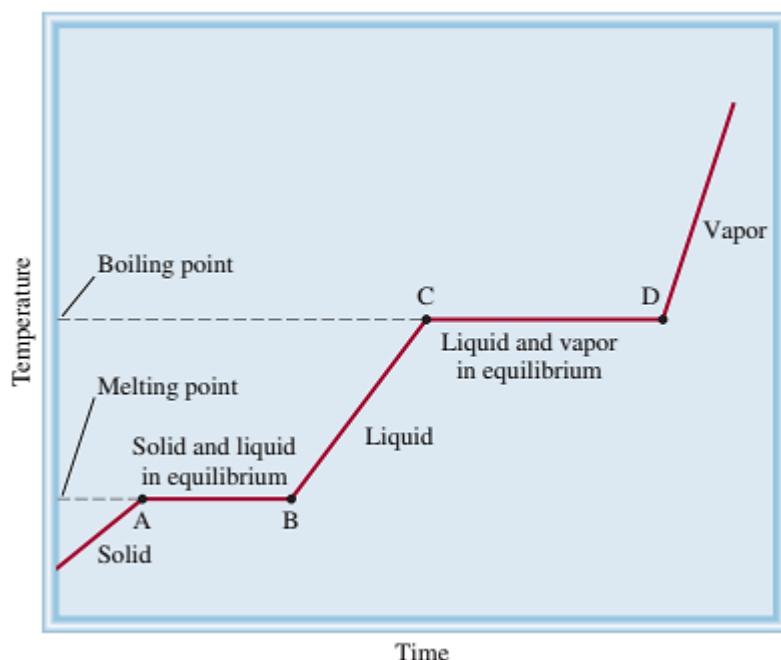
$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_v}{R} \left[-\frac{1}{T_2} - \left(-\frac{1}{T_1} \right) \right] \quad \dots \quad (3.17)$$

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_v(T_2 - T_1)}{RT_1T_2} \quad \dots \dots \dots \quad (3.18)$$

$$\Delta S_{\text{penguapan}} = \frac{\Delta H_{\text{penguapan}}}{T_{\text{didih}}} \cong 88 \text{ J/K.mol} \quad \dots \dots \dots \quad (3.19)$$

4) Kurva Pemanasan

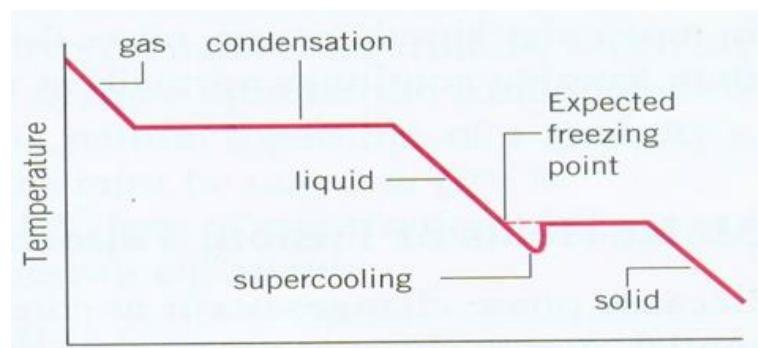
Telah diketahui, bahwa penambahan panas pada cairan pada titik didihnya tidak menaikkan suhu cairan, tetapi panas tersebut digunakan untuk mengubah cairan menjadi gas. Gejala yang sama juga terjadi pada titik lebur dari padatan, dimana panas yang ditambahkan digunakan untuk mengubah padatan menjadi cairan. Hal yang umum terhadap penambahan panas pada senyawa yang dimulai pada suhu nol mutlak yaitu sebagai padatan yang teratur, melebur menjadi cairan yang kurang teratur dan akhirnya mendidih untuk menghasilkan keadaan gas yang sama sekali tidak teratur.



Gambar 6. Kurva Pemanasan. A merupakan titik lebur dan C adalah titik didih. Karena panas yang ditambahkan pada kecepatan yang tetap, maka jarak waktu pada sumbu absis juga merupakan ukuran dari jumlah panas yang ditambahkan.

5) Kurva Pendinginan

Kurva pendinginan dihasilkan bila panas dibebaskan pada kecepatan yang sama dari suatu senyawa. Kurva suhu sebagai fungsi waktu untuk senyawa murni yang mulanya berbentuk gas. Bila panas dari gas dikurangkan maka suhu gas turun sepanjang gas

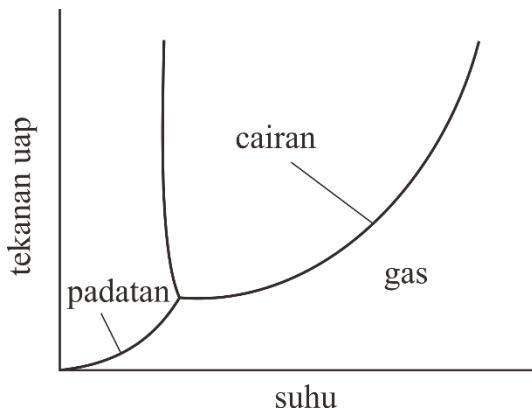


Gambar 7. Kurva Pendinginan

6) Keseimbangan Padatan-Gas

Seperti dalam cairan, partikel-partikel padatan dapat lepas ke fasa uap untuk membentuk tekanan uap. Dalam suasana padatan semua partikel tidak mempunyai energi yang sama. Ada distribusi energi dimana kebanyakan partikel-partikel mempunyai energi yang hampir sama tetapi ada beberapa yang kurang dan lainnya berlebih. Partikel-partikel yang mempunyai energi lebih tinggi dan yang dekat dengan permukaan yang dapat mengatasi gaya tarik-menarik partikel sekitarnya akan lepas ke fasa uap. Jika suatu padatan diletakkan dalam tempat yang tertutup, ternyata bahwa kecepatan partikel-partikel yang lepas ke fasa uap adalah sama dengan kecepatan yang kembali. Hingga akan terjadi keseimbangan dinamik. Karena tendensi lepasnya partikel-partikel tergantung pada besarnya gaya tarik, maka keseimbangan tekanan uap berbeda dari satu senyawa terhadap senyawa yang lain. Jika gaya tarik dalam padatan kecil seperti dalam kristal molekul, maka tendensi lepasnya adalah besar dan tekanan uapnya juga tinggi. Dalam kristal ionik gaya ikatan biasanya besar hingga tendensi lepasnya kecil hingga tekanan uapnya rendah.

Tekanan uap dari padatan juga tergantung pada suhu. Suhu yang lebih tinggi akan mengakibatkan partikel-partikel lebih bertenaga dan akan lebih mudah lepas.



Gambar 8. Kurva perubahan suhu terhadap tekanan uap

Dari Gambar 8. menunjukkan hubungan antara tekanan uap dari suatu senyawa dengan perubahan suhu. Pada nol mutlak partikel-partikel padatan tidak mempunyai tendensi untuk lepas, hingga tekanan uap adalah nol. Bila suhu dinaikkan, tekanan uap juga naik.

Sifat-sifat dari suatu keseimbangan sistem bila pengaruh dari luar telah diselidiki oleh Le Chatelier. Dasar dari Le Chatelier menyatakan, jika tekanan dikenakan pada suatu sistem pada keseimbangan maka sistem akan mengatur kembali untuk mengurangi tekanan. Karena perubahan dari padatan ke gas merupakan proses endotermis (menggunakan panas) maka panas yang ditambahkan dapat diserap pada pengubahan padatan menjadi gas.

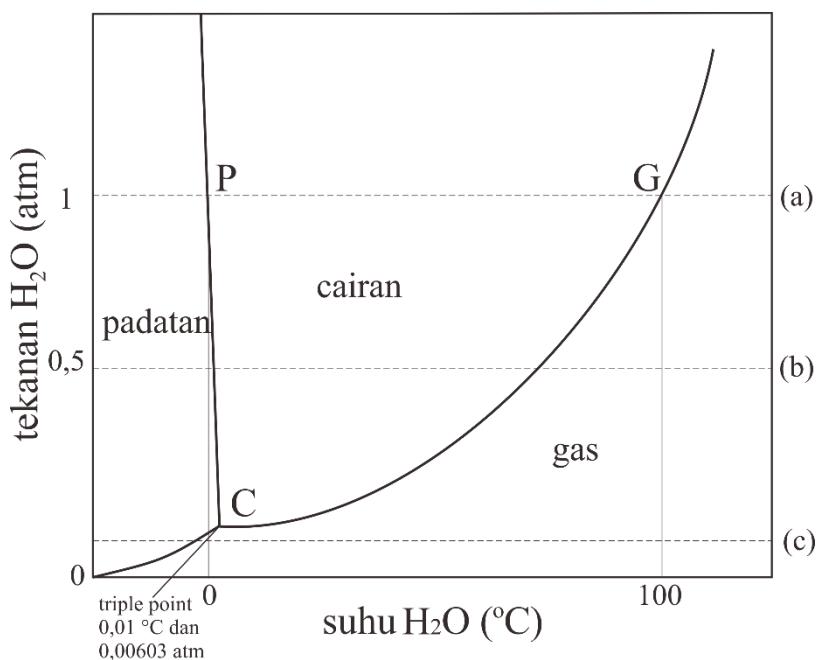
Pada titik dimana kurva tekanan uap dari cairan bertemu dengan padatan (yaitu dimana tekanan uap dari padatan sama dengan tekanan uap cairan), terdapat keseimbangan antara padatan dan gas, antara cairan dan gas dan antara padatan dan cairan. Titik pertemuan ini dimana padatan, cairan dan gas berkoeksistensi dalam keseimbangan disebut *triple point*. Suhu *triple point* air 273, 16 K (atau 0,01 °C) dan tekanan *triple point* adalah 4,58 torr.

7) Diagram Fasa

Hubungan antara padatan, cairan dan gas dari suatu senyawa sebagai fungsi dari suhu dan tekanan dapat diringkaskan pada grafik tunggal yang dikenal sebagai diagram fasa.

Tiap-tiap senyawa mempunyai diagram fasa sendiri-sendiri yang tertentu. Gambar 9, merupakan diagram fasa H_2O . Dalam diagram ini berbagai titik menyatakan senyawa H_2O dapat berwujud padatan, cairan maupun gas, tergantung pada suhu dan tekanannya. Tiap-tiap daerah, ada tiga daerah, merupakan sistem baru fasa. Untuk setiap harga dari tekanan dan suhu yang terdapat dalam daerah fasa tunggal senyawa terdapat dalam keadaan tertentu. Sebagai contoh, pada tekanan 0,5 atm dan suhu $-10^\circ C$ H_2O berada dalam keadaan padatan, pada $+10^\circ C$ dalam keadaan cairan dan pada $100^\circ C$ dalam keadaan gas. Garis-garis yang memisahkan satu daerah dengan daerah lainnya adalah garis-garis keseimbangan, yang menyatakan keseimbangan antara dua fasa. Dalam diagram, garis P-C menyatakan keseimbangan antara padatan dan cairan, garis C-G, keseimbangan antara cairan dan gas, dan garis O-C. keseimbangan antara padatan dan gas. Pertemuan dari tiga garis merupakan *triple point* dimana tiga fasa dalam keseimbangan satu terhadap lainnya.

Kegunaan dari suatu diagram fasa dapat digambarkan oleh sifat-sifat dari H_2O bila panas ditambahkan pada tekanan konstan. Pembacaan diagram fasa bergerak dari kiri ke kanan.



Gambar 9. Diagram fasa dari H_2O

Ada tiga hal yang menjadi perbedaan pokok:

1. Tekanan H_2O dipertahankan pada 1 atm. Dalam percobaan ini es ditempatkan dalam suatu silinder hingga taka da ruangan kosong. Suatu penekan diletakkan di atas es dengan tekanan 1 atm. Mula-mula H_2O sebagai padatan. Kalau panas ditambahkan, maka suhu H_2O naik. Ini sesuai dengan gerakan sepanjang garis (a) dalam Gambar 9. Bila garis P-C dicapai, maka panas yang ditambahkan akan mencair es. Keseimbangan padatan cairan pada titik lebur normal $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ hingga semua padatan diubah menjadi cairan. Sejauh ini tidak ada gas H_2O , karena tekanan uap padatan es jauh lebih rendah daripada tekanan yang dibutuhkan untuk menekan ke luar. Kalau pemanasan diteruskan maka suhu cairan H_2O naik dari 0°C sampai $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, hingga garis C-G dicapai. Pada suhu ini keseimbangan cairan gas tercapai. System tetap pada suhu $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ hingga cairan diubah menjadi gas. Pada suhu $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ tekanan uap cukup besar untuk menekan penekan dan membentuk ruangan yang merupakan volume dari fasa uap. Karena tekanan luar dipertahankan pada 1 atm, maka cairan diubah seluruhnya menjadi gas pada suhu pendidihan normal.
2. Tekanan H_2O dipertahankan pada 0,5 atm. Juga disini H_2O mula-mula sebagai padatan. Kalau suhu dinaikkan, gerakan ke kanan sepanjang garis (b) H_2O sebagai padatan, hingga ia mencapai suhu dimana padatan mencair. Karena kecondongan garis PC ke kiri, maka suhu dimana pencairan terjadi sedikit lebih tinggi pada 0,5 atm daripada 1,0 atm. Pada 0,5 atm es mencair tidak pada $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ tetapi sedikit di atas nol. Perbedaan dalam suhu pencairan kira-kira hanya $0,005\text{ }^{\circ}\text{C}$. setelah semua es telah diubah menjadi cairan pada $+0,005\text{ }^{\circ}\text{C}$, maka penambah panas lebih lanjut akan memanaskan cairan hingga pendidihan terjadi pada garis C-G. pendidihan terjadi bila tekanan uap dari air mencapai 0,5 atm. Suhu pada tekanan tersebut adalah $82\text{ }^{\circ}\text{C}$, di atas $82\text{ }^{\circ}\text{C}$ pada 0,5 atm hanya terdapat uap air.
3. Tekanan H_2O dipertahankan pada 0,001 atm. Jika tekanan dari H_2O dipertahankan pada 0,001 atm, maka H_2O dapat berada hanya sepanjang garis (c). Kalau suhu dinaikkan, maka suhu padatan H_2O naik hingga garis O-C dicapai. Keseimbangan padatan dan gas dicapai, padatan diubah menjadi gas. Bila semua padatan telah berubah menjadi gas, maka suhu gas naik. Disini tidak ada pencairan, dan padatan tidak melalui fasa cairan.

Suatu hal yang menarik dalam diagaram fasa H_2O adalah garis P-C, yang menyatakan keseimbangan antara padatan dan cairan, condong ke kiri dengan kenaikan tekanan. Ini tidak biasa, untuk kebanyakan senyawa garis P-C garis P-C condong ke kanan. Arah kecondongan garis ini adalah penting, karena ia memberitahukan apakah titik beku naik atau turun dengan kenaikan tekanan. Dalam hal air, jika tekanan dinaikkan, maka suhu dimana padatan dan cairan berkoeksistensi turun. Penurunan titik pencairan adalah $0,01\text{ }^{\circ}\text{C atm}^{-1}$

8) Struktur Kristal

Ada 2 jenis padatan: (a) *amorf*, mempunyai titik lebur yang tidak tegas. contoh: kaca; (2) *kristal*, mempunyai titik lebur yang tegas dan susunannya teratur. Jika sinar X dijatuhkan pada padatan Kristal, maka akan didifraksi oleh partikel di dalam kisi. Ada 4 struktur padatan:

1. Struktur logam raksasa
2. Struktur ion raksasa
3. Struktur molekul raksasa
4. Struktur molekul sederhana

a) Kisi Ruang dan Satuan Sel

Kisi ruang adalah barisan 3 dimensi teratur dari titik serupa dalam suatu zat padat Kristal. Satuan sel adalah bagian terkecil dari suatu kisi Kristal yang dapat dipergunakan untuk mencirikan Kristal tersebut. Geometri Kristal dapat dinyatakan dengan seperangkat tiga sumbu yang disebut sumbu kristalografi.

Berdasarkan panjang sumbu kristalografi dan sudut-sudut sumbu, ada 7 sistem:

Sitem	Sumbu	Sudut
Kubus	$a=b=c$	$\alpha=\beta=\gamma=90^{\circ}$
Tetragonal	$a=b \neq c$	$\alpha=\beta=\gamma=90^{\circ}$
Orotrombik	$a \neq b \neq c$	$\alpha=\beta=\gamma=90^{\circ}$
Monoklin	$a \neq b \neq c$	$\alpha=\beta=\gamma \neq 90^{\circ}$
Triklin	$a \neq b \neq c$	$\alpha \neq \beta \neq \gamma$
Rombohederal	$a=b=c$	$\alpha=\beta=\gamma \neq 90^{\circ}$
Heksagonal	$a=b \neq c$	$\alpha=\beta=\gamma=120^{\circ}$

Sistem kubus mempunyai 3 kisi titik atau satuan sel, yaitu:

1. Kubus sederhana

2. Kubus berpusat muka
3. Kubus bermuka badan

Maka, Jumlah kisi ruang untuk seluruh sistem Kristal atau kisis bravais adalah 14, yaitu:

Sistem kristal	Kisi bravais
Kubus	Sederhana, fcc, bcc
Tetragonal	Sederhana, fcc, bcc
Ortorombik	Sederhana, fcc, bcc
Rombohedral(Trigonal)	Sederhana
Heksagonal	Sederhana
Monoklin	Sederhana, berpusat dasar
Triklin	sederhana

Bidang kisi ialah titik-titik kisi ruang yang tersusun dalam sederet bidang sejajar dan punya jarak sama. Untuk menyatakannya digunakan **Indeks Weiss** atau **Indeks Miller**.

b) Struktur Kristal dan Difraksi Sinar X

Persamaan yang menghubungkan variabel ini adalah persamaan Bragg

$$\lambda = 2 \frac{d}{n} \sin \theta$$

atau

$$\lambda = 2d_{hkl} \sin \theta$$

dengan,

n =bilangan bulat 1,2,3,...=orde pantulan

λ =panjang gelombang sinar X

d =jarak antar bidang

θ =jarak antar sinar datang dan bidang kisi

d_{hkl} =jarak antar bidang indeks miller

c) Bidang kisi kristal kubus

Jarak antar bidang dapat diperoleh dari pengukuran difraksi sinar X. Jarak ini sangat penting karena menentukan sistem kristal.

$$d_{hkl} = \frac{a}{\sqrt{h^2 + k^2 + l^2}}$$

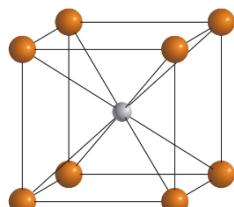
Dengan a = panjang rusuk

d) Gaya ikatan dalam kristal

Sejumlah gaya ikatan dari berbagai jenis gaya ikatan yang ada tercakup didalam pengikatan kristal. Sifat fisik kristal sangat bergantung pada jenis ikatan.

a. Ikatan ionik

Antara ion-ion sering terikat oleh gaya-gaya elektrostatik. Kristal ion sangat kuat, tetapi getas dan titik leburnya tinggi. Contoh: CsCl



b. Kristal kovalen

Atom- atom saling berikatan secara kovalen dalam tiga dimensi. Kristal kovalen kuat, keras dan mempunyai titik leleh yang tinggi. Contoh: struktur intan, SiO_2



c. Kristal Van der Waals

Atom atau molekul netral saling berikatan dengan gaya Van der Waals, maka kristal Van der Waals mempunyai titik leleh yang rendah dan kekuatan kohesi juga rendah. Contoh: kristal dari senyawa organik netral, gas mulia.

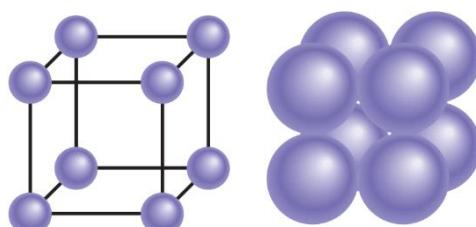
d. Ikatan logam

Ikatan logam hanya terdapat antara agregat atom yang besar. Jenis ikatan ini memberikan sifat yang khas pada logam, seperti mengkilap, dapat ditempa, pengantar kalor dan listrik yang baik dan tidak tembus cahaya.

e) Jumlah Partikel per Sel Satuan dan Volume Sel Satuan (Kubus)

a. Kubus sederhana

Jumlah atom dalam setiap sel satuan = $8 \times 1/8 = 1$ atom (ada 8 sudut dan setiap sudut ada $1/8$ atom)

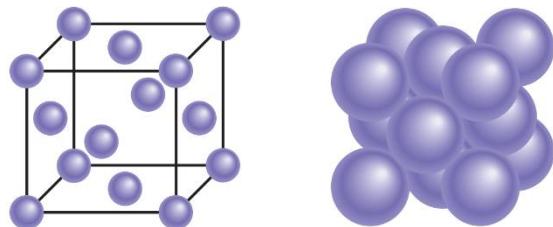


b. Kubus berpusat muka

Jumlah atom dalam setiap sel satuan

$$8 \text{ (sudut)} \times \frac{1}{8} = 1 \text{ atom}$$

$$6 \text{ (muka)} \times \frac{1}{2} = 3 \text{ atom, jadi ada 4 atom}$$

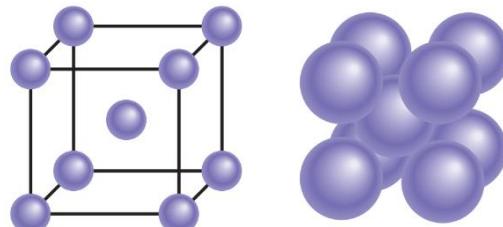


c. Kubus berpusat badan

Jumlah atom setiap sel satuan

$$8 \text{ (sudut)} \times \frac{1}{8} = 1 \text{ atom}$$

$$1 \text{ (badan)} \times 1 = 1 \text{ atom, jadi ada 2 atom}$$



d. Volume sel satuan yang terisi (dalam persen)

f) **Struktur Terjejal dari Raksasa Logam dan Struktur Ion Raksasa**

Ada beberapa struktur raksasa logam,diantaranya adalah:

a. Struktur terjejal dengan bilangan koordinasi 12

Heksagonal terjejal

Kubus terjejal

b. Struktur kubus berpusat badan

Struktur kristal ion ada hubungannya dengan perbandingan jari-jari ion,dengan anggapan bahwa ion adalah suatu bentuk bola.

$$\text{Angka banding jari-jari} = \frac{r_{\text{kation}}}{r_{\text{anion}}} = \frac{r_+}{r_-}$$

$\frac{r_+}{r_-}$	Bilangan koordinasi	Susunan stereo kimia
0,155 - < 0,255	3	Segitiga
0,225 - 0,414	4	Tetrahedral
0,415 - < 0,732	6	Oktahedral
>0,732 - 1,00	8	Kubus

g) Struktur Molekul Raksasa dan Kristal Molekuler

Unsur-unsur seperti intan, grafit dan silikon dapat membentuk ikatan kovalen dan membentuk struktur molekuler raksasa. Di dalam intan, setiap atom C merupakan pusat tetrahedral teratur yang dikelilingi oleh 4 atom C yang terletak di sudut tetrahedron. Silikon dan silikon karbida SiC juga mempunyai struktur intan.

Dalam gravik, atom-atom karbon tersusun secara heksagonal pada lapisan datar yang sejajar. Setiap atom karbon terikat oleh ketiga karbon lainnya secara kovalen oleh tiga dari empat elektron valensinya. Elektron yang keempat terdelokasi disekeliling lapisan, dan hal inilah yang menyebabkan gravit mengkilap dan dapat mengantarkan listrik. Gravit memiliki titik leleh yang tinggi (3730°C) karena ikatan kovalennya sangat kuat.

Partikel-partikel dalam kristal molekuler terikat gaya Van Der Waals. Padatan (kristal molekuler) mudah menguap serta mempunyai energi kisi yang rendah. Kristal molekular umumnya lunak, kristal mudahnya terdistorsi dan titik lelehnya rendah.

h) Energi Kisi

Energi kisi adalah *energi yang terjadi pada pembentukan 1 mol kristal ionik dari ion – ion lainnya dalam keadaan gas*. Born dan Meyer merumuskan besarnya energi kisi sebagai berikut :

$$U = \frac{Z_1 \cdot Z_2 \cdot \lambda \cdot A \cdot e^2}{r_0} \left(1 - \frac{1}{n_i} \right)$$

Dimana :

- Z_1 dan Z_2 = muatan kation dan anion
 r_0 = jarak kesetimbangan antara dua ion terdekat yang berlawanan muatan
 n_i = tetapan eksponen born
 A = tetapan madelung

$$e = \text{muatan elektron}$$

i) Penentuan Tetapan Avogadro

Tetapan avogadro dapat ditentukan dengan difraksi sinar X. Hasil studi terhadap kristal NaCl dengan difraksi sinar X menunjukan bahwa panjang rusuk sel adalah 0,564 nm, kristal NaCl berbentuk kubus berpusat muka, yang setiap sel satuannya 4 ion⁺ dan 4 ion Cl⁻.

Jika massa jenis atom Na = 2,1653 g cm⁻³, maka dengan menggunakan rumus dibawah ini, harga tetapan Avogadro dapat dientukan

$$\text{Tetapan Av} = \frac{\text{jumlah partikel} \times \text{massa partikel relatif}}{\text{volume sel satuan} \times \text{rapatan}}$$

$$\begin{aligned}\text{Tetapan Av} &= \frac{4 \times 58,4428}{(0,5641 \cdot 10^{-7})^3 \times 2,165} \\ &= 6,0155 \cdot 10^{23}.\end{aligned}$$

Tetapan avogadro merupakan banyaknya obyek yang terdapat dalam 1 mol zat.

Latihan:

1. Berapakah volum 360 ml sampel gas pada tekanan 625 torr bila tekanan diubah menjadi 750 torr, pada suhu tetap ?
2. Gas anaestetik (gas patirasa) diberikan kepada pasien, pada suhu kamar 20°C dan suhu tubuh pasien 37°C . Bila 1, 6 L gas diberikan kepada pasien, bagaimanakah pengaruh suhu tubuhnya terhadap volu gas tersebut?
3. Berapa volume 8.5 gram amoniak (NH_3) pada suhu 27°C dan tekanan 1 atm ?
(Ar:H=1;N=14)
4. Berapakah volum yang ditempati 10 gr gas CO pada 20°C dan 745 torr ?

Rangkuman

Zat atau materi adalah sesuatu yang menempati ruang dan memiliki massa. Menempati ruang berarti benda dapat ditempatkan dalam suatu ruang atau wadah tertentu sedangkan massa benda dapat diukur baik dengan perkiraan atau dengan alat tertentu seperti neraca. Dua zat tidak dapat menempati ruang yang sama dalam waktu bersamaan. Setiap zat / materi terdiri dari partikel-partikel / molekul-molekul yang menyusun zat tersebut.

Gas merupakan satu dari tiga wujud zat dan walaupun wujud ini merupakan bagian tak terpisahkan dari studi kimia .Sifat fisik gas bergantung pada struktur molekul gasnya dan sifat kimia gas juga bergantung pada strukturnya. Perilaku gas yang ada sebagai molekul tunggal adalah contoh yang baik kebergantungan sifat makroskopik pada struktur mikroskopik.

Cairan tidak mempunyai bentuk yang tertentu. Suatu cuplikan cairan mempunyai bentuk sesuai dasar dari tempatnya. Hal ini memberikan suatu pengertian bahwa tidak ada kedudukan yang tertentu untuk molekul-molekul cairan bergerak untuk menempati tempat-tempat yang mempunyai tenaga potensial yang rendah.

Seperti dalam cairan, partikel-partikel padatan dapat lepas ke fasa uap untuk membentuk tekanan uap. Dalam suasana padatan semua partikel tidak mempunyai energi yang sama. Ada distribusi energi dimana kebanyakan partikel-partikel mempunyai energi yang hampir sama tetapi ada beberapa yang kurang dan lainnya berlebih. Partikel-partikel yang mempunyai energi lebih tinggi dan yang dekat dengan permukaan yang dapat mengatasi gaya tarik-menarik partikel sekitarnya akan lepas ke fasa uap.

Pustaka

1. Sastrohamidjojo, Hardjono. 2005. *Kimia Dasar, Edisi ke-2*. Yogyakarta: Gadjah Mada University Press
2. Chang, Raymond. 2010. *Chemistry; Tenth Edition*. New York: The McGraw-Hill

Tes Formatif/ Kunci Jawaban Soal Latihan

1. Penyelesaian :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$625 \text{ torr} \cdot 360 \text{ ml} = 750 \text{ torr} \cdot V_2$$

$$\frac{625 \text{ torr} \cdot 360 \text{ ml}}{750 \text{ torr}} = V_2$$

$$V_2 = 300 \text{ ml.}$$

2. Penyelesaian :

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

$$V_2 = 1,60 \text{ L} \times \frac{310 \text{ K}}{293 \text{ K}} = 1,69 \text{ L}$$

3. Penyelesaian

$$85 \text{ g amoniak} = 17 \text{ mol} = 0.5 \text{ mol}$$

Volume amoniak (STP) = $0.5 \times 22.4 = 11.2 \text{ liter}$

Berdasarkan persamaan Boyle-Gay Lussac:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

$$1 \times 112.1 / 273 = 1 \times V_2 / (273 + 27) \leftrightarrow V_2 = 12.31 \text{ liter}$$

4. Penyelesaian :

- Jumlah mol CO = $10 \text{ gr} \times \frac{1 \text{ mol CO}}{28,0 \text{ CO}} = 0,357 \text{ mol CO}$

- Tekanan (P) CO = $745 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 0,980 \text{ atm}$

- Penggunaan tetapan molar gas (R) sebagai faktor konversi, maka

$$V = \frac{0,0821 \text{ L atm}}{1 \text{ mol} \cdot \text{K}} \times \frac{0,357 \text{ mol} \times 293 \text{ K}}{0,980 \text{ atm}} = 8,76 \text{ L}$$

Umpulan & Tindak Lanjut

Cocokkanlah jawaban anda dengan kunci jawaban Tes formatif 3 yang ada di bagian akhir modul ini. Hitunglah jumlah jawaban anda yang benar, kemudian gunakan rumus di bawah ini untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi kegiatan belajar 3

Rumus:

$$\text{Tingkat Pengusaan} = \frac{\text{jumlah jawaban Anda yang benar}}{10} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan yang Anda capai:

90% - 100% = baik sekali

80% - 89% = baik

70% - 79% = cukup

- 69% = kurang

Kalau Anda mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih Anda dapat meneruskan dengan modul berikutnya. Bagus tetapi kalau kurang dari 80% Anda harus mengulangi kegiatan belajar 3, terutama bagian yang belum anda kuasai.

BAB V. ENERGETIKA

A. Deskripsi Singkat

Pengertian energi secara sederhana adalah sebagai kapasitas atau kemampuan untuk melakukan usaha. Tidak semua energi berhubungan langsung dengan kimia seperti energi gelombang pasang-surut. Dalam sistem kimia, perubahan energi itu terjadi karena ada reaksi kimia (sistem kimia).

Setelah mengikuti modul ini diharapkan Anda memiliki kompetensi berikut: Menguasai konsep-konsep tentang perubahan energi dalam kimia, cara pengukuran dan sifat ketidakteraturan dalam alam semesta.

B. Relevansi

Sebelum mempelajari modul ini diharapkan mahasiswa telah menguasai hukum-hukum dasar ilmu kimia, konsep mol, persamaan kimia, penyetaraan persamaan reaksi kimia, perhitungan kuantitatif reaksi kimia, sifat-sifat gas, hukum-hukum yang berlaku untuk gas, sifat-sifat cairan dan padatan, keseimbangan Padatan-Gas dan diagram fasa.

C. Capaian Pembelajaran Mata Kuliah

Mahasiswa mampu menyelesaikan permasalahan dalam energetika

5.1. Pengertian Energi, Jenis Energi dan Hukum Kekekalan Energi

Dalam suatu sistem terisolasi, jumlah total energi adalah konstan. Melalui proses kimia energi tersebut kemudian berubah menjadi energi dalam bentuk lain misalnya energi mekanik (gerak), energi listrik, energi cahaya, energi permukaan, energi inti dan lain sebagainya. Alam semesta dapat dianggap sebagai suatu sistem terisolasi, dengan demikian energi alam semesta juga konstan. Pengertian ini memunculkan suatu hukum yang dinamakan *hukum kekekalan energi*. Hukum ini menyatakan bahwa *energi itu tidak dapat diciptakan atau dimusnakan, energi hanya dapat diubah dari satu bentuk energi ke bentuk energi lain*. Hukum ini juga disebut sebagai hukum pelestarian energi.

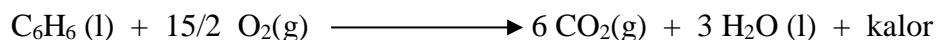
Beberapa contoh perubahan energi, sebagai berikut:

Energi radiasi diubah menjadi energi panas. Perubahan ini terjadi ketika kita berjemur di bawah matahari. Energi radiasi ini akan diubah menjadi energi termal pada kulit kita.

Energi potensial pada suatu sistem waduk dapat diubah menjadi energi listrik pada Pusat Pembangkit Listrik Tenaga Air (PLTA).

Tugas 1:

1. Diskusikan reaksi pembakaran berikut ini yang terjadi dalam tubuh manusia, yakni:



Perubahan bentuk energi (kalor) setelah reaksi terjadi menjadi apa?.

Jawab:

2. Apakah perbedaan panas dengan kalor?.

Jawab :

3. Definisikan besaran energi (Joule) dan kalori. Sebutkan satuan energi lain dan definisikan ke dalam joule.

Jawab :

.....
.....

5.2. Pengertian Sistem dan Lingkungan

Untuk menganalisis perubahan energi yang menyertai reaksi kimia, maka kita harus memahami apa yang dimaksud dengan sistem dan lingkungan. Sistem merupakan bagian dari alam semesta yang merupakan pusat perhatian kita. Lingkungan merupakan bagian sisa dari alam semesta yang terdapat di luar sistem. Antara sistem dan lingkungan ada interaksi baik materi maupun energi bila terjadi proses.

Akibat adanya interaksi tersebut, dikenal 3 jenis sistem, yaitu sistem terbuka, sistem tertutup dan sistem terisolasi (tersekat).

Sistem terbuka (open system), yaitu sistem yang dapat mempertukarkan baik materi (massa) maupun energi. Misalnya kita memasukkan sebongkah es ke dalam air di gelas pada temperatur 25 °C. Air sebagai suatu sistem menerima sebongkah es dari lingkungan dan pada saat yang bersamaan temperatur sistem turun, sehingga untuk menyamakan (kesetimbangan) dengan suhu lingkungan maka sistem menyerap kalor dari lingkungan sampai es tadi menjadi air .

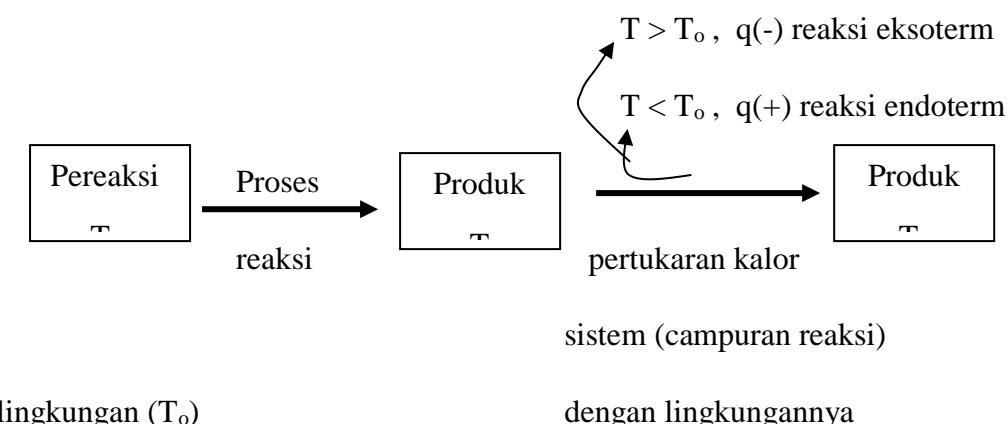
Sistem tertutup (close system), yaitu sistem yang hanya mempertukarkan energi (panas) dengan lingkungannya tetapi tidak dapat mempertukarkan massa dengan lingkungannya. Contoh gas dalam silinder tertutup, bila ditekan maka volume silinder mengecil dan tekanan bertambah sehingga terjadi panas dalam sistem. Panas ini (energi) di serap oleh lingkungan melalui dinding silinder (batas sistem).

Sistem terisolasi (tersekat), yakni suatu sistem yang tidak dapat mempertukarkan baik massa maupun energi dengan lingkungannya. Contoh, Air yang sudah mendidih dimasukkan ke dalam termos. Termos merupakan sistem terisolasi. Walaupun tetap terjadi aliran energi dari sistem kelingkungan dalam waktu yang cukup lama.

Perlu diperhatikan di sini bahwa kalor (q) dan kerja (w), merupakan bentuk energi yang dapat dipertukarkan antara sistem dan lingkungan. Kita memusatkan pembahasan mengenai bentuk energi ini yakni kalor (q).

5.3. Reaksi Eksoterm dan Endoterm.

Kalor reaksi adalah energi yang dipindahkan dari atau ke sistem (ke atau dari lingkungan), sehingga suhu suatu zat hasil reaksi menjadi sama dengan suhu campuran zat-zat pereaksi. Perhatikan diagram gambar berikut ini:



Gambar 1. Diagram umum reaksi eksoterm dan endoterm

Dari diagram di atas dapat dipahami bahwa bila sistem berada pada temperatur tinggi, maka sistem akan membebaskan kalor sehingga bagi campuran reaksi (produk) bersuhu tinggi akan membebaskan kalornya ke lingkungan dan reaksi tersebut adalah reaksi eksoterm dan sebaliknya. Untuk selanjutnya pengertian kalor reaksi yang kita pakai adalah ΔH , karena umumnya reaksi kimia dikerjakan pada tekanan konstan ($q_p = \Delta H$). Sebagai guru kimia, bagaimana persamaan ini diperoleh?, coba diskusikan dengan teman anda.

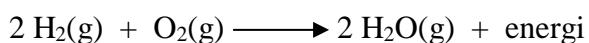
Oke, kita kembali kepada penjelasan dari 2 jenis reaksi di atas yakni:

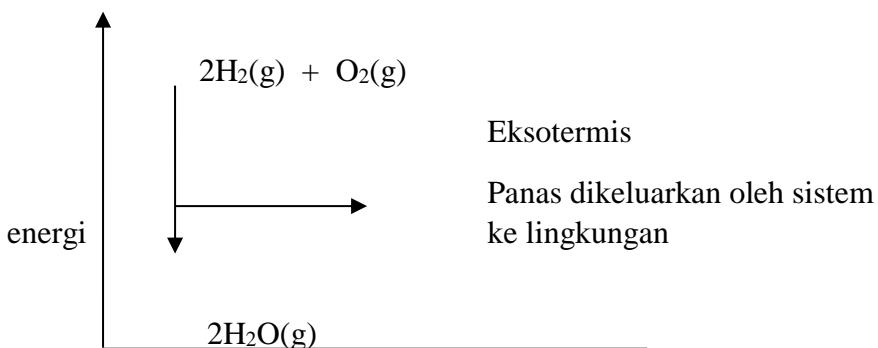
1. Reaksi Eksoterm

Reaksi eksoterm juga disebut reaksi spontan karena sistem membebaskan panas ke lingkungan.

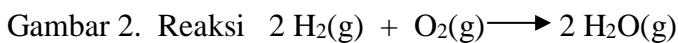
Contoh:

Reaksi pembakaran gas hidrogen dengan oksigen





Koordinat reaksi



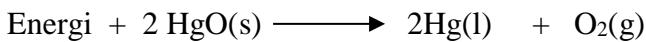
merupakan reaksi eksotermis

2. Reaksi Endoterm

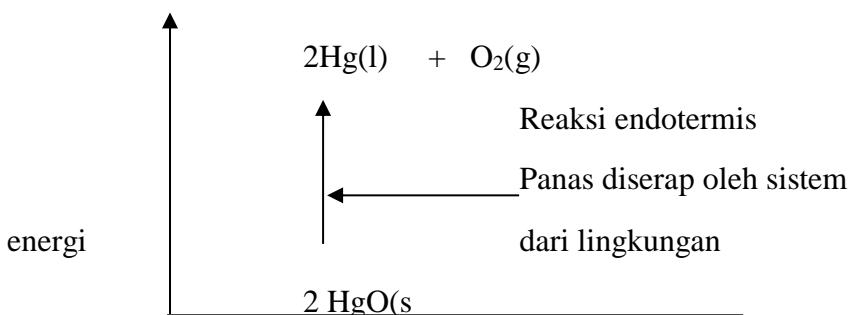
Reaksi endoterm terjadi jika sistem menyerap panas dari lingkungan sehingga suhu lingkungan menjadi lebih rendah. Pada reaksi endoterm $\Delta H (+)$. Hal ini terjadi karena pada reaksi endoterm, sistem menerima energi dari lingkungan sehingga energi sistem bertambah.

Contoh:

Reaksi dekomposisi merkuri (II) oksida (HgO) pada suhu tinggi



Reaksi ini merupakan contoh proses endotermis. Yakni suatu proses dimana panas harus ditambahkan ke dalam sistem (HgO) oleh lingkungannya.



Koordinat reaksi



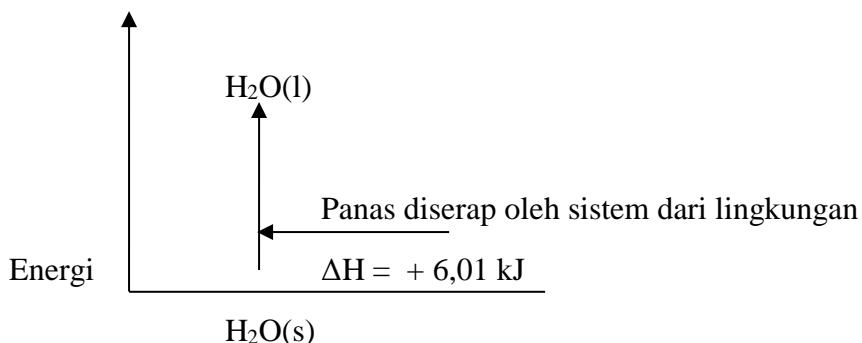
5.4. Persamaan Termokimia

Termokimia adalah studi tentang efek panas (kalor) yang terjadi baik dalam proses fisis (perubahan fisika) maupun dalam reaksi kimia (perubahan kimia). kita telah mengetahui dalam

kehidupan sehari-hari bahwa pada temperatur 0°C dan tekanan 1 atm, es (padat) meleleh menjadi air yang berwujud cair. Dari hasil pengukuran panas menunjukkan bahwa untuk setiap mol es yang meleleh pada kondisi ini, sebesar 6,01 kJ energi diserap sistem (es). Oleh karena ΔH bernilai positif maka proses ini termasuk proses endotermis. Persamaan termokimia untuk perubahan fisika ini adalah:



Proses endotermis tersebut dapat juga ditunjukkan dalam diagram energi berikut ini:



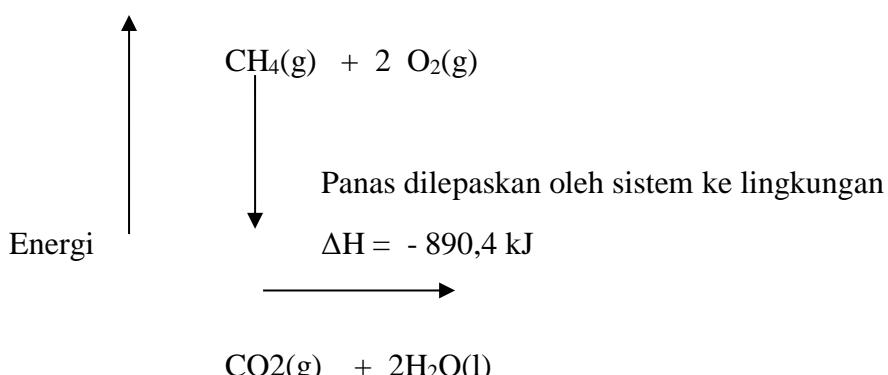
Gambar 4. Perubahan entalpi Perubahan fisis (endotermis)

Persamaan termokimia yang lain adalah pada reaksi kimia (perubahan kimia), contoh pembakaran gas metana (CH_4) yang merupakan komponen utama gas alam.

Persamaannya adalah:



Dari pengalaman sehari-hari kita tahu bahwa pembakaran gas alam disertai dengan pelepasan panas ke lingkungan, sehingga prosesnya merupakan proses eksotermis dan ΔH bernilai negatif. Perubahan entalpi dari proses kimia tersebut dapat dilihat dalam diagram energi berikut ini (Gambar 5).



Gambar 5. Perubahan entalpi reaksi kimia (eksotermis)

Keterangan pada Gambar 4 dan 5 di atas adalah:

Pada Gambar 4 peleahan 1 mol es pada 0°C (proses endotermis) menghasilkan kenaikan entalpi sistem sebesar 6,01 kJ

Pada Gambar 5 pembakaran 1 mol metana dengan gas oksigen (proses eksotermis) menghasilkan penurunan entalpi sistem sebesar 890,4 kJ

Persamaan peleahan es dan pembakaran metana merupakan contoh persamaan termokimia, yaitu persamaan yang menunjukkan perubahan entalpi sesuai dengan hubungan massanya. Berikut ini adalah beberapa hal terkait dengan penulisan dan interpretasi persamaan termokimia. Hal ini merupakan pedoman yang sangat membantu kita sebagai guru.

Koefisien stoikiometri menunjukkan jumlah mol suatu zat.

Ketika persamaannya dibalik, nilai ΔH -nya tetap sama, tetapi dengan arah berbeda (tandanya berubah)

Jika kita menggadakan kedua sisi persamaan termokimia dengan faktor n maka ΔH -nya juga harus berubah dengan faktor n yang sama. Disini n adalah sifat ekstensif dari sistem.

Ketika menuliskan persamaan termokimia, kita harus mengungkapkan secara fisik sifat reaktan dan produk reaksi. Sifat fisik yang dimaksud biasanya adalah fasanya, temperaturnya dan tekanannya.

Contoh : Latihan 1

1. Suatu persamaan termokimia ditulis sebagai berikut:



Hitunglah panas yang dilepaskan ketika 74,6 gram SO_2 dibakar menjadi SO_3 . (diketahui, Ar: S = 32, O=16).

Jawab:

$$\begin{aligned} \text{Diketahui: 74,6 gram } SO_2 &= \frac{74,6 \text{ g } SO_2}{MrSO_2} = \frac{74,6 \text{ g}}{(32 + 2(16)) \text{ g/mol}} \\ &= \frac{74,6}{64} = 1,1656 \text{ mol} \end{aligned}$$

Pembakaran 1 mol SO_2 sesuai reaksi menghasilkan $\Delta H = -99,1 \text{ kJ}$

Jadi untuk 1,1656 mol SO_2 menghasilkan

ΔH sebesar $1,1656 \times -99,1 \text{ kJ} = -115,5 \text{ kJ}$.

2. Diketahui suatu persamaan termokimia berikut;



Reaksi ini dilakukan dalam tabung reaksi. Berdasarkan reaksi di atas sebutkan

- a. Sistemnya
- c. Bagaimana transfer energinya, dan
- b. lingkungannya
- d. Diagram entalpinya.

Jawab.

.....
.....
.....
.....

5.5. Jenis Perubahan Entalpi

Sebagaimana telah dijelaskan terdahulu bahwa penerapan hukum kekekalan energi terhadap peristiwa kimia disebut *termokimia*, yang membahas tentang kalor yang menyertai reaksi kimia. Reaksi kimia termasuk proses isothermal dan bila dilakukan pada udara terbuka maka kalor reaksi sama dengan perubahan entalpi reaksinya, atau $q_p = \Delta H$. Akibatnya kalor dapat dihitung dari perubahan entalpi reaksi:

$$q = \Delta H_{\text{hasil reaksi}} - \Delta H_{\text{pereaksi}}$$

Supaya terdapat keseragaman harus ditetapkan *keadaan standar*, yaitu suhu 25 °C dan tekanan 1 atm. Dengan demikian perhitungan termokimia didasarkan pada keadaan standar. Contoh umum:



ΔH° adalah lambang atau notasi perubahan entalpi pada keadaan itu. Ditinjau dari jenis reaksi, terdapat beberapa jenis kalor reaksi, yakni sebagai berikut:

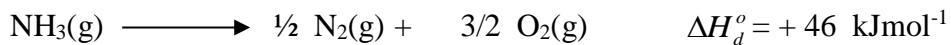
- a. Kalor Pembentukan Standar (ΔH_f°)

Kalor pembentukan standar adalah kalor yang menyertai pembentukan satu mol senyawa langsung dari unsur-unsurnya. Contohnya amoniak (NH₃), harus dibuat dari gas nitrogen dan gas hidrogen sesuai reaksi:



Berarti $\Delta H_{\text{NH}_3}^\circ = -46 \text{ kJmol}^{-1}$. Keterangan, f = formation (pembentukan)

b. Kalor Penguraian (kebalikan dari kalor pembentukan) yaitu kalor yang menyertai penguraian 1 mol senyawa menjadi unsur-unsurnya, contoh:



Ini berarti $\Delta H_{d\text{NH}_3}^o = + 46 \text{ kJmol}^{-1}$

c. Kalor Pembakaran ΔH_c^o , adalah kalor yang dihasilkan dari pembakaran 1 mol suatu senyawa dengan oksigen (O_2) kadang disertai dengan nyala api. Perubahan entalpi pembakaran adalah perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepas pada pembakaran sempurna 1 mol zat. Apabila perubahan entalpi zat diukur bukan pada kondisi standar, maka notasinya adalah ΔH_c .

Contoh:

Pembakaran 4 gram etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) membentuk karbon dioksida dan air serta dibebaskan kalor sebanyak 117,39195 kJ. Tuliskan persamaan termokimia pembakaran etanol (Ar; H=1, C=12, O=16).

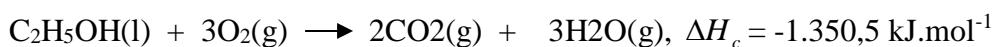
Jawab:

$$4 \text{ gram C}_2\text{H}_5\text{OH} = \frac{4\text{g}}{40\text{g/mol}} = 0,086957 \text{ mol}$$

Pembakaran 0,086957 mol, $\Delta H_c = 117,39195 \text{ kJ}$.

$$\text{Pembakaran 1 mol C}_2\text{H}_5\text{OH, } \Delta H_c = \frac{-117,39195\text{kJ}}{0,0869195\text{mol}} = -1.350,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Persamaan termokimianya adalah;



Perubahan entalpi Netralisasi standar (ΔH_n^o)

Perubahan entalpi netralisasi standar ΔH_n^o adalah perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan untuk menetralkan 1 mol asam oleh basa atau 1 mol basa oleh asam yang diukur pada keadaan standar. Jika pengukuran tidak pada keadaan standar maka notasinya adalah ΔH_n . ($n = \text{neutralization}$).

Contoh:



$$\Delta H_{reaksi} = -200 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_n \text{ NaOH} = \frac{-200 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = -100 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_n \text{ H}_2\text{SO}_4 = -200 \text{ kJ/mol.}$$

e. Perubahan entalpi penguapan standar ΔH_v^o , (v = vaporization)

Entalpi penguapan standar adalah perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan pada penguapan 1 mol zat dalam fasa cair menjadi fasa gas yang diukur pada keadaan standar.

Contoh:



$$\Delta H_{\text{Penguapan}} \text{ H}_2\text{O} = +44 \text{ kJ.}$$

f. Perubahan entalpi peleburan standar (ΔH_{fus}^o), (fus = fusion)

Perubahan entalpi peleburan standar (ΔH_{fus}^o) yaitu perubahan entalpi 1mol zat dalam fasa padat menjadi zat dalam fasa cair yang diukur pada keadaan standar.

Contoh:

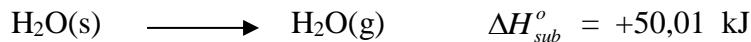


$$\Delta H_{\text{Peleburan}} \text{ H}_2\text{O} = +6,01 \text{ kJ}$$

g. Perubahan entalpi sublimasi standar (ΔH_{sub}^o)

Perubahan entalpi sublimasi standar adalah perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan pada sublimasi 1 mol zat dalam fasa padat menjadi zat dalam fasa gas yang diukur pada keadaan standar.

Contoh:



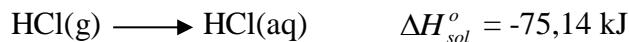
Berdasarkan perubahan-perubahan fasa suatu materi dan perubahan kalor yang menyertainya, maka dapat disimpulkan bahwa:

$$\Delta H_{\text{sub}}^o = \Delta H_{\text{fus}}^o + \Delta H_{\text{vap}}^o$$

h. Perubahan entalpi pelarutan standar, ΔH_{sol}^o (sol = solvation)

Perubahan entalpi pelarutan standar yaitu perubahan entalpi yang dibutuhkan atau dilepaskan dari 1 mol zat melarut dalam suatu pelarut (umumnya air) yang diukur pada keadaan standar.

Contoh:



Soal Latihan 2

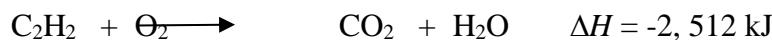
Pada pembakaran gas hidrogen terbentuk 12 gram air dan dibebaskan panas sebanyak 190,54 kJ. Tentukan $\Delta H_c \text{ H}_2$ dan ΔH_{fH_2O} .

Pembentukan gas asetelin (etuna) membutuhkan kalor sebanyak 226,7 kJ/mol. Tentukan perubahan entalpi pada penguraian 8 gram gas asetilen serta tuliskan persamaan termokimianya.

Diketahui $\Delta H_f^o \text{ H}_2\text{SO}_4 = x \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_d^o \text{ AgNO}_3 = y \text{ kJ/mol}$, dan $\Delta H_c^o \text{ C}_6\text{H}_6 = z \text{ kJ/mol}$.

Tuliskan persamaan termokimia dari senyawa-senyawa tersebut.

Diketahui persamaan termokimia :



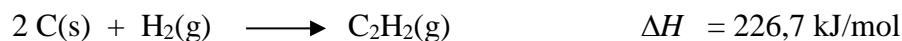
Berapakah perubahan entalpi pada pembakaran sempurna 2,8 liter gas C_2H_2 pada keadaan STP?.

Sebutkan dan jelaskan macam-macam perubahan entalpi.

Kunci Jawaban soal latihan 2:

1. $\Delta H_c \text{ H}_2 = -284,4 \text{ kJ/mol}$ dan $\Delta H_f \text{ H}_2\text{O} = -284,4 \text{ kJ/mol}$

2. $\Delta H = 68,01 \text{ kJ}$



3. -----

4. $\Delta H = 314 \text{ kJ}$

5. -----

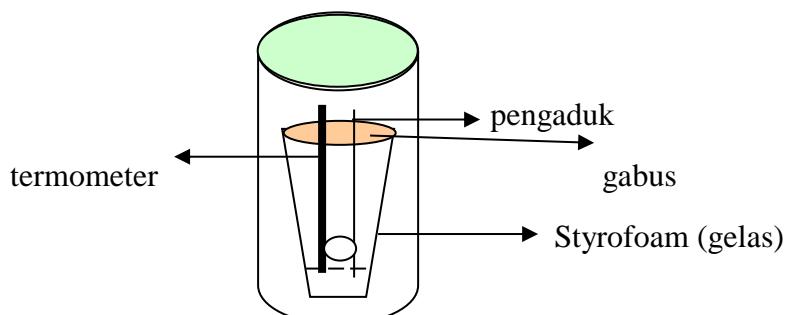
5.6. Penentuan Perubahan Entalpi

Dalam pengukuran perubahan entalpi reaksi, dapat didekati melalui 2 cara, yaitu dengan metode eksperimen yakni melalui percobaan kalorimeter dan dengan perhitungan teoritis yakni dengan hukum Hess dan pendekatan harga energi ikatan rata.

1. Kalorimeter

Untuk menentukan perubahan entalpi (ΔH) suatu reaksi dapat dilakukan dengan suatu percobaan menggunakan kalorimeter, baik kalorimeter sederhana maupun kalorimeter bomb. Kalorimeter merupakan suatu alat untuk mengukur jumlah kalor reaksi yang diserap maupun yang dilepaskan pada suatu sistem reaksi kimia.

Kalorimeter sederhana seperti yang digambarkan di bawah ini, lebih umum digunakan terutama di SMA. Kalorimeter ini terdiri dari dua bula gelas styrofoam. Styrofoam merupakan salah satu isolator sehingga jumlah kalor baik yang diserap atau dilepaskan ke lingkungan dapat diabaikan. Kalorimeter sederhana digunakan untuk mengukur perubahan suhu larutan suatu reaksi kimia. Jadi jika reaksi berlangsung secara isoterm maka kalor sepenuhnya diserap oleh larutan dalam wadah. Sebaliknya jika reaksi berjalan secara endoterm maka kalor diserap dari larutan. Dengan demikian kalor yang diserap atau dilepaskan larutan dapat kita tentukan melalui pengukuran perubahan suhunya.



Gambar 6. Kalorimeter sederhana

Dalam menentukan ΔH menggunakan kalorimeter, kita akan selalu berhubungan dengan kalor dan panas. Jumlah kalor yang diperlukan untuk menaikkan 1°C atau 1°K disebut panas jenis (c), dinyatakan dengan satuan $\text{Jg}^{-1}^{\circ}\text{C}^{-1}$. Untuk menentukan jumlah kalor suatu zat secara umum berlaku rumus:

$$q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

di mana :

$$q = \text{jumlah kalor (J)}$$

m = massa zat (gram)

c = kalor jenis ($\text{Jg}^{-1}\text{C}^{-1}$)

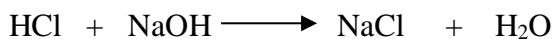
Δt = Perubahan suhu ($t_{\text{akhir}} - t_{\text{awal}}$)

Contoh:

Sebanyak 50 mL (50g) HCl 1 M bersuhu 27°C dicampur dengan 50 mL (50g) NaOH 1 M juga bersuhu 27°C dalam kalorimeter gelas styrofoam. Ternyata suhu campuran naik menjadi 35,5°C. Jika kalor jenis larutan adalah 4,2 $\text{Jg}^{-1}\text{C}^{-1}$. Tentukan ΔH reaksi netralisasi ΔH_n .

Jawab:

Dari reaksi diketahui bahwa:



$$m = 50 \text{ g} + 50 \text{ g} = 100 \text{ g}$$

$$c = 4,18 \text{ Jg}^{-1}\text{C}^{-1}$$

$$\Delta t = (35,5 - 27) \text{ }^{\circ}\text{C} = 6,5 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Ditanya ΔH_n ?

$$q_{\text{larutan}} = m \cdot c \cdot \Delta t$$

$$= 100 \text{ g} \times 4,18 \text{ Jg}^{-1}\text{C}^{-1} \times 6,5 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$= 2.730 \text{ J}$$

$$q_{\text{reaksi}} = -2.730 \text{ J} \text{ (mengapa negatif?)}$$

Dari persamaan reaksi netralisasi ternyata 0,05 mol HCl bereaksi 0,05 mol NaOH menjadi 0,05 mol NaCl dan 0,05 mol H₂O.

$$\text{Sehingga harga } q_{\text{reaksi}} = \Delta H_n$$

$$= \frac{-2.730 \text{ J}}{0,05 \text{ mol}} = 54,6 \text{ J/mol.}$$

2. Hukum Hess

Berdasarkan hukum Hess, penentuan ΔH reaksi dapat dilakukan dengan 2 cara berikut:

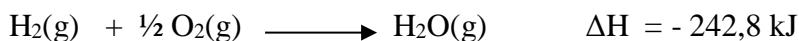
Perubahan entalpi ΔH dihitung melalui penjumlahan dari perubahan reaksi yang berhubungan. Tidak semua reaksi ΔH -nya dapat ditentukan secara langsung melalui eksperimen seperti pembentukan senyawa dari unsur-unsurnya, reaksi yang berjalan sangat

lambat atau reaksi yang menghasilkan efek samping. Untuk reaksi seperti ini dapat ditempuh ΔH reaksinya berdasarkan perhitungan. Misalnya:

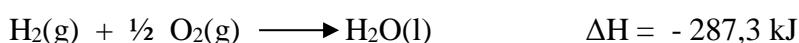


Reaksi di atas melalui 2 tahap. Mula-mula hidrogen bereaksi dengan oksigen menghasilkan uap air, kemudian uap air dapat diubah menjadi air (cair).

Persamaan termokimianya yaitu:



Bila kedua reaksi di atas dijumlahkan maka diperoleh:

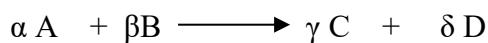


Ternyata hasil penjumlahan ΔH reaksi di atas sama dengan ΔH pembakaran hidrogen yang berlangsung membentuk air (cair).

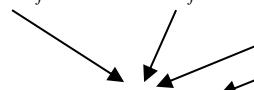
Berdasarkan percobaan-percobaan yang telah dilakukan oleh Henry Hess, pada tahun 1840, merumuskan bahwa 'Perubahan entalpi yang dilepas atau diserap tidak tergantung pada jalannya reaksi, melainkan tergantung pada kondisi zat-zat yang bereaksi (reaktan) dan zat hasil reaksi (produk)'. Hukum Hess juga dapat dinyatakan dalam bentuk diagram atau bentuk siklus tingkat energi.

Perubahan entalpi (ΔH) suatu reaksi dihitung berdasarkan selisih entalpi pembentukan (ΔH_f°) antar produk dan reaktan.

Secara umum rumus untuk persamaan reaksinya sebagai berikut:



$$\Delta H^\circ = \gamma \cdot H_f^\circ \text{C} + \delta \cdot H_f^\circ \text{D} - \alpha \cdot H_f^\circ \text{A} - \beta \cdot H_f^\circ \text{B}$$



Diketahui pada 25 °C dan 1 atm (ada dalam daftar buku)

Hukum Kedua termodinamika

Hukum termodinamika kedua menyatakan bahwa pada proses s, entropi alam semesta bertambah dan pada proses reversibel, entropi alam semesta tidak berubah. Proses spontan adalah proses yang terjadi secara efisien, tanpa intervensi kontinu dan seringkali, tetapi tidak selalu disertai dengan proses eksotermi. Proses spontan adalah proses tak reversibel

Proses reversibel adalah yang arahnya dapat dibalik dan selalu dekat pada kesetimbangan reaksi reversibel terjadi sangat lambat, karena perubahan kuantitas yang terjadi sangat kecil sehingga hampir tidak terasa (Onggo, 2013). Selanjutnya dikatakan bahwa entropi dengan notasi, S , merupakan ukuran ketidak teraturan. Entropi meningkat dengan meningkatnya temperatur, volume dan pergerakan molekul yang independen. Entropi meningkat dengan derajat kebebasan $S(g) > S(l) > S(s)$.

Secara matematik perubahan entropi didefinisikan sebagai:

$$\Delta S = q/T$$

$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sistem}} + \Delta S_{\text{lingungan}} > 0$, adalah proses spontan.

$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sistem}} + \Delta S_{\text{lingungan}} = 0$, adalah proses reversibel

$$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sistem}} - \Delta H_{\text{sistem}}/T$$

$$T \Delta S_{\text{total}} = T \Delta S_{\text{sistem}} - \Delta H_{\text{sistem}}$$

$= - (T \Delta H_{\text{sistem}} - \Delta H_{\text{sistem}})$. karena ΔS_{total} selalu positif untuk semua reaksi spontan, maka:

$$- (T \Delta H_{\text{sistem}} - \Delta H_{\text{sistem}}) > 0, \text{ atau}$$

$$\Delta G > 0.$$

dengan ΔG , adalah perubahan energi bebas Gibbs.

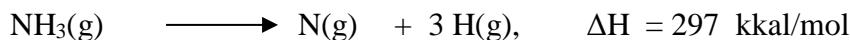
3. Energi Ikatan.

Energi yang dibutuhkan untuk memutuskan ikatan kimia dalam 1 mol suatu senyawa berwujud gas pada keadaan standar menjadi atom-atomnya disebut *energi ikatan*. Berdasarkan jenis dan letak atom terhadap atom-atom lain dalam molekulnya dikenal 3 jenis energi ikatan, yaitu energi atomisasi, energi disosiasi ikatan dan energi ikatan rata-rata.

a. Energi atomisasi

Energi atomisasi adalah energi yang dibutuhkan untuk memutuskan semua ikatan 1 mol molekul menjadi atom-atom bebas dalam keadaan gas. Energi atomisasi sama dengan jumlah seluruh ikatan atom-atom dalam 1 mol senyawa.

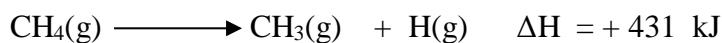
Contoh:



Pada molekul NH_3 terdapat 3 ikatan N-H, energi ikatan N-H sebesar 93 kkal/mol, sehingga energi atomisasi NH_3 sebesar $3 \times 93 \text{ kkal/mol} = 297 \text{ kkal/mol}$.

b. Energi Disosiasi Ikatan

Energi disosiasi ikatan adalah energi yang dibutuhkan untuk memutuskan ikatan salah satu ikatan yang terdapat pada suatu molekul atau senyawa dalam keadaan gas. Contoh:



Jadi energi disosiasi untuk melepas 1 atom H dari CH_4 adalah 431 kJ.

c. Energi ikatan rata-rata

Energi ikatan rata-rata adalah energi ikatan yang dibutuhkan untuk memutuskan ikatan atom-atom pada suatu senyawa yang dinotasikan sebagai D. Misalnya penguraian 1 mol gas CH_4 menjadi atom-atomnya diperlukan energi sebesar 1.668 kJ. Reaksinya sebagai berikut:



Dalam molekul CH_4 terdapat 4 ikatan C-H

$$\text{Energi ikatan rata-rata C-H (D}_{\text{C-H}}\text{)} = \frac{1.668 \text{ kJ}}{4} = 417 \text{ kJ}$$

Energi ikatan suatu molekul berwujud gas dapat ditentukan dari data entalpi pembentukan standar dan energi ikat unsur-unsurnya. Prosesnya dianggap melalui 2 tahap yaitu:

menguraikan senyawa menjadi unsurnya

mengubah unsur menjadi atom gas.

Dari anggapan tersebut dapat diterapkan dalam penentuan energi ikatan seperti C = C dalam gas etena atau C = O dalam gas CO. Berikut ini diberikan tabel energi berbagai ikatan.

Tabel-1 Energi Berbagai Ikatan

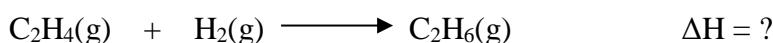
Ikatan	Energi (kJ/mol)
H – H	437,64
Cl – Cl	242,76
Br – Br	224,28
C – H	413
C – C	348
C = N	292
C – Cl	328
H - Cl	432
O = O	500,64
C = C	609
C = C	835,8
C = N	619
C = N	879
H – F	563
H - Br	366

Proses pengatoman bersifat endotermik, karena diperlukan energi untuk memutus ikatan. Dalam reaksi terjadi pemutusan ikatan pereaksi dan pembentukan ikatan hasil reaksi (produk). Dengan kata lain, pengatoman pereaksi membutuhkan energi, sedangkan pembentukan hasil reaksi melepaskan energi. Energi pengatoman pereaksi sama dengan energi yang dibutuhkan, dan energi pengatoman hasil reaksi sama dengan energi yang dilepaskan. Oleh sebab itu kalor reaksi (ΔH) adalah perbedaan energi yang dibutuhkan dengan yang dilepaskan, atau

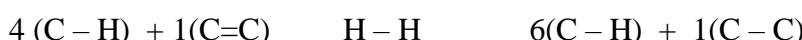
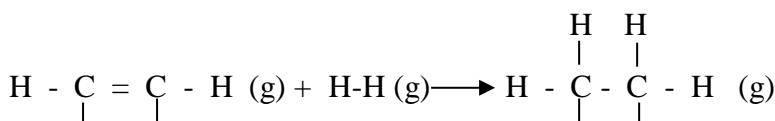
$$\Delta H = \Sigma E_{\text{pemutusan ikatan}} - \Sigma E_{\text{pembentukan ikatan}}$$

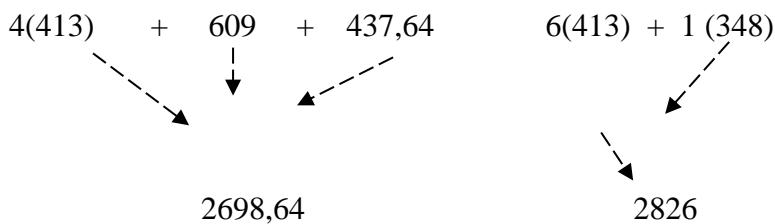
Contoh :

Tentukan kalor reaksi dari:



Reaksi tersebut dengan strukturnya adalah:





$$\Delta H = 2698,64 - 2826$$

$$= -127,36 \text{ kJ}$$

Soal Latihan 3

Siklopropan merupakan suatu anestesi (obat bius), pembakaran sempurna 21 gram siklopropan ($\text{CH}_2)_3$ melepaskan kalor sebesar 1045,7 kJ. Berapakah $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_2)_3$, jika diketahui $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2 = -293,5 \text{ kJ/mol}$ dan $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} = -285,8 \text{ kJ/mol}$?

Diperkirakan pada lapisan atmosfir di atas terjadi reaksi sebagai berikut:



Tentukan ΔH reaksi di atas jika diketahui;



Dalam kalorimeter bomb berisi 250 mL air yang suhunya 25°C kemudian dibakar 200 mg gas etena. Suhu tertinggi yang dicapai air dalam kalorimeter adalah 35°C . Bila kapasitas kalor kalorimeter $75 \text{ J}/^\circ\text{C}$ dan kalor jenis air $4,2 \text{ J/g }^\circ\text{C}$, berapakah perubahan entalpi pembakaran gas metana?

Petunjuk: untuk menghitung $\Delta H_{\text{kalorimeter}} = C \cdot \Delta t$ (C = kapasitas kalor kalorimeter) dan $\Delta H_{\text{reaksi}} = \Delta H_{\text{larutan}} + \Delta H_{\text{kalorimeter}}$

Diketahui:



Hitunglah ΔH untuk reaksi $\text{C(grafit)} \longrightarrow \text{C(intan)}$

Kunci jawaban soal latihan 3

1. $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_2)_3 = 1.512,1 \text{ kJ/mol}$
2. $\Delta H = -413,5 \text{ kJ}$
3. $\Delta H = -1.575 \text{ kJ/mol}$
4. $\Delta H = -1,9 \text{ kJ}$

Kegiatan Belajar- 4

5.7. Kalor Pembakaran Bahan Bakar

Pembakaran merupakan proses reaksi eksoterm, sehingga proses ini menghasilkan sejumlah kalor. Besarnya kalor yang dihasilkan dari setiap bahan bakar berbeda-beda tergantung pada jenis dan komposisi bahan bakar tersebut.

Berbagai jenis bahan bakar seperti; batu bara, minyak bumi, gas alam, kayu bakar dan lain-lain yang kita temukan dalam kehidupan sehari-hari.

1. Pembakaran Arang Kayu

Arang kayu mengandung 60% C, sehingga dalam 1kg arang kayu mengandung $\frac{60}{100} \times$

$1000 = 600 \text{ g C} = \frac{600}{12} \text{ mol C atau } 50 \text{ mol C}$. Jika arang kayu dianggap terbakar sempurna, maka

$$\Delta H_f^\circ \text{ C} = -395,2 \text{ kJ/mol}$$

$$\begin{aligned} 50 \text{ mol C} &= 50 \text{ mol} \times -395,2 \text{ kJ/mol} \\ &= -19.760 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Jadi 1 kg arang kayu menghasilkan kalor sebesar 19.760 kJ

2. Pembakaran LPG (Liquification Petroleum Gas)

LPG mengandung 40% etana dan 60% butana, dalam 1kg LPG mengandung:

$$\frac{40}{100} \times 1.000 \text{ g} = 400 \text{ g etana}$$

$$\begin{aligned} &= \frac{400 \text{ g}}{30 \text{ g/mol}} \\ &= 13,3 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\frac{60}{100} \times 1.000 \text{ g} = 600 \text{ g Butana}$$

$$= \frac{600 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 10,34 \text{ mol}$$

Diketahui:

$$\Delta H_f^\circ \text{CO}_2 = -395,2 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} = -286,9 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_6 = -84,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{C}_4\text{H}_{10} = -114,3 \text{ kJ/mol}$$

Reaksi pembakaran etana:

$$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 5/2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

$$\Delta H_{reaksi} = \Delta H_{produk} - \Delta H_{reaktan}$$

$$= 2 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 + 3 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_6$$

$$= -1.566 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{Dalam 1 kg} = 13,33 \text{ mol} \times -1.566 \text{ kJ/mol}$$

$$= -20.878,78 \text{ kJ}$$

Reaksi pembakaran butana:

$$\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13/2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 5 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

$$\Delta H_{reaksi} = \Delta H_{produk} - \Delta H_{reaktan}$$

$$= 4 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 + 5 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{C}_4\text{H}_{10}$$

$$= -2.902 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{Dalam 1 kg} = 10,34 \text{ mol} \times -2.902 \text{ kJ/mol}$$

$$= -29.996,34 \text{ kJ.}$$

Jadi setiap 1kg LPG menghasilkan kalor sebesar $20.878,78 + 29.996,34 = 50.875,12 \text{ kJ}$.

Secara umum, semakin tinggi panas pembakaran suatu bahan bakar maka semakin baik bahan bakar tersebut. Jelas bahwa dari perhitungan beberapa bahan bakar di atas kita dapat membandingkan nilai energi dari hasil pembakarannya. Hal ini tentunya penting oleh karena bila kita memilih bahan bakar yang baik, maka kriteria satu-satunya adalah nilai kalor dari

bakar tersebut sehingga kita dapat menentukan dengan tepat bahan bakar yang digunakan sesuai kebutuhan.

Berikut ini diberikan nilai kalor berbagai jenis bahan bakar fosil pada Tabel 2 Berikut ini.

Tabel 2 Nilai kalori dari berbagai bahan bakar fosil

Bahan bakar	Komponen Utama	$\Delta H_c^\circ/\text{kJ/mol}$
Gas alam	CH_4	-890
Bensin	C_8H_{18}	-5460
Solar	$\text{C}_{16}\text{H}_{34}$	-9920
Minyak tanah	$\text{C}_{14}\text{H}_{30}$	-8705

3. Dampak pembakaran tidak sempurna

Sudah tahu tentang gejala dalam proses pembakaran berbagai bahan bakar dari tumbuhan yang dapat terbarukan maupun dari bahan bakar fosil? Tentu hal yang paling nampak adalah asap yang ditimbulkan selama proses pembakaran. Kayu misalnya asapnya cukup banyak dan selain itu juga jelaga (padatan karbon) yang dihasilkannya. Bandingkan dengan bahan bakar lainnya. Apa yang anda pikirkan? Jelaskan.

Munculnya asap dan jelaga pada setiap pembakaran, itu menandai bahwa proses pembakarannya tidak sempurna. Proses pembakaran tidak sempurna akan menghasilkan gas CO_2 , CO , uap air dan karbon berbentuk jelaga(C), sedangkan pembakaran sempurna hanya menghasilkan CO_2 dan uap air. Gas CO yang dihasilkan dari pembakaran tidak sempurna merupakan gas yang sangat berbahaya. Gas CO lebih mudah diikat oleh hemoglobin dari pada oksigen. Apabila anda menghirup udara yang mengandung gas CO dengan kadar 100 ppm selama 5 menit, akan menimbulkan gejala keracunan CO dengan tanda-tandanya pusing, tubuh gemetar yang diikuti dengan hilangnya kesadaran dan berakhir pada kematian. Asap yang keluar dari bahan kendaraan bermotor merupakan hasil pembakaran tidak sempurna. Pembakaran tidak sempurna selain menghasilkan gas CO yang beracun, juga menyebabkan berkurangnya jumlah kalor yang dihasilkan, sehingga pemakaian bahan bakar menjadi kurang efisien.

4. Permasalahan penggunaan bahan bakar fosil

Terdapat dua permasalahan utama yang berkaitan dengan penggunaan bahan bakar fosil. Pertama, proses pembentukan bahan bakar fosil baru, kalaupun itu terjadi, tidak mungkin sebanding dengan laju kebutuhan dan eksploitasi yang dilakukan. Oleh karena itu bahan bakar fosil merupakan sumber energi esensial yang tidak dapat diperbarui. Diperkirakan Tahun 2100 habis cadangan minyak bumi dunia dan tahun 2400 cadangan batu bara dunia akan habis. Kedua, menyangkut pengaruh lingkungan akibat penggunaan bahan bakar fosil. Bahan impuritis (pengotor) yang terdapat dalam bahan bakar fosil berupa belerang. Ketika bahan bakar fosil ini digunakan akan menghasilkan oksida sulfur. Disamping itu, temperatur yang tinggi pada proses pembakaran bahan bakar fosil memicu terjadinya reaksi N_2 dan O_2 dari udara untuk membentuk oksida nitrogen. Oksida sulfur dan oksida nitrogen berimplikasi pada polusi udara dan merupakan penyebab utama permasalahan lingkungan yang dikenal dengan *hujan asam*. Permasalahan lain yang tidak dapat dihindari dari pembakaran bahan bakar fosil tersebut adalah terbentuknya karbon dioksida. Gas karbon dioksida (emisi karbon) penyebab utama terjadinya *efek rumah kaca* yang akan menyebabkan pemanasan global dan selanjutnya akan mengubah iklim bumi, seperti yang sedang kita rasakan sekarang ini.

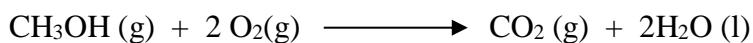
Latihan 4

Spiritus merupakan bahan bakar yang terdiri dari 100% metanol. Jika diketahui ΔH_f° CH_3OH , CO_2 , H_2O , dan CO berturut-turut $-238,66\text{ kJ/mol}$; $-239,2\text{ kJ/mol}$; $-286,9\text{ kJ/mol}$; dan $-110,54\text{ kJ/mol}$, maka hitunglah perubahan entalpi reaksi dari:

- Pembakaran spritus secara sempurna,
- Pembakaran spritus secara tidak sempurna.
- Bandingkan hasil a dan b di atas dan sebutkan kementar anda.

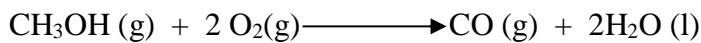
Jawaban:

Pembakaran sempurna spiritus:



$$\begin{aligned}\Delta H \text{ reaksi} &= \Delta H_f^\circ CO_2 + 2 \Delta H_f^\circ H_2O - \Delta H_f^\circ CH_3OH \\ &= -730,34\text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

- Pembakaran tidak sempurna :



$$\Delta H \text{ reaksi} = \Delta H_f^\circ CO + 2 \Delta H_f^\circ H_2O - \Delta H_f^\circ CH_3OH$$

$$= -455,68 \text{ kJ/mol}$$

C.

Tes Formatif 5

1. Mobil yang bergerak memiliki energi. Bentuk energi yang dimiliki mobil bergerak adalah :

A. Kinetik C. Listrik E. Mekanik

B. Potensial D. Kalor

2. Berapakah suhu akhir air, jika 7,15 gram air pada suhu $18,2^{\circ}\text{C}$ menyerap kalor sebanyak 107 kal?

A. $23,16^{\circ}\text{C}$ C. $43,16^{\circ}\text{C}$ E. $63,16^{\circ}\text{C}$

B. $33,16^{\circ}\text{C}$ D. $53,16^{\circ}\text{C}$

3. Dalam suatu reaksi terjadi penyerapan panas oleh sistem sehingga lingkungan terasa lebih dingin. Peristiwa ini disebut

A. Perubahan entalpi C. Entalpi E. Reaksi endoterm

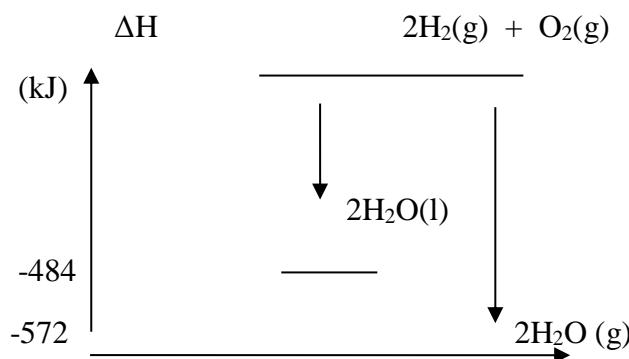
B. Kalor reaksi D. Reaksi eksoterm

4. Perubahan entalpi air menjadi es akan mempunyai nilai karena

A. positif, $H_{\text{es}} < H_{\text{air}}$ C. negatif, $H_{\text{es}} > H_{\text{air}}$ E. nol

B. positif, $H_{\text{es}} > H_{\text{air}}$ D. negative, $H_{\text{es}} < H_{\text{air}}$

5. Diketahui diagram tingkat energi pembentukan air sebagai berikut:



Untuk menguapkan 1 g air (Ar: O = 16, H = 1) diperlukan kalor sebanyak.....

- A. 1,22 kJ C. 4,88 kJ E. 88,0 kJ
B. 2,44 kJ D. 13,44 kJ

6. Sebanyak 200 mL NaOH 1 M dicampur dengan 200 mL HCl 1 M dan terjadi kenaikan suhu sebesar 10°C . Jika kalor jenis larutan adalah $4,2\text{Jg}^{-1}\text{C}^{-1}$ dan massa jenis larutan sebesar 1 g/mL , berapakah ΔH reaksi berikut ini?



- A. 16,8 kJ/mol C. -8,4 kJ/mol E. -168 kJ/mol
B. 8,4 kJ/mol D. -16,8 kJ/mol.

7. Diketahui pembakaran metanol menurut reaksi:



Jika dibakar 10 liter metanol pada keadaan STP, maka dihasilkan kalor sebesar

- A. 12.760 kJ C. 569,6 kJ E. 127,6 kJ
B. 638 kJ D. 284,8 kJ

8. Jika diketahui reaksi:



Maka ΔH pembentukan 1 mol CO adalah

- A. +679,5 kJ C. +110,9 kJ E. -366,8 kJ
B. +284,3 kJ D. -110,9 kJ

9. Diketahui persamaan termokimia sebagai berikut :



- $\Delta\text{H}_{\text{reaksi}} = -573,72 \text{ kJ}$
- $\Delta\text{H}_{\text{pembakaran CO}} = -286,86 \text{ kJ}$
- $\Delta\text{H}_{\text{pembentukan CO}_2} = +573,72 \text{ kJ}$
- $\Delta\text{H}_{\text{peruraian CO}_2} = -573,72 \text{ kJ}$

Pernyataan yang benar mengenai persamaan termokimia di atas adalah :

- A. 1 dan 2 C. 2 dan 3 E. 3 dan 4
B. 1 dan 3 D. 2 dan 4

10. Diketahui energi ikatan rata-rata:

$$\text{H} - \text{H} = 437,64 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{Cl} - \text{Cl} = 242,76 \text{ kJ/mol}$$



Untuk menguraikan 146 g HCl menjadi H₂ dan Cl₂ diperlukan kalor sebanyak.....

- A. 185,64 kJ C. 371,28 kJ E. 989,52 kJ
B. 247,38 kJ D. 742,56 kJ

Rangkuman

Termokimia adalah studi tentang efek panas yang terjadi baik dalam perubahan kimia (reaksi kimia) maupun dalam perubahan fisis. Aplikasi dari hukum kekekalan energi adalah termokimia. Selain kita memahami hukum kekekalan energi, maka perlu dipahami juga batas-batas sistem dan lingkungan dan bahwa alam semesta merupakan jumlah dari sistem dan lingkungan.

Dalam perubahan entalpi sistem kimia dikenal ada reaksi eksoterm dan endoterm. Reaksi eksoterm disertai dengan penyerapan panas oleh lingkungan, dan sebaliknya reaksi endoterm justru membutuhkan panas dari lingkungan ke sistem untuk terjadinya reaksi.

Perubahan entalpi sistem dapat dihitung dari perubahan entalpi pembentukan standar (sublimasi, penguapan, penguraian, pelelehan, pembakaran, netralisasi, pelarutan). Sedangkan penentuan entalpi ΔH , dapat melalui eksperimen dengan menggunakan kalorimeter biasa atau boom, melalui teoritis dengan hukum Hess dan perhitungan energi ikatan rata-rata, serta melalui pembakaran bahan bakar.

Pustaka

1. Hiskia Achmad dan M.S Tupamahu, 1988. *Penuntun Belajar Kimia Dasar Stoikiometri Energetika Kimia*. Bandung : ITB
2. Ramsden, Christopher N. 2000. *Chemistry A Level 4th Edition*. United Kingdom: Nelson Thomes
3. Syukri S., 1999. *Kimia Dasar 1*. Bandung : ITB

Tes Formatif/ Kunci Jawaban Soal Latihan

Kunci Jawaban Tes Formatif

1. A.
2. B 33,16 °C

3. E. endoterm
4. D
5. E 88,0 kJ
6. D $\Delta H_{reaksi} = -16,8 \text{ kJ}$
7. D 284,8 kJ
8. E -366,8 kJ
9. A
10. C 371,28 kJ

Umpan Balik & Tindak Lanjut

Setelah Anda mengerjakan Tes Formatif di atas, cocokkanlah jawaban anda dengan kunci jawaban yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban anda yang benar, kemudian gunakan rumus di bawah ini untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar pada Modul 5.

Rumus:

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah jawaban Anda yang benar}}{10} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan yang Anda capai:

90 – 100 % = baik sekali

80 – 89 % = baik

70 – 70 % = cukup

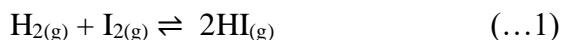
– 69 % = kurang

Apabila tingkat penguasaan Anda mencapai 80% ke atas, bagus! Anda cukup memahami Kegiatan Belajar pada Modul 3. Anda dapat meneruskan Kegiatan Belajar pada Modul selanjutnya. Tetapi bila tingkat penguasaan Anda masih di bawah 80 %, Anda harus mengulangi Kegiatan Belajar pada Modul ini, terutama bagian yang belum Anda kuasai

BAB VI. KESETIMBANGAN KIMIA

A. Deskripsi Singkat

Berbeda dengan materi kinetika yang mempelajari seberapa cepat suatu reaksi kimia berlangsung, kesetimbangan kimia merupakan pokok bahasan yang mempelajari seberapa jauh suatu reaksi kimia berlangsung. Suatu reaksi yang baru saja berjalan atau yang hampir selesai (mencapai 100%) dapat ditentukan melalui eksperimen dengan menggunakan konstanta kesetimbangan (K_c). Bila nilai K_{eq} suatu reaksi besar berarti keberlangsungan suatu reaksi hampir selesai atau dengan kata lain hampir semua reaktan telah habis bereaksi membentuk produk. Bila nilai K_{eq} suatu reaksi kecil berarti suatu reaksi baru saja dimulai atau hampir belum terbentuk produk reaksi. Selain itu nilai K_{eq} juga dapat mendeskripsikan konsentrasi reaktan dan produk pada saat suatu reaksi mencapai kesetimbangan. Suatu reaksi yang dapat berlangsung dua arah dan dapat mencapai keadaan setimbang dalam penulisannya ditandai dengan adanya panah reaksi bolak-balik (\rightleftharpoons)



B. Relevansi

Sebelum mempelajari modul ini diharapkan mahasiswa telah menguasai hukum-hukum dasar ilmu kimia, konsep mol, persamaan kimia, penyetaraan persamaan reaksi kimia, perhitungan kuantitatif reaksi kimia, sifat-sifat gas, hukum-hukum yang berlaku untuk gas, sifat-sifat cairan dan padatan, keseimbangan Padatan-Gas, diagram fasa, sistem dan lingkungan, jenis perubahan entalpi, penentuan perubahan entalpi dan kalor pembakaran.

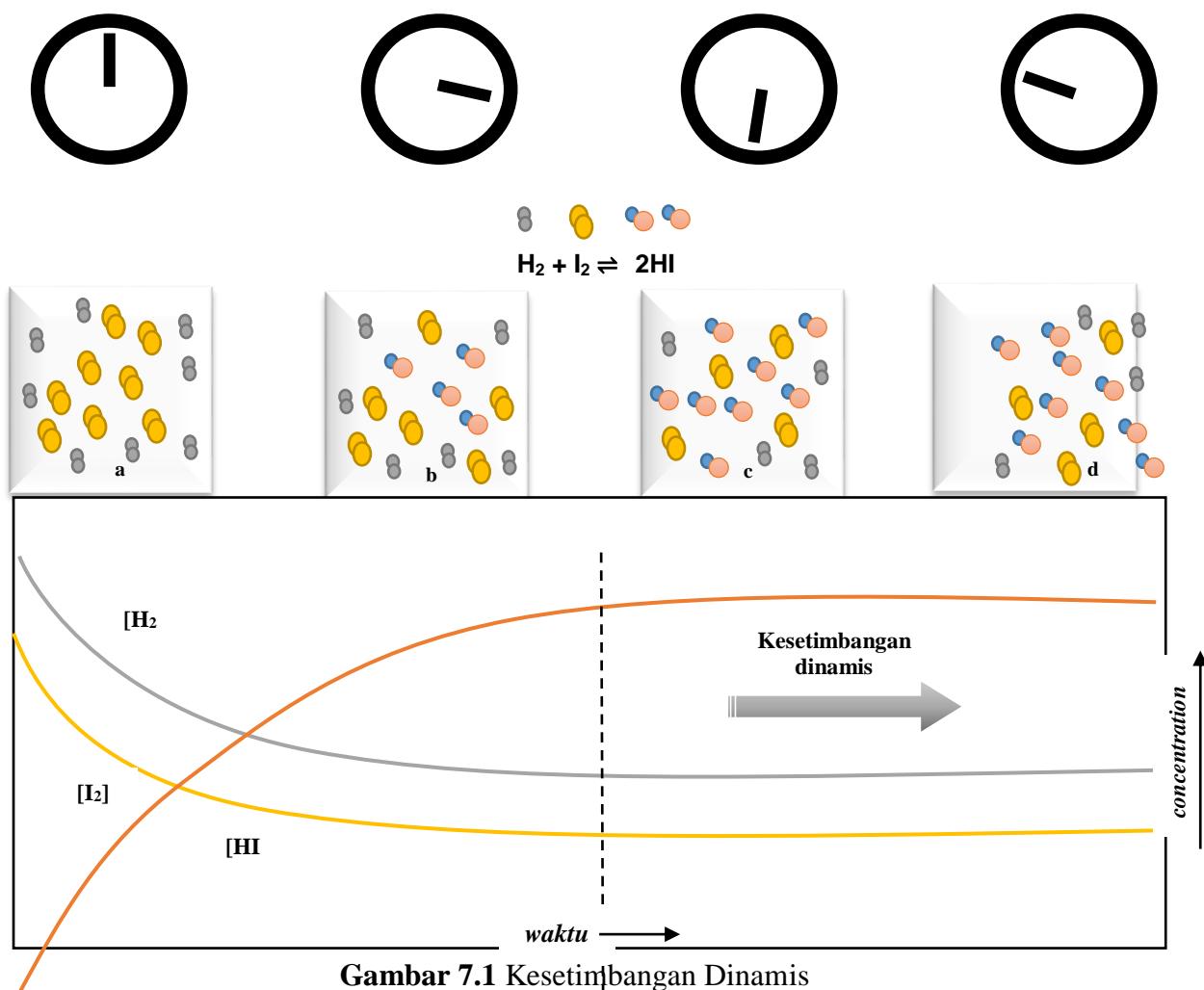
C. Capaian Pembelajaran Mata Kuliah

Mahasiswa mampu memahami konsep dalam kesetimbangan kimia.

6.1. Konsep Kesetimbangan

Kesetimbangan kimia merupakan kesetimbangan yang dinamis. Artinya suatu reaksi mencapai kesetimbangan jika reaksi kearah kanan dan reaksi kearah kiri berlangsung dalam kecepatan yang sama atau kecepatan reaksi pembentukan produk dari reaktan sama dengan kecepatan reaksi pembentukan reaktan dari produk. Pada reaksi (1) hidrogen dan iodin dapat bereaksi membentuk 2 molekul hidrogen iodida (HI) dan sekaligus 2 molekul HI dapat bereaksi membentuk kembali H_2 dan I_2 . Jenis reaksi seperti ini disebut reaksi dapat balik (reversible).

Bila dalam suatu wadah terdapat molekul H_2 dan I_2 (gambar 7.1a), maka molekul-molekul ini akan mulai bereaksi membentuk HI (gambar 7.1b). Seiring berjalannya reaksi, maka konsentrasi H_2 dan I_2 semakin berkurang dibandingkan konsentrasinya mula-mula. Hal ini menyebabkan kecepatan reaksi kearah produk (kekanan) menurun. Pada saat yang sama molekul HI mulai terbentuk. Karena konsentrasi HI makin besar maka kecepatan reaksi kebalikannya (kekiri) mulai meningkat. Hingga pada akhirnya akan tercapai kesetimbangan dinamis yaitu ketika kecepatan reaksi kekanan sama dengan kecepatan reaksi kekiri (gambar 7.1 c dan d). Kesetimbangan disebut bersifat “dinamis” karena pada saat setimbang reaksi kearah kanan dan kearah kiri tetap berjalan hanya saja berlangsung dengan laju yang sama. Pada saat setimbang, konsentrasi reaktan dan produk konstan tidak berubah namun **bu****kan berarti konsentrasi reaktan sama dengan konsentrasi produk.**



6.1.1. Konstanta Kesetimbangan (Kc)

Suatu cara untuk menghitung konsentrasi reaktan dan konsentrasi produk pada saat reaksi mencapai kesetimbangan adalah dengan menggunakan nilai konstanta kesetimbangan (Kc). Kc merupakan rasio konsentrasi produk dan reaktan (saat reaksi setimbang) masing-masing dipangkatkan koefisiennya. Untuk reaksi berikut:



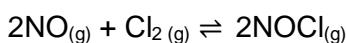
Maka ekspresi konstanta kesetimbangannya menjadi:

$$Kc = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (pers\ 7.1)$$

[A], [B], [C] dan [D] berturut-turut adalah konsentrasi molar dari reaktan A,B dan produk C, D.

Contoh Soal 1

Tuliskan ekspresi konstanta kesetimbangan untuk reaksi berikut ini:

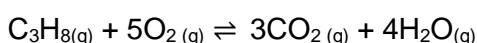


Jawaban:

$$Kc = \frac{[\text{NOCl}]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]}$$

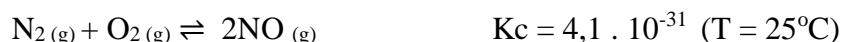
Latihan 1

Tuliskan ekspresi konstanta kesetimbangan untuk reaksi berikut ini:



6.1.2. Makna Nilai Konstanta Kesetimbangan

Apa arti dari nilai Kc? Bila Kc $\gg 1$ dan Kc $\ll 1$ apa artinya?. Perhatikan reaksi berikut ini:



Reaksi dengan nilai Kc yang sangat besar (Kc $\gg 1$) berarti bahwa konsentrasi produk jauh lebih besar dibandingkan konsentrasi reaktan. Kc yang besar menunjukkan bahwa pada saat mencapai kesetimbangan reaksi telah berlangsung jauh kearah produk atau sudah banyak reaktan yang bereaksi membentuk produk. Sebaliknya reaksi dengan nilai Kc yang kecil

($K_c \ll 1$) menunjukkan bahwa pada saat tercapai kesetimbangan, konsentrasi reaktan jauh lebih besar dibandingkan produk, atau reaksi belum berlangsung jauh kearah produk.

6.1.3. Hubungan K_c dengan Persamaan Reaksi Kimia

Jika suatu persamaan reaksi kimia di modifikasi, maka nilai K_c dari reaksi tersebut juga berubah. Berikut ini merupakan contoh modifikasi persamaan reaksi kimia dan pengaruhnya terhadap nilai K , misalnya untuk reaksi berikut:



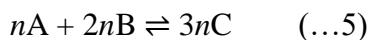
$$K_c = \frac{[C]^3}{[A][B]^2}$$

Jika persamaan reaksi kimia di balik, maka nilai K_c juga dibalik.



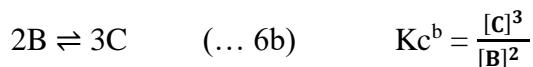
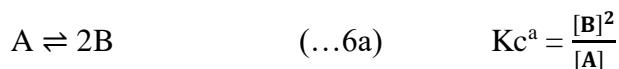
$$K_c' = \frac{1}{K_c} = \frac{[A][B]^2}{[C]^3}$$

Jika koefisien dari suatu persamaan reaksi dikalikan dengan suatu faktor (misalnya n) maka nilai K_c dipangkatkan dengan faktor n tersebut.



$$K_c'' = (K_c)^n = \left(\frac{[A][B]^2}{[C]^3} \right)^n$$

Jika suatu reaksi merupakan penjumlahan dari 2 atau lebih reaksi yang lain maka, nilai K_c dari masing-masing reaksi dikalikan untuk memperoleh nilai K_c keseluruhan.



Maka untuk reaksi: $A \rightleftharpoons 3C$ yang merupakan hasil penjumlahan dari reaksi 6a dan 6b, nilai K_c nya adalah:



$$K_c = K_c^a \times K_c^b$$

$$K_c = \frac{[B]^2[C]^3}{[A][B]^2} = \frac{[C]^3}{[A]}$$

6.1.4. Ekspresi Konstanta kesetimbangan dalam K_p

Sejauh ini konstanta kesetimbangan diekspresikan dalam bentuk konsentrasi. Untuk reaksi-reaksi gas, tekanan parsial suatu gas tertentu berbanding lurus dengan konsentrasi.

Sehingga konstanta kesetimbangan juga dapat diekspresikan dalam bentuk tekanan parsial dari reaktan dan produk. Simbol Kc akan berubah menjadi Kp dimana P berarti *pressure* (tekanan).

Contoh Soal 2

Persamaan reaksi dan nilai Kc dari reaksi sintesis ammonia pada suhu 25 °C adalah



Tentukan nilai Kc dari reaksi berikut pada suhu 25 °C



Jawaban:

Untuk memperoleh reaksi $NH_{3(g)} \rightleftharpoons 1/2N_{2(g)} + 3/2H_{2(g)}$ maka reaksi:

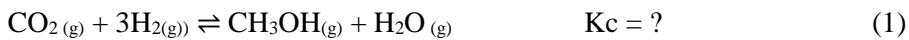
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ harus dibalik lalu dikalikan dengan (1/2 atau 0,5). Sehingga

$$Kc' = \left(\frac{1}{Kc} \right)^{0,5}$$

$$Kc' = \left(\frac{1}{5,6 \cdot 10^6} \right)^{0,5} = 1,3 \cdot 10^{-3}$$

Latihan 2

Tentukan nilai Kc untuk reaksi (1), bila diketahui reaksi 2 dan 3 beseran nilai Kc nya sebagai berikut:



Untuk reaksi umum seperti pada persamaan 7.1, maka ekspresi konstanta kesetimbangan Kp menjadi:

$$Kp = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b} \quad (pers\ 7.2)$$

Dimana P_A , P_B , P_C dan P_D berturut-turut adalah tekanan parsial A, B, C dan D dalam satuan atmosfir. Tekanan parsial suatu zat/gas tidak sama dengan konsentrasi molar nya sehingga nilai Kc suatu reaksi akan berbeda dengan nilai Kp. Akan tetapi bila gas-gas dianggap bersifat ideal, maka hubungan matematis Kc dan Kp dapat diperoleh.

Persamaan gas ideal : $PV = nRT$ atau $P = (n/V) RT$

Untuk zat A:

$$P_A = (n_A/V) RT, \text{ karena } n/V = M \text{ maka:}$$

$$P_A = [A] RT \quad (pers. 7.3)$$

Rumus tekanan parsial untuk gas B, C dan D juga sama dengan persamaan 7.3. Bila persamaan 7.3 (untuk A, B, C dan D) disubstitusi ke persamaan 7.2 maka akan diperoleh:

$$K_p = \left(\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \right) (RT)^{\frac{c+d}{a+b}}$$

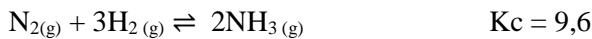
Sehingga,

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \quad (pers. 7.4)$$

Dimana, $\Delta n = (\text{jumlah mol produk}) - (\text{jumlah mol reaktan})$

Contoh Soal 3

Persamaan reaksi dan nilai K_c dari reaksi sintesis ammonia pada suhu 300 °C adalah



Tentukan nilai K_p dari reaksi tersebut pada suhu 300 °C

Jawaban:

$$R = 0,0826 \text{ L atm/mol K}$$

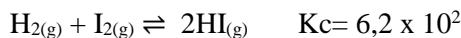
$$T = 300 + 273 = 573 \text{ K}$$

$$\Delta n = (2) - (1+3) = -2$$

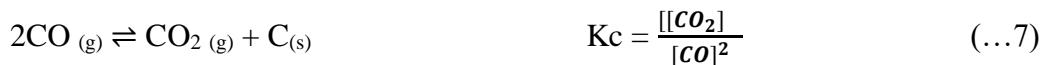
$$\text{Maka } K_p = 9,6 \cdot (0,0826 \times 573)^{-2} = 4,34 \times 10^{-3}$$

Latihan 3

Tentukan nilai K_p pada suhu 25 °C untuk reaksi



Banyak reaksi kesetimbangan yang melibatkan zat-zat yang mempunyai wujud yang sama, reaksi seperti ini disebut kesetimbangan homogen. Adapun reaksi kesetimbangan yang melibatkan zat dengan wujud yang berbeda disebut kesetimbangan heterogen. Contoh reaksi kesetimbangan heterogen adalah:



Pada kedua contoh reaksi (7) dan (8) diatas zat-zat yang bereaksi berbeda fasenya. Untuk zat yang berwujud padatan murni (s) dan cairan murni (l), konsentrasi konsentrasi bernali konstan. Sehingga pada penulisan ekspresi konstanta kesetimbangan konsentrasi padatan murni dan cairan murni diabaikan.

6.2. Menghitung Nilai Konstanta Kesetimbangan

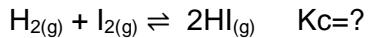
Nilai K_c dapat diperoleh dari rasio konsentrasi produk dan reaktan **pada saat setimbang**, masing-masing dipangkatkan koefisiennya. Bila konsentrasi produk dan reaktan saat setimbang telah diketahui maka nilai K_c dapat dihitung secara langsung. Nilai K_c juga dapat diperoleh bila diketahui konsentrasi awal (sebelum reaksi) dan konsentrasi saat setimbang dari salah satu produk atau reaktan. Tahapan yang dapat dilakukan untuk menghitung nilai K_c terperinci pada tabel 7.1

Tabel 6.1 Prosedur menghitung nilai K_c

Prosedur	Contoh 4:	
	Bila suatu reaksi $A(g) \rightleftharpoons 2B(g)$ diketahui konsentrasi mula-mula A dan B berturut-turut 1,0 M dan 0,0. Pada saat setimbang konsentrasi A menjadi 0,75 M. Hitunglah nilai K_c .	
1. Tabulasikan data konsentrasi yang diketahui dalam suatu tabel yang menunjukkan konsentrasi awal dan pada saat setimbang	[A] M	[B] M
	Awal	1
	Perubahan Konsentrasi	
	Setimbang	0,75
2. Hitung perubahan konsentrasi untuk zat yang telah diketahui konsentrasi awal dan saat setimbang, dengan cara konsentrasi awal dikurangi konsentrasi saat reaksi	[A] M	[B] M
	Awal	1
	Perubahan Konsentrasi	0,25
	Setimbang	0,75
3. Hitung perubahan konsentrasi zat-zat lainnya yang terlibat dalam reaksi, dengan menggunakan rasio koefisien persamaan reaksi setara.	[A] M	[B] M
	Awal	1
	Perubahan Konsentrasi	$-0,25$
		$2/1 \times 0,25 = 0,5$
	Setimbang	0,75
4. Gunakan data konsentrasi mula-mula dan perubahan konsentrasi (tahap 3) untuk memperoleh konsentrasi zat pada saat setimbang	[A] M	[B] M
	Awal	1
	Perubahan Konsentrasi	$-0,25$
		$+0,5$
	Setimbang	0,75
5. Tentukan nilai K_c	$K_c = \frac{[B]^2}{[A]} = \frac{(0,5)^2}{0,75} = 0,33$	

Latihan 4

Pada suatu sistem tertutup mula-mula terdapat $1,0 \times 10^{-3} \text{ H}_2$ dan $2,0 \times 10^{-3} \text{ I}_{2(g)}$ pada suhu 448°C . Saat kesetimbangan konsentrasi $\text{HI}_{(g)}$ $1,87 \times 10^{-3}$. Hitung nilai K_c pada suhu tersebut dimana reaksinya sebagai berikut:

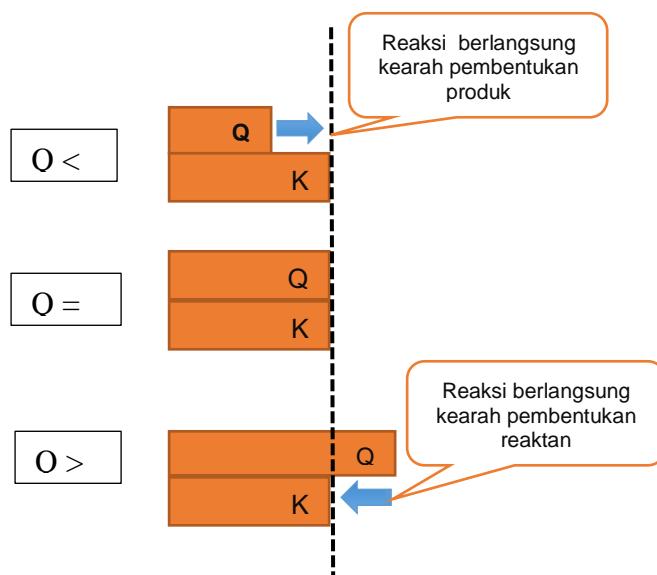


6.3. Aplikasi Konstanta Kesetimbangan

Telah diketahui bahwa besaran K menunjukkan seberapa jauh suatu reaksi berlangsung. Selain itu nilai K_c dapat digunakan untuk memprediksi arah reaksi dan juga dapat digunakan untuk menghitung konsentrasi produk ataupun reaktan pada saat setimbang.

6.4. Prediksi Arah Reaksi

Bila beberapa reaktan dicampur maka secara umum akan terjadi reaksi pembentukan produk. Jumlah produk yang terbentuk pada saat kesetimbangan bergantung pada besarnya nilai K . Bila pada saat tertentu (bukan pada saat kesetimbangan), dalam campuran reaksi terdapat sejumlah tertentu reaktan dan produk, maka arah reaksi selanjutnya apakah berlanjut kearah pembentukan produk atau sebaliknya, dapat diprediksi. Prediksi arah reaksi dapat dilakukan dengan cara membandingkan nilai Q_c dan K_c , dimana Q_c adalah rasio konsentrasi produk dan konsentrasi reaktan masing-masing dipangkat koefisiennya, pada saat tertentu (untuk gas Q_p).



Gambar 6.2 Prediksi arah reaksi dengan membandingkan nilai Q dan K pada suhu tertentu

Misalnya suatu reaksi sederhana $A_{(g)} \rightleftharpoons B_{(g)}$ mempunyai nilai $K_c = 1,45$. Pada kondisi I, terdapat A dan B dengan konsentrasi masing-masing 1 M dan 0,55 M. Pada kondisi II konsentrasi A dan B berturut-turut 0,75 M dan 1,09 M. Pada kondisi III, konsentrasi A dan B berturut-turut 0,5 M dan 1,275 M. Maka nilai Q_c pada setiap kondisi dan prediksi arah reaksi dapat dilihat pada tabel 7.2.

Tabel 7.2 Perbandingan Nilai Q_c dan K_c

Q_c	K_c	Prediksi arah reaksi
0,55	1,45	Ke arah kanan (ke arah produk)
1,45	1,45	Tidak berubah (setimbang)
2,55	1,45	Ke arah kiri (ke arah reaktan)

Prediksi arah reaksi yang terdapat pada tabel 7.2 dapat dipahami lebih jelas dengan melihat gambar 7.2. Pada kondisi I nilai $Q_c < K_c$ hal ini berarti konsentrasi produk lebih kecil dibandingkan konsentrasi reaktan, sehingga untuk mencapai titik kesetimbangan, reaksi harus berlangsung kearah pembentukan produk (kearah kanan). Pada kondisi II nilai $Q_c = K_c$, artinya sistem telah mencapai titik kesetimbangan sehingga reaksi tidak mengarah ke kiri maupun ke kanan. Pada kondisi III nilai $Q_c > K_c$, artinya konsentrasi produk lebih besar dari konsentrasi reaktan, sehingga untuk mencapai kesetimbangan, reaksi selanjutnya akan mengarah ke arah terbentuknya reaktan (ke kiri).

Contoh Soal 5

Pada suhu 448°C reaksi $\text{H}_2_{(g)} + \text{I}_2_{(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$ mempunyai K_c sebesar 50,5. Bila pada saat tertentu campuran reaksi mengandung $[\text{H}_2] = 0,03 \text{ M}$; $[\text{I}_2] = 0,01$ dan $[\text{HI}] = 0,02 \text{ M}$ prediksikan arah reaksi untuk mencapai kesetimbangan.

Jawaban

$$\text{Hitung nilai } Q_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{HI}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{(0,02)^2}{0,01 \times 0,03} = 1,3$$

Bandangkan nilai Q_c dan K_c lalu prediksi arah reaksi., karena nilai $Q_c < K_c$ maka untuk mencapai kesetimbangan reaksi harus berlangsung ke arah kanan atau pembentukan produk.

Latihan 5

Pada suhu tertentu reaksi $\text{N}_2\text{O}_4_{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_2_{(g)}$ mempunyai $K_c = 5,85 \times 10^{-3}$. Bila pada titik tertentu campuran reaksi mengandung $[\text{NO}_2] = 0,0255 \text{ M}$ and $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,0331 \text{ M}$, hitung nilai Q_c dan tentukan arah reaksi untuk mencapai kesetimbangan.

6.5. Menghitung Konsentrasi Produk dan Reaktan Pada Saat Setimbang

Pada subbab 7.5 kita dapat menghitung nilai Kc (atau Kp) jika konsentrasi (atau tekanan parsial) reaktan dan produk pada saat setimbang diketahui. Hal sebaliknya dapat dilakukan yaitu menghitung konsentrasi produk dan atau reaktan pada saat setimbang bila diketahui nilai Kc atau Kp.

Contoh 6a.

Pada suhu 1000°C reaksi $2\text{COF}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}_2(g) + \text{CF}_4(g)$ mempunyai $K_c = 2.00$. Pada saat setimbang campuran reaksi mengandung COF_2 0,51 M dan CF_4 0,236 M. Tentukan konsentrasi CO_2 pada saat setimbang.

Jawaban

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{CF}_4]}{[\text{COF}_2]^2} \quad 2,00 = \frac{[\text{CO}_2] \cdot 0,236}{(0,51)^2}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{2 \times 0,2601}{0,236} = 2,204 \text{ M}$$

Contoh 6b.

Pada suhu 100°C reaksi $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ mempunyai $K_c = 0,36$. Pada suhu 100°C , mula-mula dalam campuran reaksi terdapat $[\text{NO}_2] = 0,20 \text{ M}$. Pada saat setimbang tentukan konsentrasi NO_2 dan N_2O_4 pada suhu tersebut.

Jawaban:

Prosedur	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g}) \quad K_c = 0,36$	
1. Tabulasikan data konsentrasi mula-mula dari reaktan dan produk dalam suatu tabel	$[\text{N}_2\text{O}_4] \text{ M}$	$[\text{NO}_2] \text{ M}$
	Awal	0
	Perubahan Konsentrasi	
	Setimbang	0,20
2. Gunakan data konsentrasi awal untuk menghitung nilai Q_c dan memprediksi arah berjalananya reaksi	$Q_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(0,20)^2}{0} = \infty$	$Q_c > K_c$ maka reaksi ke arah kiri atau reaktan
3. Misalkan perubahan konsentrasi dengan variabel x . Gunakan stoikiometri reaksi setara untuk menentukan besarnya nilai perubahan konsentrasi dari produk dan reaktan. Setiap x mol N_2O_4 akan menghasilkan $2x$ mol NO_2 . Karena Nilai $Q_c > K_c$, maka untuk mencapai setimbang, reaksi selanjutnya mengarah ke reaktan. Hal ini berarti reaktan semakin bertambah atau perubahan konsentrasi reaktan bernilai	$[\text{N}_2\text{O}_4] \text{ M}$	$[\text{NO}_2] \text{ M}$
	Awal	0
	Perubahan Konsentrasi	$+x$
	Setimbang	0,75

<p>positif dan produk berkurang atau perubahan konsentrasi produk bernilai negatif</p> <p>4. Jumlahkan konsentrasi mula-mula dengan nilai perubahan konsentrasi untuk mendapatkan konsentrasi zat dalam keadaan setimbang</p>	<table border="1"> <thead> <tr> <th></th><th>[N₂O₄] M</th><th>[NO₂] M</th></tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Awal</td><td>0</td><td>0,20</td></tr> <tr> <td>Perubahan Konsentrasi</td><td>+x</td><td>- 2x</td></tr> <tr> <td>Setimbang</td><td>(0 + x)</td><td>(0,20 - 2x)</td></tr> </tbody> </table>		[N ₂ O ₄] M	[NO ₂] M	Awal	0	0,20	Perubahan Konsentrasi	+x	- 2x	Setimbang	(0 + x)	(0,20 - 2x)
	[N ₂ O ₄] M	[NO ₂] M											
Awal	0	0,20											
Perubahan Konsentrasi	+x	- 2x											
Setimbang	(0 + x)	(0,20 - 2x)											
<p>5. Subtitusikan konsentrasi reaktan dan produk saat setimbang ke dalam ekspresi K_c sehingga diperoleh nilai dari variabel x</p>	$K_c = \frac{[0,2-2x]^2}{x} = \frac{0,04-0,8x+4x^2}{x} = 0,36$ $0,36x = 0,04 - 0,8x + 4x^2$ $4x^2 - 1,16x + 0,04 = 0$ $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$ $x = \frac{-(-1,16) \pm \sqrt{(-1,16)^2 - 4(4)(0,04)}}{2(4)}$ $x = \frac{1,16 \pm 0,84}{8}$ $x = 0,25 \text{ M} \text{ atau } x = 0,04 \text{ M}$												
<p>6. Substitusi semua nilai x yang diperoleh pada langkah 5 ke dalam ekspresi konsentrasi saat setimbang baik reaktan maupun produk. Nilai x yang dipakai adalah yang memberikan hasil + pada konsentrasi setimbang.</p> <p>Bila perlu, setelah diperoleh konsentrasi reaktan dan produk saat setimbang, masukkan kembali nilai-nilai tersebut kedalam rumus ekspresi K_c dan cek apakah memperoleh nilai K_c yang sesuai di soal.</p>	<p>x yang sesuai adalah 0,04 M karena memberikan konsentrasi yang bernilai positif. Jadi pada konsentrasi saat setimbang:</p> $[N_2O_4] = x = 0,04 \text{ M}$ $[NO_2] = 0,2 - 2x = 0,12 \text{ M}$ $K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$ $K_c = \frac{[0,12]^2}{[0,04]} = 0,36$												

Latihan 6

Pada suhu 500 K reaksi $PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$, mempunyai $K_p = 0.497$. Pada suhu tersebut mula-mula tekanan parsial dari gas PCl_5 sebesar 1,1067 atm. Tentukan tekanan parsial saat setimbang dari gas PCl_5 , PCl_3 , and Cl_2 pada suhu tersebut.

6.6. Prinsip Le Chatelier

Bila suatu reaksi kimia belum mencapai kesetimbangan, maka kecenderungan reaksi berjalan untuk mencapai kondisi kesetimbangan tersebut. Namun apa yang terjadi bila suatu reaksi yang telah setimbang diberi “gangguan”? Prinsip Le Chatelier mengungkapkan bahwa sistem kimia cenderung memberi respon untuk meminimalisir “gangguan”.

Prinsip Le Chatelier

Jika sistem kimia dalam keadaan setimbang diganggu dengan merubah konsentrasi, tekanan ataupun suhu maka sistem akan menggeser posisi kesetimbangan untuk melawan perubahan tersebut.

Konsentrasi: Penambahan atau pengurangan reaktan atau produk

Jika suatu zat ditambahkan dalam sistem saat setimbang, maka sistem akan bereaksi untuk menghabiskan beberapa zat tersebut. Jika suatu zat dikurangi dari sistem, maka sistem akan bereaksi untuk menghasilkan zat tersebut

Tekanan: Perubahan tekanan dengan merubah volume

Pada suhu konstan, pengurangan volume gas-gas pada saat setimbang akan menyebabkan reaksi bergeser ke arah yang mengurangi jumlah mol dari gas-gas tersebut

Suhu:

Jika suhu sistem pada saat kesetimbangan dinaikkan, sistem seolah-olah mendapat tambahan reaktan untuk reaksi endoterm dan tambahan produk untuk reaksi eksoterm. Sehingga reaksi cenderung bergeser ke arah yang dapat mengurangi “zat” tersebut.

6.7. Pengaruh Perubahan Konsentrasi

Bila reaksi : $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$ diganggu kesetimbangannya dengan menambah sejumlah tertentu NO_2 atau konsentrasi produk NO_2 ditingkatkan, maka berdasarkan prinsip Le Chatelier, penambahan ini akan menyebabkan pergeseran reaksi kearah kiri untuk mengurangi jumlah NO_2 yang ditambah. Sehingga dengan pergeseran tersebut sistem memperoleh kembali keadaan setimbangnya. Pergeseran arah reaksi terjadi karena adanya perubahan nilai Q (Q_c) sebagai berikut:

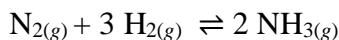
- Sebelum penambahan NO_2 $Q = K$.
- Sesaat setelah penambahan NO_2 $Q > K$.
- Reaksi bergeser kearah kiri untuk mencapai kembali titik kesetimbangan

Sebaliknya, bila pada sistem ditambahkan sejumlah tertentu N_2O_4 maka:

- Sebelum penambahan N_2O_4 $Q = K$.
- Sesaat setelah penambahan N_2O_4 $Q < K$.
- Reaksi bergeser kearah kanan untuk mencapai kembali titik kesetimbangan

6.8. Pengaruh Perubahan Volume atau Tekanan

Misalnya dalam suatu silinder dengan piston yang dapat digerakkan , terdapat campuran gas-gas yang reaksinya:



Bila piston ditekan kebawah terjadi penurunan volume sistem atau penambahan tekanan. Untuk mengatasi perubahan ini, maka sistem akan merespon dengan cara reaksi bergeser ke arah yang dapat mengurangi jumlah gas dalam wadah. Dalam hal ini pergeseran reaksi ke arah yang menghasilkan gas dengan jumlah mol yang lebih sedikit. Untuk reaksi diatas maka reaksi bergeser kearah kanan karena bergeser kearah kanan akan mengubah 4 mol gas (reaktan) menjadi 2 mol gas (produk). Sebaliknya jika volume sistem diperbesar atau menurunkan tekanan, maka pergeseran reaksi ke arah yang dapat menambah jumlah mol gas dalam wadah atau bergeser ke arah kiri untuk reaksi diatas.

6.9. Pengaruh Perubahan Suhu

Jika suhu sistem pada saat setimbang dinaikkan maka reaksi akan bergeser ke arah yang cenderung menurunkan suhu sistem dan sebaliknya. Anggaplah bahwa panas sebagai “produk” pada reaksi eksoterm, karena reaksi eksoterm melepaskan panas dan sebagai “reaktan” pada reaksi yg menyerap panas, endoterm. Sehingga bila suhu sistem dinaikan:

- Reaksi Endoterm: reaksi bergeser ke arah kanan (produk) dan nilai K menjadi lebih besar
- Reaksi Eksoterm: reaksi bergeser ke arah kiri (reaktan) dan nilai K menjadi lebih kecil

Bila suhu sistem diturunkan:

- Reaksi Endoterm: reaksi bergeser ke arah kiri (reaktan) dan nilai K menjadi lebih kecil
- Reaksi Eksoterm: reaksi bergeser ke arah kanan (produk) dan nilai K menjadi lebih besar.

Latihan 7

Tentukan pergeseran reaksi dari reaksi setimbang berikut:

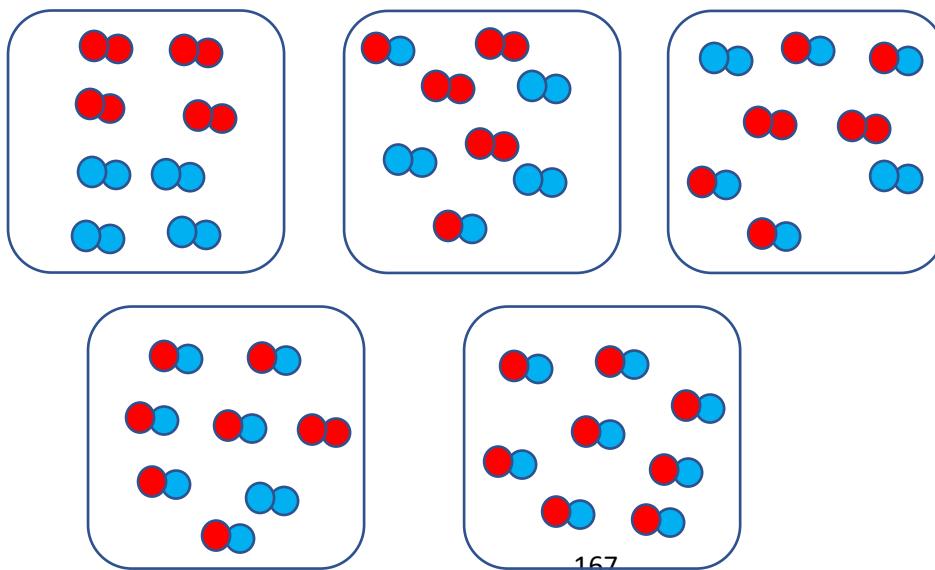


Jika (a) konsentrasi PCl_3 dikurangi (b) tekanan sistem diperbesar (c) suhu sistem diperbesar

2. Dilakukan 3 eksperimen pada suhu yang berbeda dan konsentrasi zat-zat pada keadaan kesetimbangan diukur. Hitunglah nilai K_c bila konsentrasi saat setimbang pada setiap eksperimen adalah:

- (a) $[X] = 0.5 \text{ mol/L}$, $[Y] = 0.5 \text{ mol/L}$
- (b) $[X] = 3.0 \text{ mol/L}$, $[Y] = 3.0 \text{ mol/L}$

- (c) $[X] = 0.01 \text{ mol/L}$, $[B] = 0.01 \text{ mol/L}$
3. Jelaskan apakah kalimat berikut benar: "jika konsentrasi reaktan dan produk sama, pada saat setimbang, maka nilai K_c selalu sama dengan 1".
4. Reaksi perubahan cis-2-butena menjadi trans-2-butena:
- $$\text{cis-2-butena} \rightleftharpoons \text{trans-2-butena}$$
5. Pada suhu 500 K, 600 K dan 700 K mempunyai nilai K_c berturut-turut adalah = 1,65; 1,46 dan 1,36. Prediksi apakah konversi seyawa cis menjadi trans termasuk reaksi eksoterm atau endoterm.
6. Untuk reaksi berikut nilai $K_c = 250$ pada 1000 K.
- $$\text{CO}(g) + \text{Cl}_2(g) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(g)$$
7. Jika mula-mula pada suhu 1000 K campuran reaksi mengandung CO dengan konsentrasi 0,10 M dan Cl_2 0,15 M. Hitunglah konsentrasi CO, Cl_2 , dan COCl_2 pada suhu 1000 K.
8. Jelaskan manakah dari diagram-diagram berikut yang menunjukkan campuran pada keadaan setimbang dengan nilai K_c yaitu $100 > K_c > 1$ (pada suhu tertentu) dari reaksi berikut:
- $$\text{X}_2(g) + \text{Y}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{XY}(g)$$



9. Gambarkan diagram dari partikel campuran reaksi berikut dalam keadaan setimbang dengan nilai $K_c = 4$.

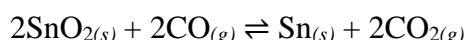


10. Sebanyak 5 mol ammonia ditempatkan dalam suatu wadah berukuran 2 L. Wadah tersebut disegel dan dipanaskan pada suhu 500 K. Pada saat kesetimbangan tercapai sebanyak 0,2 mol nitrogen telah dihasilkan, dengan reaksi sebagai berikut:



- (a) Hitunglah nilai K_c dari reaksi tersebut pada suhu 500 K
 (b) Hitunglah nilai K_p dari reaksi tersebut pada suhu 500 K.

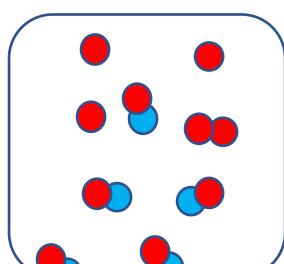
11. Tuliskan ekspresi konstanta kesetimbangan dari reaksi berikut ini:



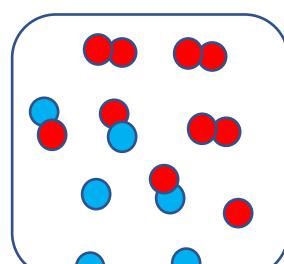
Tentukan pula pergeseran arah kesetimbangan bila:

- (a). sejumlah SnO_2 ditambahkan kedalam campuran reaksi
 (b). Sn dikeluarkan dari campuran reaksi
 (c). penambahan volume reaksi
 (d). penambahan sejumlah CO

12. Diagram dibawah ini menggambarkan kondisi kesetimbangan untuk reaksi $\text{A}_2 + \text{Q} \rightleftharpoons \text{A} + \text{AQ}$ pada suhu 300 K dan 500 K. Atom warna merah A dan atom warna biru Q. Jelaskan apakah reaksi tersebut eksoterm atau endoterm.



300 K



500 K

Rangkuman

Kesetimbangan kimia merupakan kesetimbangan yang dinamis. Artinya suatu reaksi mencapai kesetimbangan jika reaksi kearah kanan dan reaksi kearah kiri berlangsung dalam kecepatan yang sama atau kecepatan reaksi pembentukan produk dari reaktan sama dengan kecepatan reaksi pembentukan reaktan dari produk.

Nilai K_c dapat diperoleh dari rasio konsentrasi produk dan reaktan **pada saat setimbang**, masing-masing dipangkatkan koefisiennya. Bila konsentrasi produk dan reaktan saat setimbang telah diketahui maka nilai K_c dapat dihitung secara langsung. Nilai K_c juga dapat diperoleh bila diketahui konsentrasi awal (sebelum reaksi) dan konsentrasi saat setimbang dari salah satu produk atau reaktan.

Pustaka

1. Sastrohamidjojo, Hardjono. 2005. *Kimia Dasar, Edisi ke-2*. Yogyakarta: Gadjah Mada University Press
2. Chang, Raymond. 2010. *Chemistry; Tenth Edition*. New York: The McGraw-Hill

Tes Formatif/ Kunci Jawaban Soal Latihan

Kunci Jawaban Tes Formatif

1. A.
2. B 33,16 °C
3. E. endoterm
4. D
5. E 88,0 kJ
6. D $\Delta H_{reaksi} = -16,8$ kJ
7. D 284,8 kJ
8. E -366,8 kJ
9. A
10. C 371,28 kJ

Umpulan & Tindak Lanjut

Setelah Anda mengerjakan Tes Formatif di atas, cocokkanlah jawaban anda dengan kunci jawaban yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban anda yang benar,

kemudian gunakan rumus di bawah ini untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar pada Modul 5.

Rumus:

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah jawaban Anda yang benar}}{10} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan yang Anda capai:

90 – 100 % = baik sekali

80 – 89 % = baik

70 – 70 % = cukup

– 69 % = kurang

Apabila tingkat penguasaan Anda mencapai 80% ke atas, bagus! Anda cukup memahami Kegiatan Belajar pada Modul 3. Anda dapat meneruskan Kegiatan Belajar pada Modul selanjutnya. Tetapi bila tingkat penguasaan Anda masih di bawah 80 %, Anda harus mengulangi Kegiatan Belajar pada Modul ini, terutama bagian yang belum Anda kuasai