

## **BAB I. STRUKTUR ATOM**

Hukum-hukum mekanika klasik seperti Hukum Newton dapat menjelaskan materi berukuran makro dengan akurat. Akan tetapi, hukum tersebut tidak mampu menjelaskan gejala yang ditimbulkan oleh materi berukuran mikro, seperti elektron, atom, atau molekul. Materi berukuran mikro hanya dapat dijelaskan dengan teori mekanika kuantum.

Teori atom berdasarkan mekanika kuantum dirumuskan oleh **Werner Heisenberg** dan **Erwin Schrodinger**. Selain itu, sumbangan pemikiran terhadap teori ini diberikan juga oleh **Paul Dirac**, **Max Born**, dan **Pauli**. Keunggulan teori atom mekanika kuantum dapat menjelaskan materi berskala mikro seperti elektron dalam atom sehingga penyusunan (keberadaan) elektron dalam atom dapat digambarkan melalui penulisan konfigurasi elektron dan diagram orbital.

Bagaimanakah menuliskan konfigurasi elektron dan diagram orbital? Bagaimanakah menentukan letak unsur dalam sistem periodik? Anda akan mengetahui jawabannya setelah menyimak bab ini.

### **1.1. TEORI ATOM MODERN**

Teori atom Bohr cukup berhasil dalam menjelaskan gejala spectrum atom hidrogen, bahkan dapat menentukan jari-jari atom hidrogen dan tingkat energi atom hidrogen pada keadaan dasar berdasarkan postulat momentum sudut elektron. Seiring dengan perkembangan ilmu pengetahuan, ditemukan fakta-fakta baru yang menunjukkan adanya kelemahan pada teori atom Bohr. Oleh karena itu, dikembangkan teori atom mekanika kuantum.

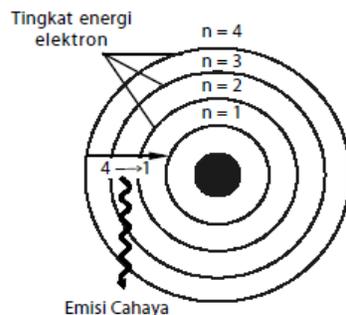
#### **1. Teori Atom Bohr**

Sebagaimana telah Anda ketahui, teori atom Bohr didasarkan pada empat postulat sebagai berikut.

- a. Elektron-elektron dalam mengelilingi inti atom berada pada tingkat tingkat energi atau orbit tertentu. Tingkat-tingkat energi ini dilambangkan dengan

$n=1$ ,  $n=2$ ,  $n=3$ , dan seterusnya. Bilangan bulat ini dinamakan bilangan kuantum (perhatikan **Gambar 1.1**).

- Selama elektron berada pada tingkat energi tertentu, misalnya  $n=1$ , energi elektron tetap. Artinya, tidak ada energi yang diemisikan (dipancarkan) maupun diserap.
- Elektron dapat beralih dari satu tingkat energi ke tingkat energy lain disertai perubahan energi. Besarnya perubahan energi sesuai dengan persamaan Planck,  $E=h\nu$ .
- Tingkat energi elektron yang dibolehkan memiliki momentum sudut tertentu. Besar momentum sudut ini merupakan kelipatan dari  $\frac{h}{2\pi}$  atau  $\frac{nh}{2\pi}$ ,  $n$  adalah bilangan kuantum dan  $h$  tetapan Planck.



**Gambar 1.1**

Menurut Bohr, elektron beradap ada tingkat energi tertentu. Jika elektron turun ke tingkat energi yang lebih rendah, akan disertai emisi cahaya dengan spketrum yang khas.

#### a. Peralihan Antartingkat Energi

Model atom Bohr dapat menerangkan spektrum atom hidrogen secara memuaskan. Menurut Bohr, cahaya akan diserap atau diemisikan dengan frekuensi tertentu (sesuai persamaan Planck) melalui peralihan electron dari satu tingkat energi ke tingkat energi yang lain. Jika atom hydrogen menyerap energi dalam bentuk cahaya maka elektron akan beralih ke tingkat energi yang lebih tinggi. Sebaliknya, jika atom hydrogen mengemisikan cahaya maka elektron akan beralih ke tingkat energi yang lebih rendah.

Pada keadaan stabil, atom hidrogen memiliki energi terendah, yakni elektron berada pada tingkat energi dasar ( $n=1$ ). Jika elektron menghuni  $n>1$ ,

dinamakan keadaan tereksitasi. Keadaan tereksitasi ini tidak stabil dan terjadi jika atom hidrogen menyerap sejumlah energi. Atom hidrogen pada keadaan tereksitasi tidak stabil sehingga energy yang diserap akan diemisikan kembali menghasilkan garis-garis spectrum. Kemudian, elektron akan turun ke tingkat energi yang lebih rendah. Nilai energi yang diserap atau diemisikan dalam transisi elektron bergantung pada transisi antar tingkat energi elektron. Persamaannya dirumuskan sebagai berikut.

$$\Delta E = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Keterangan:

$\Delta E$  = Energi yang diemisikan atau diserap

R = Tetapan Rydberg ( $2,178 \times 10^{-18}$  J)

n = Bilangan kuantum

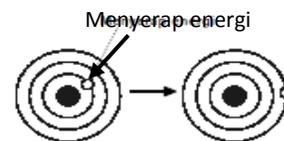
### Contoh 1.1 Peralihan Tingkat Energi Elektron Menurut Model Atom Bohr

Bagaimanakah peralihan tingkat energi elektron atom hidrogen dan energi yang terlibat pada keadaan dasar ke tingkat energi  $n=3$  dan pada keadaan tereksitasi, dengan  $n=2$  ke keadaan dasar?

#### Jawab

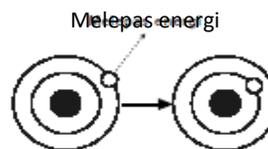
- a. Atom hidrogen pada keadaan dasar memiliki  $n=1$  ( $n_1=1$ ). Jika elektron beralih ke tingkat energi  $n=3$  ( $n_2=3$ ) maka atom hidrogen menyerap energi:

$$\begin{aligned} \Delta E &= 2,178 \times 10^{-18} \text{ J} \left( 1 - \frac{1}{9} \right) \\ &= 1,936 \times 10^{-18} \text{ J} \end{aligned}$$



- b. Peralihan tingkat energi dari keadaan tereksitasi ( $n_1=2$ ) ke keadaan dasar ( $n_2=1$ ) akan diemisikan energi (melepas energi):

$$\begin{aligned} \Delta E &= 2,178 \times 10^{-18} \text{ J} \left( \frac{1}{4} - 1 \right) \\ &= -1,633 \times 10^{-18} \text{ J} \end{aligned}$$

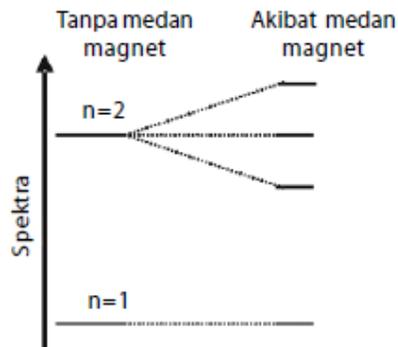


Tanda negatif menyatakan energi dilepaskan.

## 1. Kelemahan Model Atom Bohr

Gagasan Bohr tentang pergerakan elektron mengitari inti atom seperti sistem tata surya membuat teori atom Bohr mudah dipahami dan dapat diterima pada waktu itu. Akan tetapi, teori atom Bohr memiliki beberapa kelemahan, di antaranya sebagai berikut.

1. Jika atom ditempatkan dalam medan magnet maka akan terbentuk spektrum emisi yang rumit. Gejala ini disebut *efek Zeeman* (perhatikan **Gambar 1.3**).



**Gambar 1.2**

Spektrum atom hidrogen terurai dalam medan magnet (efek Zeeman).

2. Jika atom ditempatkan dalam medan listrik maka akan menghasilkan spektrum halus yang rumit. Gejala ini disebut *efek Strack*.

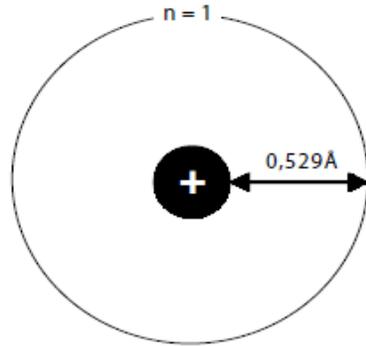
Pakar fisika Jerman, **Sommerfeld** menyarankan, disamping orbit berbentuk lingkaran juga harus mencakup orbit berbentuk elips. Hasilnya, efek Zeeman dapat dijelaskan dengan model tersebut, tetapi model atom Bohr-Sommerfeld tidak mampu menjelaskan spektrum dari atom berelektron banyak.

Sepuluh tahun setelah teori Bohr lahir, muncul gagasan de Broglie tentang dualisme materi, disusul Heisenberg tentang ketidakpastian posisi dan momentum partikel. Berdasarkan gagasan tersebut dan teori kuantum dari Planck, Schrodinger berhasil meletakkan dasar-dasar teori atom terkini, dinamakan teori atom *mekanika kuantum*.

## 2. Teori Atom Mekanika Kuantum

Kegagalan teori atom Bohr dalam menerangkan spektra atom hidrogen dalam medan magnet dan medan listrik, mendorong **Erwin Schrodinger**

mengembangkan teori atom yang didasarkan pada prinsip-prinsip mekanika kuantum. Teori atom mekanika kuantum mirip dengan yang diajukan oleh model atom Bohr, yaitu atom memiliki inti bermuatan positif dikelilingi oleh elektron-elektron bermuatan negatif. Perbedaannya terletak pada posisi elektron dalam mengelilingi inti atom.



**Gambar 1.4**

Menurut Bohr, jarak elektron dari inti atom hidrogen adalah  $0,529\text{Å}$ .

Menurut Bohr, keberadaan elektron-elektron dalam mengelilingi inti atom berada dalam orbit dengan jarak tertentu dari inti atom, yang disebut *jari-jari atom* (perhatikan **Gambar 1.4**). Menurut teori atom mekanika kuantum, posisi elektron dalam mengelilingi inti atom tidak dapat diketahui secara pasti sesuai *prinsip ketidakpastian Heisenberg*. Oleh karena itu, kebolehjadian (peluang) terbesar ditemukannya elektron berada pada orbit atom tersebut. Dengan kata lain, *orbital* adalah daerah kebolehjadian terbesar ditemukannya elektron dalam atom.

Menurut model atom mekanika kuantum, gerakan elektron dalam mengelilingi inti atom memiliki sifat dualisme sebagaimana diajukan oleh de Broglie. Oleh karena gerakan elektron dalam mengelilingi inti memiliki sifat seperti gelombang maka persamaan gerak elektron dalam mengelilingi inti harus terkait dengan fungsi gelombang. Dengan kata lain, energy gerak (kinetik) elektron harus diungkapkan dalam bentuk persamaan fungsi gelombang.

Persamaan yang menyatakan gerakan elektron dalam mengelilingi inti atom dihubungkan dengan sifat dualisme materi yang diungkapkan dalam bentuk koordinat Cartesius. Persamaan ini dikenal sebagai *persamaan Schrodinger*.

Dari persamaan Schrodinger ini dihasilkan tiga bilangan kuantum, yaitu bilangan kuantum utama ( $n$ ), bilangan kuantum azimuth ( $\ell$ ), dan bilangan kuantum magnetic ( $m$ ). Ketiga bilangan kuantum ini merupakan bilangan bulat sederhana yang menunjukkan peluang adanya elektron di sekeliling inti atom. Penyelesaian persamaan Schrodinger menghasilkan tiga bilangan kuantum. Orbital diturunkan dari persamaan Schrodinger sehingga terdapat hubungan antara orbital dan ketiga bilangan kuantum tersebut.

**a. Bilangan Kuantum Utama ( $n$ )**

Bilangan kuantum utama ( $n$ ) memiliki nilai  $n = 1, 2, 3, \dots, n$ . *Bilangan kuantum ini menyatakan tingkat energi utama elektron dan sebagai ukuran kebolehjadian ditemukannya elektron dari inti atom.* Jadi, bilangan kuantum utama serupa dengan tingkat-tingkat energi elektron atau orbit menurut teori atom Bohr. Bilangan kuantum utama merupakan fungsi jarak yang dihitung dari inti atom (sebagai titik nol). Jadi, semakin besar nilai  $n$ , semakin jauh jaraknya dari inti.

Oleh karena peluang menemukan elektron dinyatakan dengan orbital maka dapat dikatakan bahwa *orbital berada dalam tingkat-tingkat energy sesuai dengan bilangan kuantum utama ( $n$ ).* Pada *setiap tingkat energi* terdapat satu atau lebih bentuk orbital. Semua bentuk orbital ini membentuk kulit (*shell*). Kulit adalah kumpulan bentuk orbital dalam bilangan kuantum utama yang sama.

Kulit-kulit ini diberi lambang mulai dari K, L, M, N, ..., dan seterusnya. Hubungan bilangan kuantum utama dengan lambang kulit sebagai berikut.

Bilangan kuantum utama ( $n$ )	1	2	3	4	.....
Lambang kulit	K	L	M	N	.....

Jumlah orbital dalam setiap kulit sama dengan  $n^2$ ,  $n$  adalah bilangan kuantum utama.

Contoh:

Berapa jumlah orbital pada kulit L?

Penyelesaian:

Jumlah orbital dalam kulit L ( $n=2$ ) adalah  $2^2 = 4$ .

### b. Bilangan Kuantum Azimut ( $\ell$ )

Bilangan kuantum azimut disebut juga bilangan kuantum momentum sudut, dilambangkan dengan  $\ell$ . *Bilangan kuantum azimut menentukan bentuk orbital*. Nilai bilangan kuantum azimut adalah  $\ell = n-1$ . Oleh karena nilai  $n$  merupakan bilangan bulat dan terkecil sama dengan satu maka harga  $\ell$  juga merupakan deret bilangan bulat  $0, 1, 2, \dots, (n-1)$ . Jadi, untuk  $n=1$  hanya ada satu harga bilangan kuantum azimut, yaitu 0. Berarti, pada kulit K ( $n=1$ ) hanya terdapat satu bentuk orbital. Untuk  $n=2$  ada dua harga bilangan kuantum azimut, yaitu 0 dan 1. Artinya, pada kulit L ( $n=2$ ) terdapat dua bentuk orbital, yaitu orbital yang memiliki nilai  $\ell = 0$  dan orbital yang memiliki nilai  $\ell = 1$ .

**Tabel 1.1** Bilangan Kuantum Azimut pada Kulit Atom

n	Kulit	$\ell$
1	K	0 (s)
2	L	0 (s), 1 (p)
3	M	0 (s), 1 (p), 2 (d)

Pada pembahasan sebelumnya, dinyatakan bahwa bentuk-bentuk orbital yang memiliki bilangan kuantum utama sama membentuk kulit. Bentuk orbital dengan bilangan kuantum azimut sama dinamakan subkulit. Jadi, bilangan kuantum azimut dapat juga menunjukkan jumlah subkulit dalam setiap kulit. Masing-masing subkulit diberi lambang dengan s, p, d, f,

..., dan seterusnya. Hubungan subkulit dengan lambangnya adalah sebagai berikut.

Bilangan kuantum azimut ( $\ell$ )	0	1	2	3	....
Lambang subkulit	s	p	d	f	....

Contoh:

Pada kulit K ( $n=1$ ), nilai  $\ell$  memiliki harga 0 maka pada kulit K hanya ada satu subkulit atau satu bentuk orbital, yaitu orbital s.

Pada kulit L ( $n=2$ ), nilai  $\ell$  memiliki harga 0 dan 1 maka pada kulit L ada dua subkulit, yaitu orbital s dan orbital p (jumlahnya lebih dari satu).

### c. Bilangan Kuantum Magnetik ( $m$ )

*Bilangan kuantum magnetik disebut juga bilangan kuantum orientasi sebab bilangan kuantum ini menunjukkan orientasi (arah orbital) dalam ruang atau orientasi subkulit dalam kulit.* Nilai bilangan kuantum magnetik berupa deret bilangan bulat dari  $-m$  melalui nol sampai  $+m$ . Untuk  $\ell = 1$ , nilai  $m=0, \pm 1$ . Jadi, nilai bilangan kuantum magnetik untuk  $\ell = 1$  adalah  $-1$  melalui 0 sampai  $+1$ .

Contoh:

Untuk  $\ell = 1$ , nilai bilangan kuantum magnetik,  $m=0, \pm 1$ , atau  $m= -1, 0, +1$ .

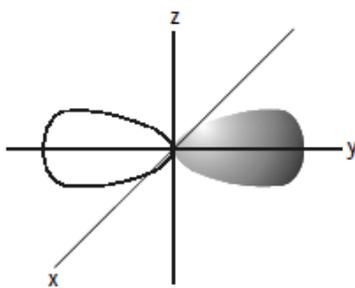
Untuk  $\ell = 2$ , nilai bilangan kuantum magnetik adalah  $m= 0, \pm 1, \pm 2$ , atau  $m= -2, -1, 0, +1, +2$ .

Subkulit-s ( $\ell = 0$ ) memiliki harga  $m=0$ , artinya subkulit-s hanya memiliki satu buah orbital. Oleh karena  $m=0$ , orbital-s tidak memiliki orientasi dalam ruang sehingga bentuk orbital-s dikukuhkan berupa bola yang simetris.

Subkulit-p ( $\ell = 1$ ) memiliki nilai  $m= -1, 0, +1$ . Artinya, subkulit-p memiliki tiga buah orientasi dalam ruang (3 orbital), yaitu orientasi pada

sumbu-x dinamakan orbital  $p_x$ , orientasi pada sumbu-y dinamakan orbital  $p_y$ , dan orientasi pada sumbu-z dinamakan orbital  $p_z$ .

Subkulit-d ( $\ell = 2$ ) memiliki harga  $m = -2, -1, 0, +1, +2$ . Artinya, subkulit-d memiliki lima buah orientasi dalam ruang (5 orbital), yaitu pada bidang -xy dinamakan orbital  $d_{xy}$ , pada bidang-xz dinamakan orbital  $d_{xz}$ , pada bidang-yz dinamakan orbital  $d_{yz}$ , pada sumbu  $x^2 - y^2$  dinamakan orbital  $d_{x^2 - y^2}$ , dan orientasi pada sumbu  $z^2$  dinamakan orbital  $d_{z^2}$ . Contoh orientasi orbital dapat dilihat pada **Gambar 1.5**.



**Gambar 1.5**  
Orientasi orbital pada sumbu y koordinat Cartesius

### Contoh 1.2 Menentukan Jumlah Orbital

Tentukan nilai  $n$ ,  $\ell$ , dan  $m$  dalam kulit M? Berapakah jumlah orbital dalam kulit tersebut?

**Jawab:**

Kulit M berada pada tingkat energi ke-3 sehingga:

$$n=3,$$

$$\ell = 0, 1, 2.$$

Pada  $\ell = 0$ , nilai  $m = 0$ . Jadi, hanya ada 1 orbital-s

Pada  $\ell = 1$ , nilai  $m = -1, 0, +1$ . Jadi, ada 3 orbital -p, yakni  $p_x, p_y, p_z$ .

Pada  $\ell = 2$ , nilai  $m = -2, -1, 0, +1, +2$ . Jadi, ada 5 orbital-d, yakni  $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2 - y^2}$ , dan  $d_{z^2}$ .

Jadi, dalam kulit M terdapat 9 orbital. Hal ini sesuai dengan rumus  $n^2$ , yaitu  $3^2 = 9$ .

#### d. Bilangan Kuantum Spin (s)

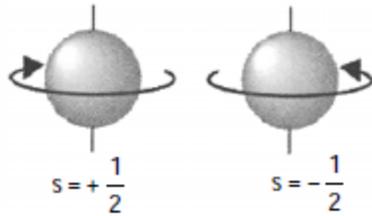
Di samping bilangan kuantum  $n$ ,  $\ell$ , dan  $m$ , masih terdapat satu bilangan kuantum lain. Bilangan kuantum ini dinamakan bilangan kuantum spin, dilambangkan dengan  $s$ . *Bilangan kuantum ini ditemukan dari hasil pengamatan radiasi uap perak yang dilewatkan melalui medan magnet, oleh Otto Stern dan W. Gerlach.*

Pada medan magnet, berkas cahaya dari uap atom perak terurai menjadi dua berkas. Satu berkas membelok ke kutub utara magnet dan satu berkas lagi ke kutub selatan magnet (perhatikan **Gambar 1.6**). Berdasarkan pengamatan tersebut, disimpulkan bahwa atom-atom perak memiliki sifat magnet.

Pengamatan terhadap atom-atom unsur lain, seperti atom Li, Na, Cu, dan Au selalu menghasilkan gejala yang serupa. Atom-atom tersebut memiliki jumlah elektron ganjil. Munculnya sifat magnet dari berkas uap atom disebabkan oleh spin atau putaran elektron pada porosnya.

Berdasarkan percobaan Stern-Gerlach, dapat disimpulkan bahwa ada dua macam spin elektron yang berlawanan arah dan saling meniadakan. Pada atom yang jumlah elektronnya ganjil, terdapat sebuah elektron yang spinnya tidak ada yang meniadakan. Akibatnya, atom tersebut memiliki medan magnet.

Spin elektron dinyatakan dengan bilangan kuantum spin. Bilangan kuantum ini memiliki dua harga yang berlawanan tanda, yaitu  $+\frac{1}{2}$  dan  $-\frac{1}{2}$ . Tanda (+) menunjukkan putaran searah jarum jam dan tanda (-) arah sebaliknya (perhatikan **Gambar 1.7**). Adapun harga  $\frac{1}{2}$ , menyatakan fraksi elektron.



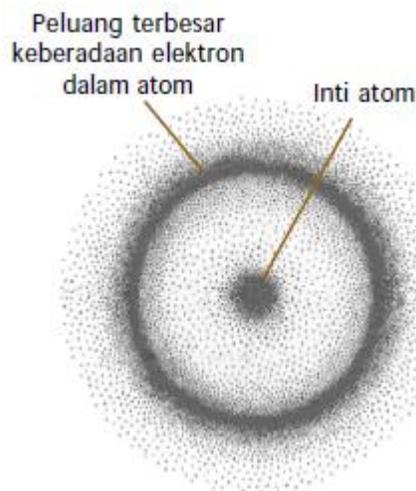
**Gambar 1.7**  
Spin elektron dengan arah berlawanan

## 1.2. BENTUK ORBITAL

Bentuk orbital ditentukan oleh bilangan kuantum azimut. Bilangan kuantum ini diperoleh dari suatu persamaan matematika yang mengandung trigonometri (sinus dan cosinus). Akibatnya, bentuk orbital ditentukan oleh bentuk trigonometri dalam ruang.

### 1. Orbital-s

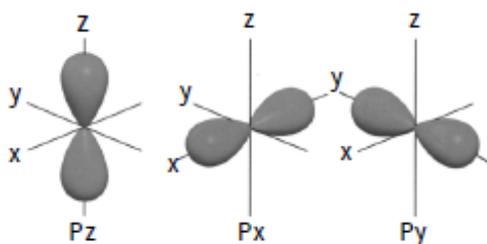
Orbital-s memiliki bilangan kuantum azimut,  $\ell = 0$  dan  $m = 0$ . Oleh karena nilai  $m$  sesungguhnya suatu tetapan (tidak mengandung trigonometri) maka orbital-s tidak memiliki orientasi dalam ruang sehingga orbital-s ditetapkan berupa bola simetris di sekeliling inti. Permukaan bola menyatakan peluang terbesar ditemukannya elektron dalam orbital-s. Hal ini bukan berarti semua elektron dalam orbital-s berada di permukaan bola, tetapi pada permukaan bola itu peluangnya tertinggi ( $\approx 99,99\%$ ), sisanya boleh jadi tersebar di dalam bola, lihat **Gambar 1.8**.



**Gambar 1.8**  
Peluang keberadaan elektron dalam atom. Peluang terbesar ( $\approx 99,99\%$ ) berada pada permukaan bola.

## 2. Orbital-p

Orbital-p memiliki bilangan kuantum azimut,  $\ell = 1$  dan  $m = 0, \pm 1$ . Oleh karena itu, orbital-p memiliki tiga orientasi dalam ruang sesuai dengan bilangan kuantum magnetiknya. Oleh karena nilai  $m$  sesungguhnya mengandung sinus maka bentuk orbital-p menyerupai bentuk sinus dalam ruang, seperti ditunjukkan pada **Gambar 1.9**.



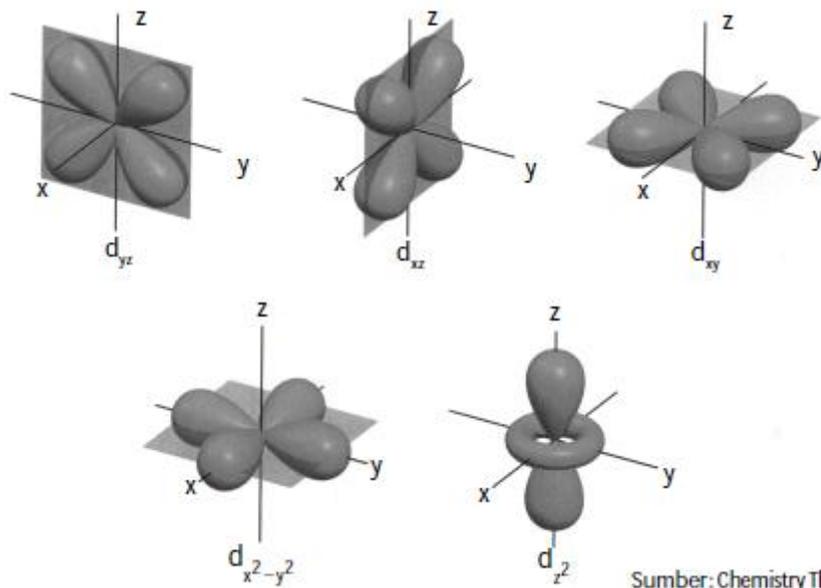
Sumber: Chemistry The Central Science, 2000

**Gambar 1.9** Kumpulan orbital p dengan berbagai orientasi.

Ketiga orbital-p memiliki bentuk yang sama, tetapi berbeda dalam orientasinya. Orbital-px memiliki orientasi ruang pada sumbu-x, orbital-py memiliki orientasi pada sumbu-y, dan orbital-pz memiliki orientasi pada sumbu-z. Makna dari bentuk orbital-p adalah peluang terbesar ditemukannya elektron dalam ruang berada di sekitar sumbu x, y, dan z. Adapun pada bidang xy, xz, dan yz, peluangnya terkecil.

## 3. Orbital-d

Orbital-d memiliki bilangan kuantum azimut  $\ell = 2$  dan  $m = 0, \pm 1, \pm 2$ . Akibatnya, terdapat lima orbital-d yang melibatkan sumbu dan bidang, sesuai dengan jumlah bilangan kuantum magnetiknya. Orbital-d terdiri atas orbital- $d_z^2$ , orbital- $d_{xz}$ , orbital- $d_{xy}$ , orbital- $d_{yz}$ , dan orbital- $d_{x^2-y^2}$  (perhatikan **Gambar 1.10**).



Sumber: Chemistry The Central Science, 2000

**Gambar 1.10** Kumpulan orbital d dengan berbagai orientasi

Orbital  $d_{xy}$ ,  $d_{xz}$ ,  $d_{yz}$ , dan  $d_{x^2-y^2}$  memiliki bentuk yang sama, tetapi orientasi dalam ruang berbeda. Orientasi orbital- $d_{xy}$  berada dalam bidang  $xy$ , demikian juga orientasi orbital-orbital lainnya sesuai dengan tandanya. Orbital  $d_{x^2-y^2}$  memiliki orientasi pada sumbu  $x$  dan sumbu  $y$ . Adapun orbital  $d_{z^2}$  memiliki bentuk berbeda dari keempat orbital yang lain. Orientasi orbital ini berada pada sumbu  $z$  dan terdapat “donat” kecil pada bidang- $xy$ . Makna dari orbital-d adalah, pada daerah-daerah sesuai tanda dalam orbital ( $xy$ ,  $xz$ ,  $yz$ ,  $x^2-y^2$ ,  $z^2$ ) menunjukkan peluang terbesar ditemukannya elektron, sedangkan pada simpul-simpul di luar bidang memiliki peluang paling kecil.

Bentuk orbital-f dan yang lebih tinggi dapat dihitung secara matematika, tetapi sukar untuk digambarkan atau diungkapkan kebolehjadiannya sebagaimana orbital-s, p, dan d.

Kesimpulan umum dari hasil penyelesaian persamaan Schrodinger dapat dirangkum sebagai berikut.

Setiap orbital dicirikan oleh tiga bilangan kuantum  $n$ ,  $\ell$ , dan  $m$  yang memiliki ukuran, bentuk, dan orientasi tertentu dalam ruang kebolehjadian.

Elektron-elektron yang menghuni orbital memiliki spin berlawanan sesuai temuan Stern-Gerlach.

Secara lengkap, peluang keberadaan elektron dalam atom dapat Anda lihat pada **Tabel 1.2**.

**Tabel 1.2** Bilangan Kuantum dan Orbital Atom

n	$\ell$	m	Orbital	s	Jumlah Maksimum Elektron	
1	0	0	1s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	2
	2	0	2s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	8
	1	-1, 0, +1	2p	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	6	
	3	0	0	3s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2
1		-1, 0, +1	3p	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	6	
2		-2, -1, 0, +1, +2	3d	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	10	
4	0	0	4s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	32
	1	-1, 0, +1	4p	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	6	
	2	-2, -1, 0, +1, +2	4d	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	10	
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	14	

### Contoh 1.3 Menentukan Bilangan Kuantum

Di antara set bilangan kuantum berikut, manakah set bilangan kuantum yang diizinkan?

- $n=4, \ell=4, m=+3, s=+1/2$
- $n=3, \ell=2, m=-3, s=-1/2$
- $n=1, \ell=0, m=0, s=+1/2$

#### Jawab

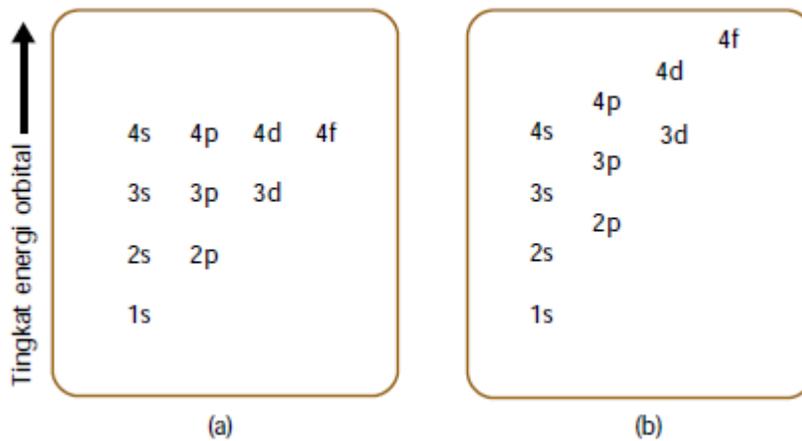
- Terlarang sebab untuk  $n=4$  maka nilai  $\ell$  yang dibolehkan adalah  $n-1$  atau  $\ell=3$ .
- Terlarang sebab untuk  $\ell=2$  maka nilai  $m$  yang mungkin adalah  $-2, -1, 0, +1, +2$ .
- Diizinkan sebab untuk  $n=1$  maka nilai  $\ell=0$ .

### 1.3. KONFIGURASI ELEKTRON ATOM POLIELEKTRON

Persamaan Schrodinger hanya dapat diterapkan secara eksak untuk atom berelektron tunggal seperti hidrogen, sedangkan pada atom berelektron banyak tidak dapat diselesaikan. Kesulitan utama pada atom berelektron banyak adalah bertambahnya jumlah elektron sehingga menimbulkan tarikmenarik antara elektron-inti dan tolak-menolak antara elektron-elektron semakin rumit. Oleh karena itu, untuk atom berelektron banyak digunakan metode pendekatan berdasarkan hasil penelitian dan teori para ahli.

#### 1. Tingkat Energi Orbital

Pada atom berelektron banyak, setiap orbital ditandai oleh bilangan kuantum  $n$ ,  $\ell$ ,  $m$ , dan  $s$ . Bilangan kuantum ini memiliki arti sama dengan yang dibahas sebelumnya. Perbedaannya terletak pada jarak orbital dari inti. Pada atom hidrogen, setiap orbital dengan nilai bilangan kuantum utama sama memiliki tingkat-tingkat energi sama atau terdegenerasi. Misalnya, orbital 2s dan 2p memiliki tingkat energi yang sama. Demikian pula untuk orbital 3s, 3p, dan 3d. Pada atom berelektron banyak, orbital-orbital dengan nilai bilangan kuantum utama sama memiliki tingkat energi yang sedikit berbeda. Misalnya, orbital 2s dan 2p memiliki tingkat energi berbeda, yaitu energy orbital 2p lebih tinggi. Perbedaan tingkat energi elektron pada atom hydrogen dan atom berelektron banyak ditunjukkan pada **Gambar 1.11**.



**Gambar 1.11** Diagram tingkat energi orbital

- (a) Atom hidrogen. Tingkat energy orbital atom mengalami degenerasi.
- (b) Atom berelektron banyak

Perbedaan tingkat energi ini disebabkan oleh elektron yang berada pada kulit dalam menghalangi elektron-elektron pada kulit bagian luar. Sebagai contoh, elektron pada orbital 1s akan tolak-menolak dengan elektron pada orbital-2s dan 2p sehingga orbital-2s dan 2p tidak lagi sejajar (terdegenerasi) seperti pada atom hidrogen. Hal ini menyebabkan elektron-elektron dalam orbital-2s memiliki peluang lebih besar ditemukan di dekat inti daripada orbital-2p (orbital-2s lebih dekat dengan inti).

## 2. Distribusi Elektron dalam Atom

Kulit terdiri atas subkulit yang berisi orbital-orbital dengan bilangan kuantum utama yang sama. Jumlah orbital dalam setiap kulit dinyatakan dengan rumus  $n^2$  dan jumlah maksimum elektron yang dapat menempati setiap kulit dinyatakan dengan rumus  $2n^2$ .

Contoh:

Berapa jumlah orbital dan jumlah maksimum elektron dalam kulit M?

Penyelesaian:

Kulit M memiliki bilangan kuantum,  $n = 3$  maka jumlah orbital dalam kulit M adalah  $3^2 = 9$  orbital dan jumlah maksimum elektronnya sebanyak  $2(3)^2 = 18$  elektron

Subkulit terdiri atas orbital-orbital yang memiliki bilangan kuantum azimut yang sama. Jumlah orbital, dalam setiap subkulit dinyatakan dengan rumus  $(2\ell + 1)$ . Oleh karena setiap orbital maksimum dihuni oleh dua elektron maka jumlah elektron dalam setiap subkulit dinyatakan dengan rumus  $2(2\ell + 1)$ .

**Contoh:**

Berapa jumlah orbital dalam subkulit-p dan berapa jumlah electron dalam subkulit itu?

Penyelesaian:

Subkulit p memiliki harga  $\ell = 1$  maka jumlah orbitalnya sama dengan  $\{2(1) + 1\} = 3$  orbital.

Sebaran elektron dalam subkulit-p adalah  $2\{2(1) + 1\} = 6$  elektron.

**Contoh 1.4 Menentukan Sebaran Elektron dalam Kulit**

Berapa jumlah orbital dan jumlah maksimum elektron yang menghuni tingkat energy ke-3 (kulit M)? Bagaimana sebaran orbital dalam setiap subkulit dan sebaran elektronnya pada tingkat energi itu?

**Jawab**

- Jumlah orbital pada kulit M ( $n= 3$ ) dihitung dengan rumus  $n^2$ . Jadi, pada kulit M ada 9 orbital.
- Jumlah maksimum elektron yang dapat menghuni kulit M sebanyak  $2n^2 = 18$  elektron.
- Sebaran orbital dalam setiap subkulit pada  $n= 3$  dihitung dari rumus  $(2\ell + 1)$ . Untuk  $n= 3$ , nilai  $\ell = n-1 = 0, 1, 2$ . Oleh karena ada 3 subkulit, sebaran orbital dalam tiap subkulit adalah sebagai berikut.

$$[2(0) + 1] = 1$$

$$[2(1) + 1] = 3$$

$$[2(2) + 1] = 5$$

Pada subkulit s ( $\ell = 0$ ) terdapat 1 orbital-s

Pada subkulit p ( $\ell = 1$ ) terdapat 3 orbital-p

Pada subkulit d ( $\ell = 2$ ) terdapat 5 orbital-d

- d. Sebaran elektron yang menghuni tiap-tiap subkulit ditentukan dari rumus

$2(2\ell + 1)$ , yaitu:

$$2(2(0) + 1) = 2 \text{ elektron}$$

$$2(2(1) + 1) = 6 \text{ elektron}$$

$$2(2(2) + 1) = 10 \text{ elektron}$$

Jadi, orbital-s ( $\ell = 0$ ) maksimum ditempati oleh 2 elektron,

orbital-p ( $\ell = 1$ ) maksimum ditempati oleh 6 elektron, dan

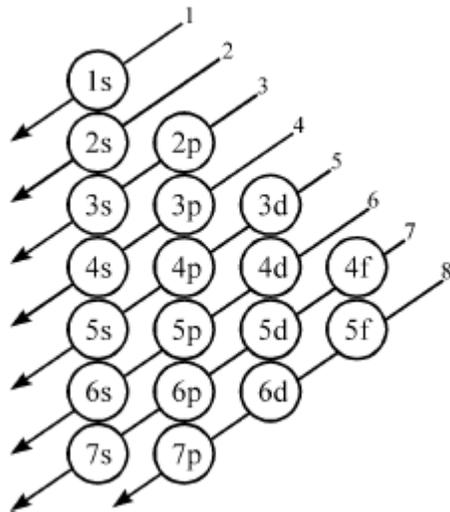
orbital-d ( $\ell = 2$ ) maksimum ditempati oleh 10 elektron.

### 3. Aturan dalam Konfigurasi Elektron

Penulisan konfigurasi elektron untuk atom berelektron banyak didasarkan pada aturan aufbau, aturan Hund, dan prinsip larangan Pauli. Untuk menentukan jumlah elektron dalam atom, perlu diketahui nomor atom unsur bersangkutan.

#### a. Aturan Membangun (Aufbau)

Aturan pengisian elektron ke dalam orbital-orbital dikenal dengan prinsip Aufbau (bahasa Jerman, artinya membangun). Menurut aturan ini, elektron dalam atom harus memiliki energi terendah, artinya elektron harus terlebih dahulu menghuni orbital dengan energi terendah (lihat diagram tingkat energi orbital pada **Gambar 1.12**).



**Gambar 1.12** Diagram tingkat energi orbital

Tingkat energi elektron ditentukan oleh bilangan kuantum utama. Bilangan kuantum utama dengan  $n = 1$  merupakan tingkat energi paling rendah, kemudian meningkat ke tingkat energi yang lebih tinggi, yaitu  $n = 2$ ,  $n = 3$ , dan seterusnya. Jadi, urutan kenaikan tingkat energi electron adalah  $(n = 1) < (n = 2) < (n = 3) < \dots < (n = n)$ .

Setelah tingkat energi elektron diurutkan berdasarkan bilangan kuantum utama, kemudian diurutkan lagi berdasarkan bilangan kuantum azimut sebab orbital-orbital dalam atom berelektron banyak tidak terdegenerasi. Berdasarkan bilangan kuantum azimut, tingkat energy terendah adalah orbital dengan bilangan kuantum azimut terkecil atau  $\ell = 0$ . Jadi, urutan tingkat energinya adalah  $s < p < d < f < [\ell = (n-1)]$ .

Terdapat aturan tambahan, yaitu aturan  $(n + \ell)$ . Menurut aturan ini, untuk nilai  $(n + \ell)$  sama, orbital yang memiliki energi lebih rendah adalah orbital dengan bilangan kuantum utama lebih kecil, contoh:  $2p (2+1 = 3) < 3s (3+0 = 3)$ ,  $3p (3+1 = 4) < 4s (4+0 = 4)$ , dan seterusnya. Jika nilai  $(n + \ell)$  berbeda maka orbital yang memiliki energi lebih rendah adalah orbital dengan jumlah  $(n + \ell)$  lebih kecil, contoh:  $4s (4+0 = 4) < 3d (3+2 = 5)$ .

Dengan mengacu pada aturan aufbau maka urutan kenaikan tingkat energi elektron-elektron dalam orbital adalah sebagai berikut.  $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < \dots$

### **b. Aturan Hund**

Aturan Hund disusun berdasarkan data spektroskopi atom. Aturan ini menyatakan sebagai berikut.

1. Pengisian elektron ke dalam orbital-orbital yang tingkat energinya sama, misalnya ketiga orbital-p atau kelima orbital-d. Oleh karena itu, elektron-elektron tidak berpasangan sebelum semua orbital dihuni.
2. Elektron-elektron yang menghuni orbital-orbital dengan tingkat energi sama, misalnya orbital pz, px, py. Oleh karena itu, energi paling rendah dicapai jika spin elektron searah.

### **c. Prinsip Larangan Pauli**

Menurut Wolfgang Pauli, elektron-elektron tidak boleh memiliki empat bilangan kuantum yang sama. Aturan ini disebut Prinsip larangan Pauli. Makna dari larangan Pauli adalah jika elektron-elektron memiliki ketiga bilangan kuantum ( $n, \ell, m$ ) sama maka elektron-elektron tersebut tidak boleh berada dalam orbital yang sama pada waktu bersamaan. Akibatnya, setiap orbital hanya dapat dihuni maksimum dua electron dan arah spinnya harus berlawanan. Sebagai konsekuensi dari larangan Pauli maka jumlah elektron yang dapat menghuni subkulit s, p, d, f, ..., dan seterusnya berturut-turut adalah 2, 6, 10, 14, ..., dan seterusnya. Hal ini sesuai dengan rumus:  $2(2\ell+1)$ .

## **4. Penulisan Konfigurasi Elektron**

Untuk menuliskan konfigurasi elektron, bayangkan bahwa inti atom memiliki tingkat-tingkat energi, dan setiap tingkat energi memiliki orbital-orbital yang masih kosong. Kemudian, elektron-elektron ditempatkan pada orbital-orbital

sesuai dengan urutan tingkat energinya (aturan Aufbau), dan tingkat energi paling rendah diisi terlebih dahulu.

Pengisian orbital dengan tingkat energi sama, seperti  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ , diusahakan tidak berpasangan sesuai aturan Hund, tempatnya boleh di mana saja,  $p_x$ ,  $p_y$ , atau  $p_z$ . Jika setelah masing-masing orbital dihuni oleh satu elektron masih ada elektron lain maka elektron ditambahkan untuk membentuk pasangan dengan spin berlawanan. Dalam setiap orbital maksimum dihuni oleh dua elektron, sesuai aturan Pauli (perhatikan **Gambar 1.13**).

Penulisan konfigurasi elektron dapat diringkas sebab dalam kimia yang penting adalah konfigurasi elektron pada kulit terluar atau electron valensi. Contoh konfigurasi elektron atom natrium dapat ditulis sebagai:  ${}_{11}\text{Na}: [\text{Ne}] 3s^1$ . Lambang [Ne] menggantikan penulisan konfigurasi elektron bagian dalam ( ${}_{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$ ).

### Contoh 1.5 Penulisan Konfigurasi Elektron Poliatomik

Tuliskan konfigurasi elektron (biasa dan ringkas) atom periode ke-3 ( ${}_{11}\text{Na}$ ,  ${}_{12}\text{Mg}$ ,  ${}_{13}\text{Al}$ ,  ${}_{14}\text{Si}$ ,  ${}_{15}\text{P}$ ,  ${}_{16}\text{S}$ ,  ${}_{17}\text{Cl}$ )?

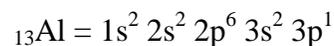
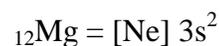
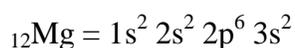
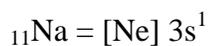
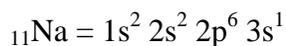
#### Jawab:

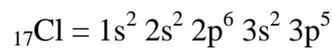
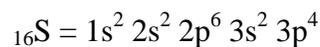
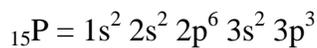
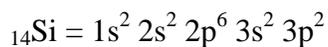
Prinsip aufbau: elektron harus menghuni orbital atom dengan energi terendah dulu, yaitu  $1s 2s 2p 3s 3p 4s \dots$  dan seterusnya.

Prinsip Pauli: setiap orbital maksimum dihuni oleh dua elektron dengan spin berlawanan.

Prinsip Hund: pengisian elektron dalam orbital yang tingkat energinya sama, tidakberpasangan dulu sebelum semua orbital dihuni dulu.

Dengan demikian, konfigurasi elektron atom poliatomik dapat dituliskan sebagai berikut.





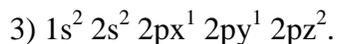
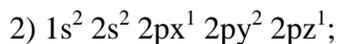
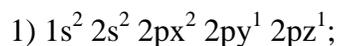
Beberapa konfigurasi elektron atom dengan nomor atom 1 sampai nomor atom 20 ditunjukkan pada tabel berikut.

**Tabel 1.3** Beberapa Konfigurasi Elektron (Z=1–20)

Z	Unsur	Konfigurasi	Z	Unsur	Konfigurasi
1	H	$1s^1$	11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
2	He	$1s^2$	12	Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
3	Li	$1s^2 2s^1$	13	Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
4	Be	$1s^2 2s^2$	14	Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
5	B	$1s^2 2s^2 2p^1$	15	P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
6	C	$1s^2 2s^2 2p^2$	16	S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
7	N	$1s^2 2s^2 2p^3$	17	Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
8	O	$1s^2 2s^2 2p^4$	18	Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
9	F	$1s^2 2s^2 2p^5$	19	K	$[\text{Ar}] 4s^1$
10	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	20	Ca	$[\text{Ar}] 4s^2$

#### a. Konfigurasi Elektron dan Bilangan Kuantum

Berdasarkan konfigurasi elektron, Anda dapat menentukan bilangan kuantum suatu elektron. Contoh: atom oksigen memiliki 8 elektron, konfigurasi elektron atom oksigen adalah  ${}_{8}\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$  atau diuraikan sebagai berikut.



Ketiga penulisan konfigurasi tersebut benar sebab atom terakhir dapat berpasangan di mana saja dalam orbital 2p. Mengapa?

Pada subkulit p, terdapat tiga orbital dengan tingkat energi sama ( $p_x = p_y = p_z$ ) sehingga kita tidak dapat menentukan secara pasti pada orbital mana elektron berpasangan. Dengan kata lain, kebolehjadian pasangan elektron dalam ketiga orbital-p adalah sama.

Akibat dari peluang yang sama dalam menemukan elektron pada suatu orbital maka Anda tidak dapat menentukan bilangan kuantum magnetiknya. Pada contoh tersebut, elektron terakhir dari atom oksigen memiliki bilangan kuantum sebagai berikut.

- 1) Bilangan kuantum utama,  $n = 2$
- 2) Bilangan kuantum azimut,  $\ell = 1$
- 3) Bilangan kuantum spin,  $s = -\frac{1}{2}$
- 4) Bilangan kuantum magnetik,  $m = -1, +1, \text{ atau } 0$ ? (**tidak pasti**, semua orbital memiliki peluang yang sama untuk dihuni).

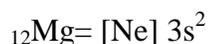
Dengan demikian, pada kasus atom oksigen terdapat ketidakpastian dalam bilangan kuantum magnetik atau momentum sudut.

Kasus tersebut benar-benar membuktikan bahwa keberadaan elektron-elektron di dalam atom tidak dapat diketahui secara pasti, yang paling mungkin hanyalah peluang menemukan elektron pada daerah tertentu di dalam ruang, sedangkan posisi pastinya tidak dapat diketahui.

### **Contoh 1.6 Ketidakpastian Momentum Elektron dalam Atom**

Tuliskan konfigurasi elektron dari atom  ${}_{12}\text{Mg}$ . Tentukan bilangan kuantum electron terakhirnya dan bilangan kuantum manakah yang tidak pasti?

**Jawab:**



Elektron terakhir menghuni orbital 3s. Jadi, bilangan kuantumnya adalah bilangan kuantum utama ( $n = 3$ ), bilangan kuantum azimut ( $\ell = 0$ ), bilangan kuantum magnetic ( $m = 0$ ), dan bilangan kuantum spin ( $s = +\frac{1}{2}$  atau  $-\frac{1}{2}$ ) ?

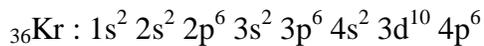
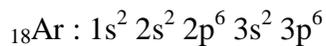
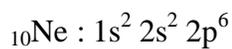
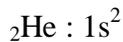
Anda tidak akan pernah tahu secara pasti elektron mana yang terakhir, apakah yang memiliki spin ke atas atau ke bawah. Jadi, dalam hal ini ada ketidakpastian dalam momentum spin.

### **b. Kestabilan Konfigurasi Elektron**

Berdasarkan pengamatan, orbital yang terisi penuh dan terisi setengah penuh menunjukkan kondisi yang relatif stabil, terutama bagi atom unsur-unsur gas mulia dan unsur-unsur transisi.

Contoh:

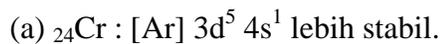
Atom-atom unsur gas mulia relatif stabil disebabkan orbital kulit valensinya terisi penuh oleh elektron.



Hasil pengamatan menunjukkan bahwa unsur-unsur dengan orbital kulit valensi terisi setengah penuh relatif stabil.

Contoh:

Konfigurasi elektron atom  ${}_{24}\text{Cr}$  dapat ditulis sebagai berikut:



Menurut data empirik, konfigurasi elektron pertama (a) relatif lebih stabil daripada konfigurasi elektron kedua (b), mengapa? Pada konfigurasi elektron (a), orbital 3d terisi lima elektron dan orbital 4s terisi satu elektron, keduanya setengah penuh. Pada konfigurasi elektron (b), walaupun orbital 4s terisi penuh, tetapi orbital 3d tidak terisi setengah penuh sehingga kurang stabil.

### c. Konfigurasi Elektron Unsur-Unsur Transisi

Pada diagram tingkat energi orbital, orbital 4s memiliki energi lebih rendah daripada orbital 3d. Akibatnya, dalam konfigurasi elektron unsur-unsur utama orbital 4s dihuni terlebih dahulu.

Pada unsur-unsur transisi pertama, elektron kulit terluar menghuni orbital-d dan orbital-s, yakni ns (n-1)d. Jika mengikuti aturan tersebut, orbital ns dihuni terlebih dahulu baru menghuni orbital (n-1)d. Apakah konfigurasi elektron untuk unsur-unsur transisi seperti itu? Jika demikian, elektron akan mudah lepas ketika unsur transisi membentuk kation (bersenyawa) berasal dari orbital (n-1)d.

Berdasarkan data empirik, diketahui bahwa semua unsur transisi ketika membentuk kation melepaskan elektron valensi dari orbital ns. Jika muatan kation yang dibentuknya lebih tinggi maka elektron dari orbital (n-1)d dilepaskan. Data berikut ini artinya, elektron terluar berasal dari orbital ns.

#### **Fakta empirik:**

1. Mangan dapat membentuk kation  $\text{Mn}^{2+}$  ( $\text{MnCl}_2$ ) dan  $\text{Mn}^{7+}$  ( $\text{KMnO}_4$ )
2. Besi dapat membentuk kation  $\text{Fe}^{2+}$  ( $\text{FeSO}_4$ ) dan  $\text{Fe}^{3+}$  ( $\text{FeCl}_3$ )
3. Tembaga dapat membentuk kation  $\text{Cu}^+$  ( $\text{CuCl}$ ) dan  $\text{Cu}^{2+}$  ( $\text{CuSO}_4$ ).

#### **Konfigurasi elektronnya:**

1.  ${}_{25}\text{Mn} : [\text{Ar}] 3d^5 4s^2$
2.  ${}_{26}\text{Fe} : [\text{Ar}] 3d^6 4s^2$
3.  ${}_{29}\text{Cu} : [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$

Jika fakta empirik dan konfigurasi elektronnya dihubungkan maka Anda dapat mengatakan  $\text{Mn}^{2+}$  dibentuk melalui pelepasan 2 elektron dari orbital 4s. Ion  $\text{Fe}^{2+}$  dibentuk dengan melepaskan 2 elektron dari orbital 4s, demikian juga ion  $\text{Cu}^+$ . Bagaimana menjelaskan data empirik ini?

Berdasarkan hasil perhitungan dan pengukuran, energi orbital dapat disimpulkan sebagai berikut.

- 1) Unsur-unsur ringan dengan nomor atom 1 (H) sampai dengan 20 (Ca) memiliki konfigurasi elektron sebagaimana uraian tersebut.

- 2) Untuk unsur-unsur berat dengan nomor atom 21 ke atas, terjadi transisi energi orbital.

Apa yang dimaksud transisi energi orbital? Setelah orbital 4s terisi penuh (atom 20Ca) maka elektron mulai mengisi orbital 3d (21Sc – 30Zn). Dalam keadaan tidak terhuni, orbital 3d memiliki energi lebih tinggi dari 4s. Akan tetapi, ketika orbital 3d terhuni elektron maka energi orbital 3d turun drastis dan mencapai kestabilan dengan energi yang lebih rendah daripada orbital 4s. Dengan demikian, mudah dipahami bahwa orbital paling luar dari kulit valensi adalah orbital ns, bukan orbital (n-1)d. Gejala ini berlaku untuk semua atom-atom unsur dengan nomor atom di atas 20.

### **Contoh 1.7 Konfigurasi Elektron Unsur Transisi**

Tuliskan konfigurasi elektron enam unsur transisi pertama.

**Jawab:**



## **1.4. TABEL PERIODIK UNSUR-UNSUR**

Di Kelas X, Anda telah belajar sistem periodik modern. Pada system periodik modern, penyusunan unsur-unsur didasarkan pada kenaikan nomor atom. Pada atom netral, nomor atom menyatakan jumlah elektron sehingga ada hubungan antara penyusunan unsur-unsur dan konfigurasi elektron.

### **1. Konfigurasi Elektron dan Sifat Periodik**

Anda sudah mengetahui bahwa dalam golongan yang sama, unsur-unsur memiliki sifat yang mirip. Kemiripan sifat ini berhubungan dengan konfigurasi elektronnya. Bagaimana hubungan tersebut ditinjau berdasarkan teori atom mekanika kuantum?

Simak unsur-unsur ringan dengan nomor atom 1 sampai dengan 20 dalam tabel periodik berikut (perhatikan **Gambar 1.14**).

IA												VIII A						
H <small>1s<sup>1</sup> Hydrogen</small>													He <small>1s<sup>2</sup> Helium</small>					
II A												III A	IV A	V A	VIA	VII A		
Li <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>1</sup> Lithium</small>	Be <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> Beryllium</small>											B <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup> Boron</small>	C <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup> Carbon</small>	N <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup> Nitrogen</small>	O <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup> Oxygen</small>	F <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup> Fluorine</small>	Ne <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> Neon</small>	
Na <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>1</sup> Sodium</small>	Mg <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> Magnesium</small>	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B			IB	II B	Al <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup> Aluminum</small>	Si <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>2</sup> Silicon</small>	P <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup> Phosphorus</small>	S <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup> Sulfur</small>	Cl <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup> Chlorine</small>	Ar <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> Argon</small>	
K <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>1</sup> Potassium</small>	Ca <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> Calcium</small>																	

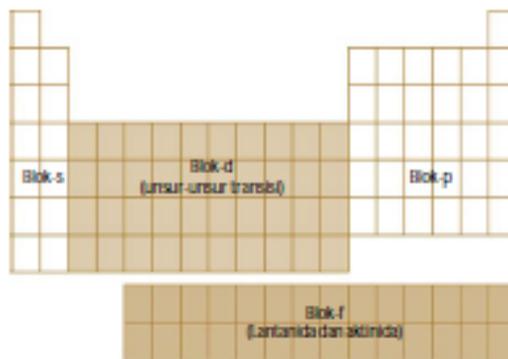
Gambar 1.14 Tabel periodik golongan utama

Bagaimanakah Anda menyimpulkan konfigurasi elektron dalam golongan yang sama?

- Golongan IA  $\longrightarrow ns^1$
- Golongan IIA  $\longrightarrow ns^2$
- Golongan IIIA  $\longrightarrow ns^2 np^1$

Jadi, kemiripan sifat-sifat unsur dalam golongan yang sama berhubungan dengan konfigurasi elektron dalam kulit valensi. Simak kembali tabel periodik tersebut. Dapatkah Anda menemukan sesuatu yang memiliki keteraturan? Jika Anda cerdas, Anda akan menemukan unsur-unsur berada dalam blok-blok tertentu, yaitu unsur unsur blok s, blok p, blok d, dan blok f (perhatikan **Gambar 1.15**).

Orbital-s maksimum dihuni oleh 2 elektron sehingga hanya ada dua golongan dalam blok s. Orbital-p maksimum 6 elektron sehingga ada enam golongan yang termasuk blok-p. Unsur-unsur transisi pertama mencakup golongan IB – VIII B dan VIII B mencakup tiga golongan. Jadi, semuanya ada 10 golongan. Hal ini sesuai dengan orbital-d yang dapat dihuni maksimum 10 elektron.

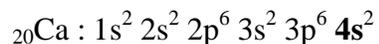
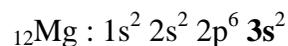
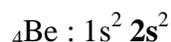


Gambar 1.15 Pembagian blok pada tabel periodik

Sepanjang periode dari kiri ke kanan, jumlah proton dalam inti bertambah (volume inti mengembang), sedangkan kulit terluar tetap. Akibatnya, tarikan inti terhadap elektron valensi semakin kuat yang berdampak pada pengerutan ukuran atom. Pengerutan jari-jari atom menimbulkan kecenderungan perubahan sifat dari kiri ke kanan secara berkala, seperti sifat logam berkurang, keelektronegatifan dan afinitas elektron meningkat.

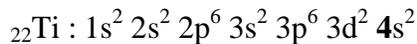
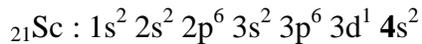
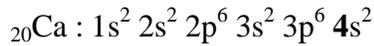
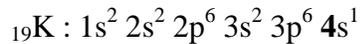
## 2. Posisi Unsur-Unsur dalam Tabel Periodik

Hubungan konfigurasi elektron dan nomor golongan dalam table periodik ditunjukkan oleh jumlah elektron pada kulit valensi. Contohnya, sebagai berikut.



Kulit valensi ditunjukkan oleh bilangan kuantum utama paling besar dalam konfigurasi elektron. Pada unsur-unsur tersebut, bilangan kuantum utama paling besar berturut-turut adalah  $n = 2$ ,  $n = 3$ , dan  $n = 4$  dengan jumlah elektron yang menghuni kulit terluar 2 elektron. Oleh karena itu, unsur-unsur tersebut berada dalam golongan IIA. Hubungan konfigurasi elektron dengan periode ditunjukkan oleh bilangan kuantum utama paling besar.

Contoh:



Unsur-unsur tersebut memiliki bilangan kuantum utama paling besar 4 ( $n=4$ ) sehingga unsur-unsur tersebut dikelompokkan ke dalam periode ke-4. Jadi, nomor periode berhubungan dengan bilangan kuantum utama paling besar yang dihuni oleh elektron valensi.

### Contoh Penentuan Letak Unsur dalam Tabel Periodik

Tanpa melihat tabel periodik, tentukan pada golongan dan periode berapa unsur-unsur:  ${}_{17}\text{X}$ ;  ${}_{31}\text{Y}$ ;  ${}_{44}\text{Z}$ ; dan  ${}_{39}\text{A}$ .

**Jawab:**

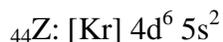
Dalam konfigurasi elektron, elektron valensi menunjukkan golongan dan bilangan kuantum utama menunjukkan periode.

${}_{17}\text{X}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , jumlah elektron valensi 7 dan bilangan kuantum utama paling tinggi 3.

Jadi, posisi unsur  ${}_{17}\text{X}$  dalam sistem periodik terdapat pada golongan VIIA dan periode ke-3.

${}_{31}\text{Y}$ :  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$ , jumlah elektron valensi 3 dan bilangan kuantum utama terbesar paling tinggi 4.

Jadi, unsur Y berada pada golongan IIIA dan periode ke-4.



Jadi, unsur  ${}_{44}\text{Z}$  berada pada golongan VIIB dan periode ke-5.



Jadi, unsur  ${}_{39}\text{A}$  berada pada golongan IIIB dan periode ke-5.

### SOAL

1. Tuliskan bilangan kuantum untuk setiap elektron yang ditemukan dalam atom oksigen. Contohnya, bilangan kuantum untuk satu elektron dalam 2 s adalah:  
 $n = 2; \ell = 0; m = 0; s = +\frac{1}{2}$
2. Bilangan kuantum yang mengkarakterisasi electron pada tingkat energi terendah dari atom hidrogen adalah  $n = 1; \ell = 0, m = 0;$  dan  $s = +\frac{1}{2}$ . Eksitasi electron dapat mempromosikan ke tingkat energi lebih tinggi. Set bilangan kuantum manakah yang dilarang untuk elektron tereksitasi?
  - a.  $n = 1, \ell = 0, m = -1, s = +\frac{1}{2}$
  - b.  $n = 3, \ell = 1, m = 0, s = +\frac{1}{2}$
  - c.  $n = 3, \ell = 2, m = -2, s = -\frac{1}{2}$
  - d.  $n = 7, \ell = 4, m = -2, s = +\frac{1}{2}$
3. Tuliskan konfigurasi elektron untuk setiap atom berikut:
  - a.  ${}_{13}^{27}\text{Al}$
  - b.  ${}_{20}^{40}\text{Ca}$
  - c.  ${}_{16}^{32}\text{S}$
  - d.  ${}_{22}^{48}\text{Ti}$
  - e.  ${}_{18}^{40}\text{Ar}$

## **BAB II. TABEL PERIODIK UNSUR**

### **2.1. PERKEMBANGAN TABEL PERIODIK**

Mencari keteraturan adalah salah satu aspek terpenting dalam kegiatan ilmu. **BOYLE** sebagai pelopor ilmu kimia modern adalah yang pertama yang memberikan definisi bahwa unsur adalah suatu zat yang tidak dapat dibagi-bagi lagi menjadi dua zat atau lebih dengan cara kimia. Sejak itu orang dapat menyimpulkan bahwa unsur-unsur mempunyai sifat yang jelas dan ada kemiripan di antara sifat unsur-unsur itu. Akhirnya ditemukan bahwa kemiripan ini muncul secara teratur dan secara periodik jika unsur-unsur ini diatur menurut bobot atom. Keteraturan ini, pada tahun 1869, dikenal sebagai keperiodikan yang dinyatakan yang dinyatakan dalam suatu daftar sebagai susunan berkala atau sistem periodik.

Perkembangan sistem periodik dimulai pada akhir abad 18 dan permulaan abad 19.

#### **A. Lavoiser (1769)**

Setelah **BOYLE** memberikan penjelasan tentang konsep unsur, **LAVOISER** pada tahun 1769 menerbitkan suatu daftar unsur-unsur.

Lavoiser membagi unsur-unsur dalam logam dan non-logam. Pada waktu itu baru dikenal kurang lebih 21 unsur.

Setelah dikemukakan unsur-unsur lain lebih banyak tidak mungkin bagi Lavoiser untuk mengelompokkan unsur-unsur itu lebih lanjut.

#### **B. Dalton**

Pada permulaan abad 19 setelah teori atom Dalton disebar luaskan, orang berusaha mengklasifikasikan unsur secara langsung atau tidak langsung berdasarkan teori ini.

Meskipun atom Dalton tidak mengandung hal-hal yang menyangkut pengklasifikasian unsur, tetapi teori ini telah mendorong orang untuk mencari hubungan antara sifat-sifat unsur dengan atom. Pada waktu itu bobot atom merupakan sifat yang dapat dipakai untuk membedakan atom suatu unsur dengan atom unsur atom yang lain.

### **C. Johann W. Dobereiner (1817)**

Adalah orang pertama yang menemukan adanya hubungan antara sifat unsur dan bobot atomnya. Pada tahun 1817 ia mengamati beberapa kelompok 3 unsur yang mempunyai kemiripan sifat yang disebut dengan *triade*. Salah satu kelompok 3 unsur itu adalah klor, brom dan yod. Debereiner menemukan bahwa bobot atom brom 80, merupakan rata-rata dari bobot atom klor 35 dan bobot atom yod 127.

### **D. J. A. K. Newland (1863 – 1865)**

**NEWLAND**, menyusun unsur-unsur yang telah dikena pada waktu itu menurut kenaikan bobot atomnya. Ditemukan pengulangan sifat pada setiap unsur kedelapan. Oleh karena itu unsur pertama, unsur kedelapan, unsur kelimabelas dan seterusnya merupakan awalan suatu kelompok seperti “oktaf dalam nada musik”. Oleh karena itu keteraturan ini dikenal dengan hukum oktaf.

### **E. Begeyer De Chancourtois (1863)**

Ia adalah orang pertama yang menyusun unsur secara periodik. Ia menunjukkan fakta bahwa jika unsur-unsur disusun menurut penurunan bobot atom, diperoleh secara periodik unsur yang sifatnya mirip. Ia mengelompokkan unsur-unsur dengan membuat kurva pada pembukaan badan silinder yang disebut dengan “telluric screw”.

## **F. Lothar Meyer (1869)**

Meyer merupakan hubungan yang lebih jelas antara sifat unsur dan bobot atom. Meyer mengukur volume atom setiap unsur dalam keadaan padat. Volume atom setiap unsur adalah bobot atom unsur dibagi dengan kerapatannya.

## **G. Dimitri Mendeleev (1869)**

Jika Meyer menyusun daftar unsur berdasarkan sifat fisika, Mendeleev lebih menemukan sifat kimia unsur-unsur.

Salah satu kelebihan Mendeleev, ia telah memperhitungkan unsur-unsur yang belum ditemukan. Mendeleev kemudian mengemukakan tentang adanya hubungan antara sifat-sifat dengan bobot atom unsur-unsur. Ia kemudian menyusun daftar unsur berdasarkan kenaikan bobot atom dan unsur-unsur dengan sifat-sifat hampir sama ditempatkan dalam satu golongan.

Ia mengamati adanya beberapa sifat yang berkala dan kemudian mengemukakan hukum berkala, yang menyatakan bahwa sifat unsur-unsur merupakan fungsi berkala dari bobot atom. Daftar ini dikenal dengan **DAFTAR PERIODIK MENDELEEV**.

Pada daftar ini ditemukan dua penyimpangan yaitu, pada unsur telurium dengan yod, dan kalium dengan argon yang penempatannya tidak sesuai dengan kenaikan bobot atom.

Moseley memperbaiki susunan daftar ini, yaitu urutan unsur-unsur dalam sistemperiodik adalah berdasarkan nomor atom.

## **H. SISTEM PERIODIK PANJANG**

Sistem periodik yang dipakai sekarang adalah sistem periodik bentuk panjang yang disusun berdasarkan kenaikan nomor atom unsur, serta mengikuti aturan Aufbau dan aturan Hund.

Unsur-unsur dalam sistem periodik dapat dikelompokkan dalam perioda dan golongan. Pengelompokkan secara horisontal disebut dengan perioda yang terdiri dari

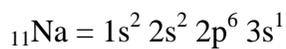
7 perioda, sedangkan pengelompokan secara vertikal disebut dengan golongan yang terdiri atas 2 golongan yaitu A dan B.

Unsur-unsur golongan A disebut unsur-unsur representatif (unsur-unsur utama) yang terdiri dari 8 golongan yaitu golongan IA – VIIIA. Unsur-unsur golongan B disebut unsur-unsur transisi yang terdiri dari 8 golongan yaitu golongan IB – VIIIB.

Golongan A mempunyai konfigurasi elektron terluar  $ns^{1-2} np^{0-6}$ , yang berarti :

- pangkat merupakan jumlah elektron pada kulit terluar
- n menunjukkan periode
- jumlah elektron pada kulit terluar menunjukkan golongan.

Contoh soal



termasuk golongan IA, periode 3.

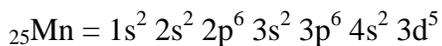
Golongan mempunyai konfigurasi terluar  $(n-1)d^{1-10} ns^{1-2}$  yang berarti :

- pangkat merupakan jumlah elektron pada kulit terluar
- n menunjukkan periode

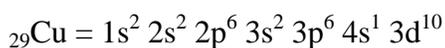
*Catatan :*

- jika jumlah elektron = 8 – 10, maka unsur termasuk golongan VIII(B).
- jika jumlah elektron = 11, maka unsur termasuk golongan IB
- jika jumlah elektron = 12, maka unsur termasuk golongan IIB untuk jumlah elektron lainnya sama dengan penentuan golongan A.

Contoh soal



termasuk golongan VII B, periode 4



Termasuk golongan I B, periode 4

PERIODA	G O L O N G A N																VIII A	
	IA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	2	
1	1.006 <b>H</b> 1																	4.003 <b>Ha</b> 2
2	6.941 <b>Li</b> 3	9.012 <b>Be</b> 4											10.81 <b>B</b> 5	12.01 <b>C</b> 6	14.01 <b>N</b> 7	16.00 <b>O</b> 8	19.00 <b>F</b> 9	20.18 <b>Ne</b> 10
3	22.99 <b>Na</b> 11	24.31 <b>Mg</b> 12	III B	IV B	V B	VIB	VII B	—VIII—		IB	II B	26.98 <b>Al</b> 13	28.09 <b>Si</b> 14	30.97 <b>P</b> 15	32.06 <b>S</b> 16	35.45 <b>Cl</b> 17	39.943 <b>Ar</b> 18	
4	39.10 <b>K</b> 19	40.09 <b>Ca</b> 20	44.96 <b>Sc</b> 21	47.00 <b>Ti</b> 22	50.94 <b>F</b> 23	52.00 <b>Cr</b> 24	54.94 <b>Mn</b> 25	55.85 <b>Fe</b> 26	58.93 <b>Co</b> 27	58.70 <b>Ni</b> 28	63.55 <b>Cu</b> 29	65.38 <b>Zn</b> 30	69.72 <b>Ga</b> 31	72.59 <b>Ge</b> 32	74.92 <b>As</b> 33	78.96 <b>Se</b> 34	79.90 <b>Br</b> 35	83.80 <b>Kr</b> 36
5	85.47 <b>Rb</b> 37	87.62 <b>Sr</b> 38	88.91 <b>Y</b> 38	91.22 <b>Zr</b> 40	92.91 <b>Nb</b> 41	95.94 <b>Mo</b> 42	(97) <b>Te</b> 43	101.1 <b>Ru</b> 44	102.9 <b>Rh</b> 45	106.4 <b>Pd</b> 46	107.9 <b>Ag</b> 47	112.4 <b>Cd</b> 48	114.8 <b>In</b> 49	118.7 <b>Sn</b> 50	121.8 <b>Sb</b> 51	127.6 <b>Te</b> 52	126.9 <b>I</b> 53	131.3 <b>Xe</b> 54
6	132.9 <b>H</b> 55	137.3 <b>Ba</b> 56	138.9 <b>La</b> 57	178.5 <b>Hf</b> 72	180.9 <b>Ta</b> 73	183.9 <b>W</b> 74	186.2 <b>Re</b> 75	190.2 <b>Os</b> 76	192.2 <b>Ir</b> 77	195.1 <b>Pt</b> 78	197.0 <b>Au</b> 79	200.5 <b>Hg</b> 80	204.4 <b>Tl</b> 81	207.19 <b>Pb</b> 82	209.0 <b>Bi</b> 83	(209) <b>Po</b> 84	(210) <b>At</b> 85	(222) <b>Ra</b> 86
7	(223) <b>Fr</b> 87	(226) <b>Ra</b> 88	(227) <b>Ac</b> 89	(261) <b>Ku</b> 104	(280) <b>Ha</b> 105													

Lantanida	140.1 <b>Sc</b> 58	140.9 <b>Pr</b> 59	144.2 <b>Nd</b> 60	(145) <b>Pm</b> 61	150.4 <b>Sm</b> 62	152.0 <b>Eu</b> 63	157.3 <b>Gd</b> 64	158.9 <b>Tb</b> 65	162.5 <b>Dy</b> 66	164.9 <b>Ho</b> 67	167.3 <b>Er</b> 68	168.9 <b>Tm</b> 69	173.0 <b>Yb</b> 70	175.0 <b>Lu</b> 71
-----------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------

Aktinida	232.0 <b>Th</b> 90	(231) <b>Pa</b> 91	238.0 <b>U</b> 92	(237) <b>Np</b> 93	(244) <b>Pu</b> 94	(243) <b>Am</b> 95	(247) <b>Cm</b> 96	(247) <b>Bk</b> 97	(251) <b>Cf</b> 98	(254) <b>Es</b> 99	(257) <b>Fm</b> 100	(258) <b>Md</b> (101)	(259) <b>No</b> (102)	(260) <b>Lw</b> (103)
----------	--------------------------	--------------------------	-------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	---------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-----------------------------

Golongan IA s/d VIIIA disebut golongan utama  
Golongan IB s/d VIIB dan VIII disebut golongan transisi

Gambar 2.1 Sistem Periodik Unsur

Berdasarkan konfigurasi elektronnya, maka unsur-unsur dalam susunan berkala dapat dikelompokkan atas unsur-unsur :

Blok s : Yaitu unsur-unsur yang elektron terluarnya mengisi orbital p. Dalam susunan berkala unsur-unsur yang elektron terluarnya mengisi orbital p adalah unsur-unsur golongan IIIA sampai dengan golongan VIIIA.

Blok d : Yaitu unsur-unsur yang elektron terluarnya mengisi orbital d. Dalam susunan berkala unsur-unsur yang elektron terluarnya mengisi orbital d adalah unsur-unsur yang golongan transisi IB sampai dengan VIIB ditambah golongan VIII.

Blok f : yaitu unsur-unsur yang elektron terluarnya mengisi orbital f. Unsur-unsur blok f ini meliputi unsur-unsur lantanida dan aktinida.

## **2.2. SIFAT PERIODIK UNSUR**

### **A. Sifat Logam**

Unsur-unsur dapat dibagi menjadi :

- logam yaitu : zat yang dapat menghantarkan listrik dan panas
- bukan logam yaitu : zat yang tidak menghantarkan listrik
- semi logam (metalloid) yaitu : zat yang bersifat logam sekaligus bukan logam.

Dalam satu golongan makin ke atas letak suatu unsur sifat logam makin berkurang. Dan dalam satu perioda makin ke kanan letak suatu unsur sifat logam kian berkurang

### **B. Jari-jari Atom**

Dalam suatu perioda makin ke kanan letak suatu unsur, jari-jari atom semakin kecil. Hal ini disebabkan jumlah proton dalam inti dan jumlah elektron dalam orbital bertambah, sehingga tarikan elektrostatik antara partikel yang berlawanan muatan bertambah. Elektron yang berada pada kulit terluar akan ditarik ke inti sehingga ukuran atom bertambah kecil.

Dalam satu golongan makin ke bawah letak suatu unsur, jari-jari atom semakin besar. Ini disebabkan bertambahnya kulit elektron sesuai dengan bertambahnya bilangan kuantum utama.

### **C. Jari-jari Ion**

Suatu atom yang melepaskan elektron jari-jari ionnya lebih kecil dibanding dengan jari-jari atom netralnya. Ini disebabkan tarikan inti yang lebih kuat dibandingkan tarikan inti pada atom netral. Sebaliknya, apabila suatu atom menangkap elektron, maka jari-jari ionnya lebih besar dibandingkan dengan jari-jari atom netralnya.

### **D. Energi Ionisasi (Potensial Ionisasi)**

Energi ionisasi adalah energi yang diperlukan untuk melepaskan satu elektron dari satu atom yang berdiri sendiri.

Dalam satu golongan, energi ionisasi semakin berkurang jika nomor atom bertambah. Ini disebabkan karena makin bertambahnya kulit elektron, maka elektron pada kulit terluar berada semakin jauh dari inti. Ini menyebabkan gaya tarikan ke inti semakin kecil dan elektron dengan mudah dapat dilepaskan.

Dalam satu periode, pada umumnya energi ionisasi cenderung bertambah dari kiri ke kanan.

#### **E. Afinitas Elektron**

Afinitas elektron adalah energi yang dilepaskan jika atom dalam bentuk gas menerima elektron dengan membentuk ion negatif.

Dalam satu golongan makin ke bawah letak suatu unsur afinitas elektron makin berkurang.

Dalam satu periode makin ke kanan letak suatu unsur afinitas elektron makin bertambah. Ini disebabkan makin kecil jari-jari atom, afinitas elektron makin besar.

#### **F. Keelektronegatifan**

Keelektronegatifan adalah kemampuan suatu atom atom untuk menarik elektron. Ini berkaitan dengan energi ionisasi dan afinitas elektron.

Sifat keelektronegatifan sama dengan ionisasi dan finitas elektron, yaitu makin kecil jari-jari atom maka harga keelktronegatifan makin besar.

#### **G. Sifat-sifat Magnetik**

Suatu atom menunjukkan sifat-sifat magnetik jika ditempatkan dalam menda magnetik. Atom dapat dikelompokkan dalam dua golongan berdasarkan sifat magnetiknya. Suatu atom dikatakan memiliki gejala diamagnetisme jika interaksi elektron yang berpasangan dengan medan magnetik akan tolak menolak. Sifat diamagnetik ini dapat dikalahkan oleh sifat paramagnetik, yaiut gejala yang disebabkan apabila suatu atom memiliki

elektron yang tidak berpasangan. Makin banyak elektron yang tidak berpasangan makin kuat daya tarik medan magnetiknya.

### **SOAL**

1. Sebutkan perbedaan penyusunan daftar unsur antara Meyer dan Mendeleev!
2. Sebutkan perbedaan afinitas elektron dengan energi ionisasi!
3. Bagaimana konfigurasi elektron terluar unsur pada golongan A?
4. Mengapa jari-jari atom dalam satu periode makin ke kanan makin kecil?
5. Berdasarkan konfigurasi elektron, tentukan termasuk golongan dan perioda berapakah unsur  ${}_{27}\text{Co}$ !

### BAB III. IKATAN KIMIA

#### 5.1. PERANAN ELEKTRON DALAM PEMBENTUKAN IKATAN KIMIA

Sejak pertemuan struktur elektronik atom-atom, ahli kimia dan fisika mampu menyelidiki bagaimana cara-cara dari jenis yang satu bergabung dengan jenis yang lain membentuk yang senyawa dengan *Ikatan Kimia*.

Ikatan kimia adalah *gaya tarik menarik antara atom-atom sehingga atom-atom tersebut tetap berada bersama-sama dan terkombinasi dalam senyawaan*.

Gagasan tentang pembentuk ikatan kimia dikemukakan oleh Lewis dan Langmuir (Amerika) serta Kossel (Jerman). Dalam pembentukan ikatan kimia, golongan gas mulia (VIIIA) sangat sulit membentuk ikatan kimia. Diduga bila gas mulia bersenyawa dengan unsur lain, tentunya ada suatu keunikan dalam konfigurasi elektronnya yang *mencegah* persenyawaan dengan unsur lain.

Bila dugaan tersebut benar, maka suatu atom yang bergabung dengan atom lain membentuk suatu senyawa mungkin mengalami *perubahan dalam konfigurasi elektronnya* yang mengakibatkan atom-atom tersebut lebih menyerupai gas mulia.

Berdasarkan gagasan tersebut, kemudian dikembangkan suatu teori yang disebut Teori Lewis :

- a. elektron-elektron yang berada pada kulit terluar (kenal sebagai *elektron valensi*) memegang peranan utama dalam pembentukan ikatan kimia
- b. pembentukan ikatan kimia mungkin terjadi dengan 2 cara :
  1. karena adanya **perpindahan** satu atau lebih elektron dari satu atom ke atom lain sedemikian rupa sehingga terdapat *ion positif* dan *ion negatif* yang keduanya saling tarik menarik karena muatannya berlawanan, membentuk **ikatan ion**.
  2. karena adanya **pemakaian** bersama pasangan elektron di antara atom-atom yang berikatan. Jenis ikatan yang terbentuk disebut **ikatan kovalen**.

- c. Perpindahan elektron atau pemakaian bersama pasangan elektron akan berlangsung sedemikian rupa sehingga setiap atom yang berikatan mempunyai suatu konfigurasi elektron yang mantap, yaitu konfigurasi dengan 8 elektron valensi.

### A. Aturan Oktet

Setiap gas mulia (kecuali Helium) mempunyai 8 elektron pada kulit terluarnya, dengan konfigurasi  $ns^2 np^6$ . Konfigurasi ini merupakan susunan yang stabil sehingga semua atom apabila berikatan dengan atom lain, berusaha memperoleh susunan elektron seperti gas mulia. Atom yang telah memperoleh konfigurasi gas mulia, dikatakan telah memenuhi **aturan oktet**.

Aturan mengenai kestabilan struktur dengan 8 elektron valensi ini dikemukakan oleh Lewis dan Kossel yang dikenal sebagai **aturan Oktet** :

*kebanyakan atom-atom dikelilingi oleh 8 elektron jika-jika atom-atom berikatan dengan atom lain.*

Aturan oktet tidak berlaku pada atom H karena atom H hanya dapat dikelilingi oleh 2 elektron. Pada bagian lain akan disinggung mengenai beberapa penyimpangan dari aturan oktet.

### B. Lambang Lewis

Untuk dapat menggambarkan ikatan kimia dalam suatu molekul, biasanya digunakan lambang Lewis. Lambang Lewis suatu unsur adalah atau lambang kimia unsur tersebut yang dikelilingi oleh **titik-titik**.

Lambang kimia menunjukkan inti atom (proton dan neutron) beserta semua elektron di sebelah dalam (selain elektron valensi). **Titik-titik** menunjukkan elektron-elektron yang berada pada kulit terluar (elektron valensi). Misalnya atom  ${}_{17}\text{Cl}$  dengan konfigurasi elektron :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

elektron valensi	:	7
lambang Lewis	:	$:\ddot{\text{Cl}}:$

Tabel 2.1. Lambang Lewis Unsur-unsur Golongan IA – VIIIA

Gol.	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
LL								

Ket : LL = Lambang Lewis

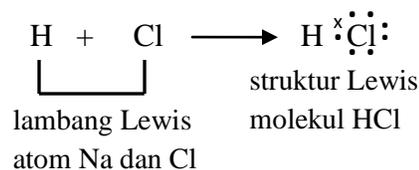
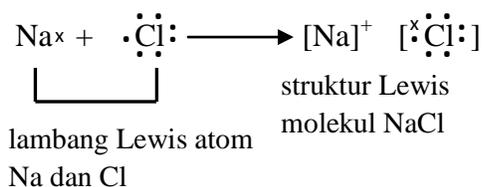
### C. Struktur Lewis

Struktur Lewis adalah kombinasi lambang Lewis yang menggambarkan perpindahan atau pemakaian bersama elektron di dalam suatu ikatan kimia.

Misalnya :

1. Struktur Lewis pada pembentukan ikatan ion

2. Struktur Lewis pada pembentukan ikatan kovalen



Pada kedua contoh di atas, elektron dari suatu atom diberi tanda (x) dan dari atom lainnya dengan tanda (.). Namun karena tidak mungkin membedakan elektron-elektron dalam atom yang terikat, maka untuk struktur Lewis selanjutnya hanya akan digunakan tanda (.).

### 3.2. PEMBENTUKAN IKATAN ION

Ikatan ion dapat terbentuk jika elektron-elektron pindah dari atom yang satu ke atom yang lain. Atom yang *kehilangan* elektronnya, akan menjadi ion positif, sedangkan atom yang *menerima* elektron akan menjadi *ion negatif*. Selanjutnya kedua atom akan tarik menarik dengan gaya elektrostatis yang kuat karena ada beda

muatan, dengan kata lain atom-atom menjadi saling terikat sehingga setiap atom akan memperoleh susunan oktet.

Ikatan ion umumnya terjadi antar unsur logam (yang akan berubah menjadi ion positif) dengan unsur nonlogam (yang tak berubah menjadi ion negatif).

Proses pembentukan ikatan ion pada molekul natrium klorida (NaCl) diterangkan sebagai berikut :

- Atom Na memiliki 11 elektron dengan 1 elektron valensi, ditulis dalam lambang Lewis sebagai : Na.

Atom Na akan *melepas* 1 elektron valensinya, membentuk *ion positif* sehingga jumlah total elektronnya menjadi 10 (ini sesuai dengan konfigurasi elektron gas mulia  $_{10}\text{Ne}$ ).

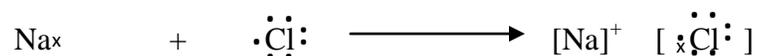
- Atom Cl memiliki 17 elektron dengan 7 elektron valensi, ditulis dengan lambang Lewis sebagai :  $\cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot$

Atom Cl akan menerima 1 elektron dari atom Na, sehingga atom Cl berubah menjadi *ion negatif* dan total jumlah elektronnya menjadi 18 (ini sesuai dengan konfigurasi elektron gas mulia  $_{18}\text{Ar}$ ).

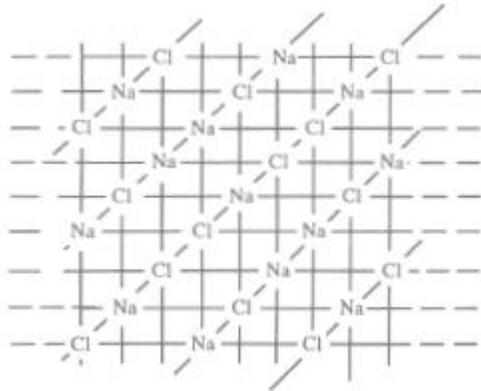
- Kemudian kedua ion tersebut akan tarik menarik (berikatan) membentuk molekul/senyawa natrium klorida.

Senyawa ini berbentuk **kristal**, di mana setiap ion dikelilingi oleh sejumlah ion yang muatannya berlawanan. **Kristal** adalah suatu bentuk/keadaan materi yang terbentuk, dimana partikel-partikel tersusun tiga dimensi dalam ruang.

- Secara sederhana pembentukan ikatan NaCl dituliskan sebagai berikut :



Susunan ion-ion  $\text{Na}^{+}$  dan  $\text{Cl}^{-}$  dalam molekul NaCl dapat dilihat pada Gambar 1. Pada gambar 1 setiap ion  $\text{Na}^{+}$  dikelilingi oleh 6 ion  $\text{Cl}^{-}$ , sebaliknya ion  $\text{Cl}^{-}$  dikelilingi oleh ion  $\text{Na}^{+}$ .



Gambar 1. Susunan Ion  $\text{Na}^+$  dan  $\text{Cl}^-$  dalam molekul  $\text{NaCl}$

### 3.3. PEMBENTUKAN IKATAN KOVALEN

Ikatan kovalen terjadi bila terdapat pemakaian bersama sepasang atau lebih elektron yang menyebabkan atom-atom yang berikatan memperoleh susunan oktet.

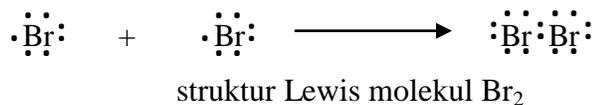
Ikatan kovalen umumnya terjadi antara unsur-unsur **nonlogam**. Unsur nonlogam disebut juga unsur **elektronegatif**, misalnya unsur H (hidrogen), unsur-unsur golongan VI A dan VII A.

Proses pembentukan ikatan kovalen pada molekul  $\text{Br}_2$  dapat dijelaskan sebagai berikut:

- Atom Br memiliki 35 elektron dengan 7 elektron valensi ditulis dalam lambang Lewis sebagai :

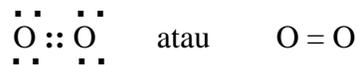


Untuk mendapatkan susunan oktet maka setiap atom Br memerlukan 1 elektron lagi pada kulit terluarnya. Dengan kata lain atom Br dapat berikatan dengan 1 atom Br lainnya sehingga masing-masing atom menyumbangkan 1 elektron valensinya. Pasangan elektron yang digunakan bersama ini menunjukkan pada molekul  $\text{Br}_2$  terdapat **ikatan kovalen**.





a. O<sub>2</sub>, struktur molekulnya :



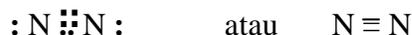
b. C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, struktur molekulnya :



## 2. Ikatan kovalen rangkap tiga

Merupakan ikatan kovalen yang dibentuk oleh tiga pasangan elektron ikatan, misalnya pada molekul N<sub>2</sub> dan CO.

a. N<sub>2</sub>, struktur molekulnya :



b. CO, struktur molekulnya :



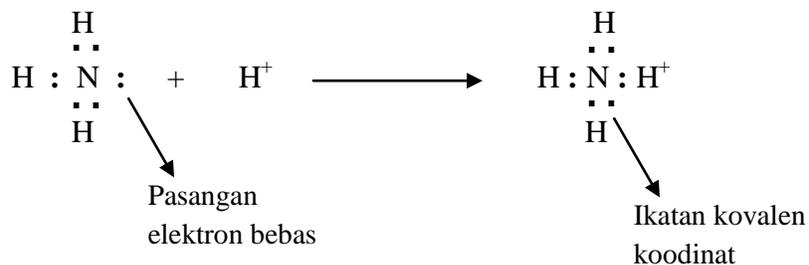
## B. Ikatan Kovalen Koordinat

Ikatan kovalen yang terjadi bila pasangan elektron yang digunakan bersama hanya berasal dari salah satu atom yang berikatan (disebut donor), sedangkan atom yang lain hanya menyediakan tempat.

Ikatan kovalen koordinat dapat terjadi bila suatu atom (atau molekul) memiliki pasangan elektron bebas yang tidak digunakan.

Beberapa molekul senyawa yang di dalamnya mengandung ikatan kovalen koordinat adalah H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> dan NH<sub>4</sub><sup>+</sup>. Pada H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> yang menjadi atom donor adalah atom S, sedangkan pada senyawa NH<sub>4</sub><sup>+</sup> yang menjadi donor adalah atom N.

Proses pembentukan NH<sub>4</sub><sup>+</sup> dari molekul NH<sub>3</sub> yang berikatan dengan H<sup>+</sup>. molekul NH<sub>3</sub> memiliki pasangan elektrion bebeas yang belum dipakai, sedangkan ion H<sup>+</sup> mempunyai tempat untuk sepasang elektron. Secara sederhana prosesnya dapat dituliskan sebagai berikut :



Karena adanya dua macam ikatan (ionik dan kovalen), maka senyawa-senyawa kimia dapat dikelompokkan berdasarkan jenis ikatan yang terdapat dalam molekul senyawaan ke dalam dua kelompok yaitu **senyawaan ion** dan **senyawa kovalen**. Sifat-sifat kimia maupun fisika kedua macam senyawaan ini sangat berbeda, dapat dilihat pada tabel 5.2. di bawah ini.

Tabel 2.2. sifat-sifat Umum Senyawaan Ion dan Kovalen

Senyawaan Ion	Senyawaan kovalen
Titik lebur tinggi	Titik lebur rendah
Titik didih tinggi	Titik didih rendah
Larut dalam air	Hampir tidak larut dalam air
Tidak dapat dibakar	Dapat terbakar
Lelehan dan larutannya dapat menghantar listrik pada suhu kamar, umumnya berwujud padat	Lelehannya tidak dapat menghantar listrik pada suhu kamar, umumnya berwujud gas, cair atau padat

### 3.4. PENYIMPANGAN ATURAN OKTET

Aturan oktet sangat berguna untuk menerangkan adanya ikatan antara atom-atom dalam suatu molekul, namu ada molekul-molekul yang tidak memenuhi aturan oktet. Pada atau yang elektron valensi dalam struktur Lewis adalah ganjil, maka ada dua kemungkinan tentang strukturnya :



Pada struktur tersebut, atom pusat (P) dikelilingi 10 elektron, dengan kata lain oktet telah berkembang menjadi 10 elektron. Struktur Lewis untuk molekul tersebut benar, meskipun tidak memenuhi aturan oktet.

### 3.5. KEPOLARAN IKATAN DAN KEELEKTRONEGATIFAN

Ikatan kovalen dapat dibedakan jenisnya berdasarkan kepolaran ikatan atom-atom dalam molekulnya menjadi ikatan kovalen polar dan nonpolar.

Ikatan pada molekul beratom dua yang terdiri dari atas atom sejenis, misalnya molekul  $H_2$ ,  $Cl_2$  dan  $O_2$  merupakan ikatan kovalen nonpolar. Hal ini disebabkan kedua atom yang berikatan sifat-sifatnya sama, sehingga daya tariknya terhadap elektron juga sama. Akibatnya distribusi muatan elektronik di sekitar inti atom yang berikatan akan simetris (Gambar 2.3a).

Ikatan antara 2 atom yang berbeda, misalnya  $HCl$  (keduanya unsur elektronegatif) adalah ikatan kovalen polar. Pada molekul  $HCl$ , atom  $Cl$  lebih elektronegatif sehingga dapat menarik elektron di sekitar inti atom lebih kuat ke arahnya. Akibatnya distribusi muatan listrik pada  $H$  dan  $Cl$  tidak simetris, bagian  $Cl$  agak lebih negatif dan bagian  $H$  lebih positif (Gambar 2.3b).



Gambar 2.2. a. Molekul kovalen non polar  $Cl_2$

b. Molekul kovalen polar  $HCl$

Berdasarkan kedua hal di atas dapat dikatakan bahwa ikatan kovalen polar terjadi pada molekul yang tersusun dari atom-atom yang berbeda tingkat keelektronegatifannya. Misalnya ikatan yang terjadi antara atom  $H$  dari Gol IA dengan golongan VIIA ( $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HF$ , dan lain-lain).

Harga keelektronegatifan setiap atom nilainya relatif, artinya merupakan perbandingan dengan harga keelektronegatifan atom lain. Menurut Linus Pauling

atom F nilai 4 (berdasarkan skala Pauling). Harga keelektronegatifan atom-atom lain dapat ditentukan secara relatif dan harganya tertentu (Tabel 2.3.)

Tabel 2.3. Harga Keelektronegatifan Relatif Atom-atom.

IA		G O L O N G A N										VIIA					VIIIA
H 2.1	IIA											III A	IV A	V A	VIA	VII A	He
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	P 4.0	Ne
Na 0.9	Mg 1.2	III B	IV B	V B	VIB	VII B	VIII	IB	II B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 2.0	Ar		
K 0.9	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	F 1.6	Cr 1.6	Mn 1.6	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.5	Kr
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.6	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
H 0.7	Ba 0.9	La 1.1-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.3	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.5	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Ra
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1	Ku 1.3	Ha 1.7													

Harga keelektronegatifan untuk unsur logam (disebut unsur **elektropositif**) nilainya kecil, sedangkan unsur nonlogam (elektronegatif) besar.

Berdasarkan harga keelektronegatifan kedua atom yang berikatan, dapat ditentukan *jenis ikatannya*. Bila selisih kedua atom yang berikatan :

- Lebih kecil dari 0,5, ikatannya *kovalen nonpolar*
- Lebih besar dari 2, ikatannya *ion*
- Antara 0,5 – 2, ikatannya *kovalen polar*

### 3.6. BENTUK MOLEKUL

Atom-atom dalam suatu molekul dapat tersusun dengan berbagai macam cara sehingga menghasilkan suatu **bentuk** tertentu pada molekul tersebut. Yang dimaksud dengan bentuk molekul adalah suatu gambaran geometris yang dihasilkan jika inti atom-atom terikat dihubungkan oleh **garis lurus** (ini menunjukkan letak pasangan elektron ikatan).

Misalnya untuk molekul beratom dua (diatomik) akan berbentuk linier karena dua titik membentuk garis lurus. Bentuk geometris suatu molekul umumnya

ditentukan berdasarkan data eksperimen, sehingga diperoleh aturan-aturan umum yang dapat digunakan untuk meramalkan bentuk molekul.

1. Molekul **diatomik** selalu linier.

Misalnya, HCl.

2. Molekul triatom selalu berbentuk planar (bidang datar), dapat linier atau bengkok.  
*linier*, bila atom pusatnya tidak mempunyai pasangan elektron nonikatan, misalnya CSO (polar) dan CO<sub>2</sub> (nonpolar)

*bengkok*, bila atom pusat memiliki pasangan elektron non ikatan, misalnya H<sub>2</sub>O

3. Molekul caturatom dapat membentuk planar atau piramida

*Segitiga datar*, bila atom pusat tidak mempunyai pasangan elektron nonikatan, misalnya BF<sub>3</sub> (nonpolar)

*piramida*, bila atom pusat mempunyai pasangan elektron nonikatan, misalnya NH<sub>3</sub> (polar).

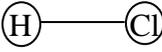
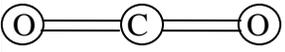
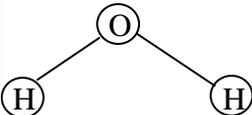
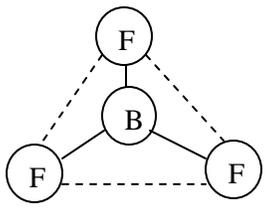
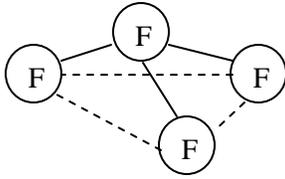
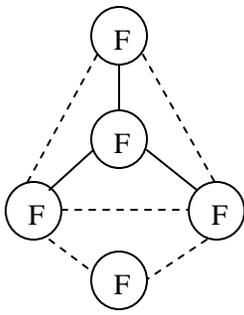
4. Molekul pancaatom umumnya berbentuk tetraeder.

Misalnya CH<sub>4</sub> (nonpolar) dan CHCl (polar)

Teori lain mengenai peramalan bentuk ikatan adalah Teori Tolakan Pasangan Elektron valensi yang dikenal sebagai teori VSPER (baca : vesper) yang menyatakan bahwa pasangan elektron (ikatan maupun mandiri) saling tolak-menolak, pasangan elektron cenderung saling berjauhan. Teori ini hanya meramalkan sebaran pasangan elektron, sehingga harus digunakan peramalan bentuk geometris molekulnya.

Pada Tabel 5.4, dapat dilihat beberapa bentuk molekul sederhana berdasarkan bentuk geometris molekul yang ditentukan oleh gambar geometris yang dihasilkan dengan menghubungkan inti-inti atom dengan garis lurus.

Tabel 5.4. Beberapa Bentuk Molekul Sederhana

Molekul	Jumlah P.e.i.	Bentuk Diagram	Sudut Ikatan	Deskripsi
HCl	2		180°	Linier
CO <sub>2</sub>	2		180°	Linier
H <sub>2</sub> O	2		104,5°	Planar bengkok
BF <sub>3</sub>	3		120°	Segitiga datar
NH <sub>3</sub>	3		107°	Piramida
CH <sub>4</sub>	4		109°	Tetrahedral

keterangan : P.e.i = jumlah pasangan elektron ikatan

**SOAL :**

1. Tuliskan struktur Lewis untuk senyawa ion BaO dan MgCl<sub>2</sub>!
2. Perkirakan bentuk molekul dari senyawa yang terjadi antara unsure  ${}_5X$  dengan  ${}_{35}Y$ !
3. Ramalkan bentuk molekul untuk :
  - a. Fosfin (PF<sub>3</sub>)
  - b. Hydrogen sulfide (H<sub>2</sub>S)
  - c. Gas klor (Cl<sub>2</sub>)
4. Gambarkan struktur Lewis untuk senyawa kovalen koordinat H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>!

## BAB IV. STOIKIOMETRI

Istilah STOIKIOMETRI berasal dari kata-kata Yunani yaitu Stoicheion (partikel) dan metron (pengukuran). STOIKIOMETRI akhirnya mengacu pada cara perhitungan dan pengukuran zat serta campuran Kimia.

### 4.1. BILANGAN AVOGRADO

Pengukuran STOIKIOMETRI merupakan pengukuran kuantitatif sehingga perlu ditetapkan suatu hubungan yang dapat mencakup jumlah relative atom-atom, ion-ion atau molekul suatu zat.

Penghitungan massa atom dapat dilakukan dengan cara membandingkan massa sejumlah besar atom dari suatu unsure dengan sejumlah atom yang sama dari massa atom baku yaitu karbon ( $^{12}_6C$ ). Pada massa sejumlah 12.000 gram dari  $^{12}_6C$  murni terdapat sebanyak  $6,0225 \cdot 10^{23}$  atom. Jumlah atom ini disebut 'Bilangan Avogadro' dengan symbol yang lazim NA.

$$\text{Massa 1 mol atom } ^{12}C = NA \times \text{massa 1 atom } ^{12}C$$

$$12 \text{ gram/mol} = NA \times 12 \text{ U}$$

$$\begin{aligned} NA &= \frac{1 \text{ g/mol}}{1 \text{ U}} \\ &= \frac{1 \text{ g/mol}}{1,66057 \cdot 10^{-27} \cdot 10^3 \text{ g/kg}} \end{aligned}$$

dengan : u : satuan massa atom =

$$: 1 \text{ u} = 1,66070 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$: \frac{1}{12} \text{ massa satu atom } ^{12}C$$

$$\text{Sehingga massa satu atom } ^{12}_6C = 12 \text{ u}$$

## 4.2. MASSA ATOM dan MASSA MOLEKUL

### 4.2.1. Massa Atom

Nilai massa molekul (symbol : Mr) merupakan perbandingan massa molekul zat dengan  $\frac{1}{12}$  massa 1 atom C-12.

$$Mr \text{ zat } X = \frac{\text{massa 1 molekul zat } X}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom C} - 12}$$

Massa molekul relatif suatu zat sama dengan jumlah massa atom relatif atom-atom penyusun molekul zat tersebut.

#### Contoh Soal 4.1.

Berapakah partikel atom yang terdapat dalam 2,5 mol atom  ${}^{23}_{11}\text{Na}$ ?

Jawab : - 2,5 mol  ${}^{23}_{11}\text{Na}$  x Bilangan Avogadro

$$- 2,5 \times 6,0225 \cdot 10^{23} = 15,05625 \cdot 10^{23} \text{ partikel atom } {}^{23}_{11}\text{Na}$$

#### Contoh Soal 4.2.

Berdasarkan analisis spectrometer massa, kelimpahan relatif berbagai isotop Silikon di alam adalah sbb : 92,23 %  ${}^{28}\text{Si}$ , 4,67 %  ${}^{29}\text{Si}$ , dan 3,10 %  ${}^{30}\text{Si}$ . Hitunglah massa atom relatif Silikon berdasarkan data tersebut.

Jawab : - Nilai massa atom relatif merupakan nilai rata-rata ketiga isotop.

$$\begin{aligned} \text{Ar Si} &= (0,9223 \times 28) + (0,0467 \times 29) + (0,0310 \times 30) \\ &= 25,8244 + 1,3543 + 0,93 \\ &= 28,1087 \end{aligned}$$

#### Contoh Soal 4.3.

Berapakah massa molekul relatif  $\text{CuSO}_4$  ?

Jawab :

Massa molekul relatif merupakan jumlah massa atom relatif atom-atom penyusun senyawa jadi :

$$\begin{aligned} Mr &= (N \cdot \text{Ar Cu}) + (n \cdot \text{Ar S}) + (n \cdot \text{Ar O}) \\ &= (1 \cdot 63,546) + (1 \cdot 32,06) + (4 \cdot 15,9994) \\ &= 159,6036 \end{aligned}$$

### 4.3. KONSEP MOL

Untuk menyatakan jumlah penyusun suatu zat, dipergunakan suatu satuan jumlah zat yaitu : mol. Satu mol zat ialah **sejumlah zat yang mengandung  $6,0225 \cdot 10^{23}$  butir partikel** (sejumlah bilangan Avogadro). Jadi bilangan Avogadro merupakan ‘faktor penghubung A’ antara jumlah mol zat dengan jumlah partikel yang dikandung zat.

$$\text{Jumlah mol} = \frac{\text{Jumlah partikel}}{\text{Bilangan Avogadro}} = \frac{\text{Jumlah partikel}}{6,0025 \cdot 10^{23}}$$

$$\begin{aligned} \text{Massa 1 mol suatu zat} &= \text{massa molekul dalam satuan gram} \\ &= M_r \times 1 \text{ gram} \end{aligned}$$

Massa dari 1 mol atom disebut massa molar, misalnya 1 mol atom klor mempunyai massa molar ; 35,435 g Cl/mol Cl.

#### Contoh Soal 4.4.

Berapa molkah sebungkah besi murni yang ketika diuji massanya mempunyai massa : 215 gram ?

Jawab : Bila diketahui massa molar besi (Fe) : 56 gram Fe/mol Fe.

Artinya setiap 56 gram Fe merupakan 1 mol Fe.

$$\begin{aligned} \text{Jumlah mol zat} &= \frac{\text{massa zat}}{\text{massa molar zat}} \\ &= \frac{215 \text{ gram}}{56 \text{ gram /mol}} = 3,62 \end{aligned}$$

#### Contoh Soal 4.5.

Suatu contoh  $\text{CdCl}_2$  sebanyak 1,5276 gram direaksikan sehingga terbentuk suatu logam Kadmium dan senyawa bebas Kadmium. Apabila massa logam Kadmium : 0,9367 gram dan massa molar Klor dianggap 35,453 gram Cl/mol Cl, berapakah massa molar Cd dalam reaksi ini?

Jawab : Senyawa  $\text{CdCl}_2$  mempunyai massa : 1,5276 gram  
Massa Cd dalam  $\text{CdCl}_2$  : 0,9367 gram  
Jadi massa Cl dalam  $\text{CdCl}_2$  : 0,5909 gram

$$\begin{aligned} \text{Jumlah mol Cl} &= \frac{\text{massa Cl}}{\text{massa molar Cl}} \\ &= \frac{0,5909 \text{ gram}}{35,453 \text{ g/mol}} \end{aligned}$$

Dari rumus molekul CdCl<sub>2</sub> ternyata bahwa jumlah mol Cd dan Cl berbanding 1 : 2 = sehingga :

$$\begin{aligned} \text{Jumlah mol Cd} &= 1/2 \cdot \text{mol Cl} = 1/2 \cdot 0,01667 \text{ mol} \\ &= 0,008335 \text{ mol} \end{aligned}$$

Massa atom relatif Kadmium = massa molar cadmium, yaitu :

$$\begin{aligned} \text{massa molar zat} &= \frac{\text{massa zat}}{\text{Jumlah mol zat}} \\ &= \frac{0,9367 \text{ g}}{0,008335 \text{ mol}} \\ &= 112,41 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Jadi massa atom relatif 1 mol Kadmium : 112,41 g/mol

#### 4.4. REAKSI KIMIA DALAM LARUTAN

Beberapa reaksi dan hasil reaksi dapat berada dalam bentuk larutan. Larutan (solution) sesungguhnya ditentukan oleh komponen-komponennya.

- yaitu :
- Pelarut (solvent) : merupakan substansi yang melarutkan zat. Komponen ini menentukan wujud larutan sebagai gas, padatan atau sebagai zat cair.
  - Zat terlarut (solute) : merupakan substansi yang terlarut dalam solvent.

#### 4.4.1. Konsentrasi Larutan dalam Satuan Fisika

##### A. Jumlah solute per satuan volume larutan

Menyatakan jumlah/banyaknya zat terlarut tiap satu satuan volume larutan. Misalnya pernyataan konsentrasi : 20 gram KCl/l solution, artinya terdapat 20 gram KCl untuk setiap 1 liter larutan.

##### Contoh Soal 4.6.

Bagaimana kita dapat membuat larutan  $\text{AgNO}_3$  (aqueous) sebanyak  $60 \text{ cm}^3$  dengan larutan  $\text{AgNO}_3$  tersebut harus mengandung  $0,03 \text{ g AgNO}_3$  tiap  $\text{cm}^3$ ?

Jawab : karena untuk  $1 \text{ cm}^3$  harus mengandung  $0,03 \text{ g AgNO}_3$  untuk  $60 \text{ cm}^3$  diperlukan :  $60 \times 0,03 \text{ g AgNO}_3$ . Jadi larutkan  $1,8 \text{ g AgNO}_3$  dalam wadah labu ukur, aduk hingga semua zat  $\text{AgNO}_3$  terlarut dalam  $50 \text{ cm}^3$  aquadest. Setelah homogen, tambahkan aquadest lagi hingga larutan mencapai volume  $60 \text{ cm}^3$ .

##### B. Persentase Komposisi

Menyatakan banyaknya solute dalam setiap 100 satuan larutan. Bila misalnya tertulis : 10% (v/v) NaCl artinya dalam setiap 100 ml larutan NaCl terdapat 10 ml NaCl. Bila tertulis 10% (g/g) NaCl artinya dalam setiap 100 gram larutan terdapat 10 gram NaCl.

##### Contoh Soal 4.7.

Berapa larutan NaCl 5% (g/g) yang harus diambil untuk memperoleh 3,2 gram NaCl?

Jawab : 5% (g/g) NaCl artinya dalam 100 gram larutan terdapat 5 gram NaCl. Jadi 3,2 gram terkandung dalam  $3,2 \times 100/5$  gram larutan) = 64 gram larutan. Jadi dapat diambil larutan NaCl 5% (g/g) sebanyak 64 gram

##### C. Massa Solute per Massa Solvent

Menyatakan banyaknya solute dalam setiap satuan massa zat pelarut (solvent). Bila misalnya diketahui 5,2 g NaCl dalam 100 g air, artinya terdapat 5,2 g. NaCl yang terlarut dalam setiap 100 g air sebagai zat pelarut.

**Contoh Soal 4.7.**

Hitunglah massa HCl anhidrat dalam 5,00 cm<sup>3</sup> HCl pekat (kerapatan : 1,19 g/cm<sup>3</sup>) yang mengandung 37,23% (g/g) HCl.

$$\begin{aligned}\text{Jawab : massa } 5 \text{ cm}^3 \text{ larutan} &= \text{volume} \times \text{kerapatan} \\ &= 5 \text{ cm}^3 \times 1,19 \text{ g/cm}^3 \\ &= 5,95 \text{ gram}\end{aligned}$$

Larutan HCl bermassa 5,95 gram mengandung 37,23% (g/g) HCl anhidrat, jadi : massa HCl anhidrat dalam 5,95 gram larutan = 0,3723 x 5,95 gram = 2,22 gram HCl anhidrat.

**4.4.2. Konsentrasi Larutan dalam Satuan Kimia****A. Molaritas (M)**

Menyatakan banyaknya mol salute yang terdapat dalam 1 liter larutan.

$$\text{Konsentrasi molar (M)} = \frac{\sum \frac{\text{mol}}{1000}}{\sum \frac{\text{L}}{1000}} = \text{mol/liter}$$

Bila H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 2M berarti : asam sulfat dengan konsentrasi 2 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> dalam setiap 1 liter H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**Contoh Soal 4.8.**

Berapakah NaOH yang harus ditimbang untuk membuat larutan NaOH dengan konsentrasi 2 M?

Jawab : NaOH 2 M berarti dalam setiap 1 liter larutan NaOH terdapat 2 mol NaOH terlarut. Jadi :

$$\begin{aligned}\text{massa zat terlarut} &= \text{jumlah mol} \times \text{massa molar NaOH} \\ &= 2 \times (\text{Ar Na} + \text{Ar O} + \text{Ar H}) \\ \text{dengan diketahui Ar Na} &= 23; \text{Ar O} = 16; \text{Ar H} = 1, \text{ maka :} \\ \text{massa zat terlarut} &= 2 \text{ mol} \times 40 \text{ gram/mol} \\ &= 80 \text{ gram}\end{aligned}$$

## B. Normalitas (N)

Menyatakan banyaknya gram ekuivalen solute yang terdapat dalam 1 liter larutan. Gram ekuivalen ditentukan oleh massa ekuivalen solute, yang berhubungan dengan reaksi kimia sebagai berikut :

Pada reaksi netralisasi asam dan basa



1. Masa ekuivalen dari asam adalah setara dengan fraksi massa molekul yang dapat memberikan satu buah  $\text{H}^+$  untuk melakukan reaksi netralisasi (dengan kata lain, massa ekuivalen setara dengan massa molekul dibagi jumlah  $\text{H}^+$  yang dapat dihasilkan 1 mol  $\text{H}^+$ )
2. Massa ekuivalen suatu basa adalah setara dengan fraksi massa molekul yang dapat memberikan 1  $\text{OH}^-$  atau dapat bereaksi dengan 1  $\text{H}^+$

### Contoh Soal 4.9.

Berapakah KOH yang harus ditimbang untuk membuat KOH 1 N?

Jawab : KOH 1 N mempunyai reaksi netralisasi :  $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$  berarti 1 mol KOH dapat menghasilkan 1 mol  $\text{OH}^-$ , berarti perbandingan gram ekuivalen dengan massa molekul = 1 : 1.

$$\begin{aligned}\text{Massa molekul KOH} &= \text{Ar K} + \text{Ar O} + \text{Ar H} \\ &= 39 + 16 + 1 = 56\end{aligned}$$

Gram ekuivalen setara dengan  $1/1 \times 56 = 56$  gram

## C. Molalitas (m)

Menyatakan banyaknya solute per kilogram solvent dalam suatu larutan. Molalitas tak dapat dihitung dari nilai molaritas (M) jikalau kerapatan jenis tidak diketahui. Bila diketahui HCl bermolalitas 1 m, artinya terdapat 1 mol HCl anhidrat dalam 1000 gram pelarut.

### Contoh Soal 4.10.

Molalitas suatu larutan etil alkohol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) dalam air = 1,54 mol/kg. Berapa gram alkohol terlarut dalam 2,5 kg air?

Jawab : massa molekul  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46$ , karena  $m = 1,54$  berarti :

1 kg air melarutkan 1,54 mol alkohol. Jadi dalam 2,5 kg air terdapat :  $2,5/1 \times 1,54 \text{ mol} = 3,85 \text{ mol}$  etil alkohol. Sehingga massa alkohol dalam 2,5 kg air =  $3,85 \text{ mol} \times 46 \text{ g/mol} = 177 \text{ gram}$  alkohol.

#### D. Fraksi Mol

Merupakan pernyataan jumlah mol (n) suatu komponen dibagi dengan jumlah mol semua komponen dalam larutan tersebut.

Bila fraksi mol dinyatakan dalam X =

$$X (\text{solute}) = \frac{n (\text{solute})}{n (\text{solute}) + n (\text{solvent})}$$

$$X (\text{solute}) = \frac{n (\text{solute})}{n (\text{solute}) + n (\text{solvent})}$$

Nilai X biasanya dinyatakan dalam persen.

#### Contoh Soal 4.11.

Tentukan fraksi mol kedua substansi dalam larutan yang mengandung 36,0 gram air dan 46 gram gliserin ( $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ )

Jawab : massa molekul air ; 18,0 gram/mol

Massa molekul gliserin = 92,0 gram/mol

$$\text{jumlah mol gliserin} = n \text{ gliserin} = \frac{46 \text{ gram}}{92 \text{ gram}} = 0,5 \text{ mol}$$

$$\text{jumlah mol air} = n \text{ air} = \frac{36 \text{ gram}}{18 \text{ gram}} = 2 \text{ mol}$$

$$X (\text{gliserin}) = \frac{n \text{ gliserin}}{n \text{ gliserin} + n \text{ air}} = \frac{0,5}{0,5 + 2} = \frac{0,5}{2,5} = 0,2$$

$$X (\text{gliserin}) = 0,2 \times 100\% = 20\%$$

$$X (\text{air}) = \frac{n \text{ air}}{n \text{ air} + n \text{ gliserin}} = \frac{2}{2 + 0,5} = \frac{2}{2,5} = 0,8$$

$$X (\text{air}) = 0,80 \times 100\% = 80\%$$

### E. Pengenceran (Dilution)

Apabila konsentrasi larutan dilakukan dalam skala volumetric, jumlah solute yang terdapat dalam larutan pada volume tertentu akan setara dengan hasil kali volume dan konsentrasi.

**Jumlah solute = volume x konsentrasi.**

Jika suatu larutan diencerkan, volume akan meningkat dan konsentrasi akan berkurang nilainya, tetapi jumlah konsentrasi berbeda tapi mengandung jumlah solute yang sama dapat dihubungkan dengan :

**Volume<sub>(1)</sub> x Konsentrasi<sub>(1)</sub> = Volume<sub>(2)</sub> x Konsentrasi<sub>(2)</sub>**

Dengan  $V_1$  dan  $K_1$  – Volume dan konsentrasi awal,  $V_2$  dan  $K_2$  merupakan volume dan konsentrasi setelah pengenceran.

#### Contoh Soal 4.12.

Untuk memperoleh larutan  $\text{AgNO}_3$  berkonsentrasi  $16 \text{ mg/cm}^3$ , dari larutan  $\text{AgNO}_3$  berkonsentrasi  $40 \text{ mg/cm}^3$ , berapa pengenceran yang harus dilakukan?  
Jawab : misalkan  $V_2$  adalah volume larutan setelah pengenceran dengan  $V_1$  bernilai  $1 \text{ cm}^3$  dan  $K_1 = 40 \text{ mg/cm}^3$ .

$$V_1 \times K_1 = V_2 \times K_2$$

$$1 \text{ cm}^3 \times 40 \text{ mg/cm}^3 = V_2 \times 16 \text{ mg/cm}^3$$

$$V = 2,5 \text{ cm}^3$$

Jadi harus dilakukan pengenceran dari  $1 \text{ cm}^3$  larutan  $\text{AgNO}_3$   $40 \text{ mg/cm}^3$  menjadi larutan bervolume  $2,5 \text{ cm}^3$

$$\text{Besarnya pengenceran} = \frac{V_{\text{akhir}}}{V_{\text{awal}}} = \frac{2,5 \text{ cm}^3}{1 \text{ cm}^3} = 2,5 \text{ kali}$$

Banyaknya aquadest yang harus ditambahkan untuk setiap  $1 \text{ cm}^3 = 2,5 \text{ cm}^3 - 1 \text{ cm}^3 = 1,5 \text{ cm}^3$

## 4.5. RUMUS MOLEKUL dan RUMUS EMPIRIS

### 4.5.1. Rumus Molekul

Suatu rumus yang menyatakan tidak hanya jumlah relatif atom-atom dari setiap elemen tetapi juga menunjukkan jumlah aktual atom setiap unsure penyusun dalam satu molekul senyawa. Misalnya, benzene mempunyai rumus molekul  $C_6H_6$ , artinya benzene tersusun dari enam buah atom C dan enam buah atom H.

#### Contoh Soal 4.13.

Suatu senyawa mempunyai komposisi 21,5% Na, 33,33% klor, 45,1 % O. Bagaimana rumus molekulnya?

Jawab : andaikan senyawa tersebut mempunyai massa 100 gram, maka massa penyusun unsure-unsur penyusunnya :

$$Na = 100 \text{ g} \times 21,6 \% = 21,6 \text{ gram Na}$$

$$Cl = 100 \text{ g} \times 33,3 \% = 33,3 \text{ gram Cl}$$

$$O = 100 \text{ g} \times 45,1 \% = 45,1 \text{ gram O}$$

Komposisi unsure-unsur dalam senyawa merupakan perbandingan mol, maka:

$$\begin{aligned} \text{mol Na} = \text{mol Cl} = \text{mol O} &= \frac{21,6}{23} = \frac{33,3}{35,5} = \frac{45,1}{16} \\ &= 0,93 = 0,93 = 2,8 \\ &= 1 : 1 : 3 \end{aligned}$$

Jadi, perbandingan komposisi Na : Cl : O = 1 : 1 : 3;

Rumus molekul :  $NaClO_3$

#### Contoh Soal 4.14.

Hitunglah persentase CaO dan  $CaCO_3$

Jawab : Dengan adanya kesetaraan jumlah atom Ca dalam CaO dan  $CaCO_3$  dapat diturunkan suatu persamaan faktor kuantitatifnya.

$$\text{Fraksi CaO dalam } CaCO_3 = \frac{\text{rumus molekul CaO}}{\text{rumus molekul } CaCO_3} \times 100 \%$$

$$= \frac{56}{100} \times 100 \% = 56 \%$$

**Contoh Soal 4.15.**

Berapa kilogram CaO yang dapat diperoleh dari 1000 kg batu gamping dengan kadar CaCO<sub>3</sub> 97 % ?

Jawab : Banyaknya CaCO<sub>3</sub> yang terdapat dalam 1000 kg batu gamping =  
1000 kg x 97 % = 970 kg.

Banyaknya CaO yang terdapat dalam 970 kg CaCO<sub>3</sub> =  
= fraksi CaO dalam CaCO<sub>3</sub> x jumlah CaCO<sub>3</sub> yang ada  
= 56 % x 970 kg  
= 543,2 kg

**4.5.2. Rumus Empiris**

Rumus empiris atau rumus sederhana menyatakan perbandingan mol unsure-unsur dalam suatu senyawa. Untuk menentukan rumus empiris, diperlukan perbandingan mol antar unsure-unsur penyusun. Rumus empiris diperoleh dari pengukuran hasil percobaan persen susunan senyawa benzene, dengan rumus molekul C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> mempunyai rumus empiris (CH)<sub>n</sub> karena perbandingan mol antara C dan H adalah 6 : 6, atau bila disederhanakan = 1 : 1. Artinya dari rumus empiris tersebut dapat diperoleh senyawa lain dengan mengubah faktor n, misalnya = (CH)<sub>2</sub> = C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>

**Contoh Soal 4.16.**

Bagaimana persentase tiap unsur penyusun senyawa (NH<sub>4</sub>)NO<sub>3</sub> ?

Jawab : persentase merupakan perbandingan massa unsur-unsur penyusun yang ada dengan massa rumus (massa molekul) senyawa.

$$\text{– Persentase N} = \frac{2 \cdot \text{Ar} \cdot \text{N}}{\text{Mr. NH}_4\text{NO}_3} = \frac{2 \cdot 14}{80} = \frac{28}{80} \times 100\% = 35 \%$$

$$\text{– Persentase H} = \frac{4 \cdot \text{Ar} \cdot \text{H}}{\text{Mr. NH}_4\text{NO}_3} = \frac{4 \cdot 1}{80} = \frac{4}{80} \times 100\% = 1,55 \%$$

$$\text{– Persentase O} = \frac{3 \cdot \text{Ar} \cdot \text{O}}{\text{Mr. NH}_4\text{NO}_3} = \frac{3 \cdot 16}{80} = \frac{48}{80} \times 100\% = 60 \%$$

## 4.6. HAL-HAL KOMPLEKS dalam STOIKIOMETRI

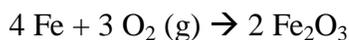
### 4.6.1. Penentuan Pembatas Reaksi

Suatu reaksi kimia sering kali berlangsung dalam keadaan zat-zat pereaksinya mempunyai jumlah yang berlebih. Sebagian dari pereaksi yang berlebih tetap berada dalam campuran sampai reaksi berakhir. Pereaksi yang habis bereaksi disebut pereaksi pembatas, peraksi ini keseluruhannya bereaksi.

#### Contoh Soal 7.18.

Berapakah besi oksida ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) yang diperoleh dari pembakaran 200 gram besi logam dengan oksigen (g) sebanyak 50 liter? (Reaksi dalam kondisi standar).

Jawab : Reaksi yang terjadi :



Artinya 4 mol Fe setara dengan 3 mol  $\text{O}_2$  menghasilkan 2 mol  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

Kini kita periksa jumlah pereaksi yang tersedia

$$\text{Besi} = \frac{200 \text{ g}}{56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3,57 \text{ mol}$$

Oksigen 50 liter (ingat, volume 1 mol gas ada kondisi standar : ialah 22,4 l) mempunyai jumlah mol :

$$1 \text{ mol} \times \frac{50 \text{ l}}{22,4 \text{ l}} = 2,2 \text{ mol}$$

Jadi oksigen = 2,2 mol

Periksa pereaksi mana yang akan menjadi pembatas reaksi

- Bila besi (3,54 mol) habis bereaksi, dibutuhkan  $\text{O}_2$  sebanyak  $= 3/4 \times 3,57$  mol = 2,65 mol  $\text{O}_2$

Karena  $\text{O}_2$  yang ada hanya 2,2 mol, maka reaksi yang menyebabkan besi habis bereaksi tak dapat berlangsung.

- Bila  $\text{O}_2$  (2,2 mol) habis bereaksi, dibutuhkan besi sebanyak  $= 4/3 \times 2,2$  mol = 2,81 mol besi.

Karena besi yang ada mencukupi kebutuhan untuk menghabiskan  $O_2$ , maka reaksi tersebut lebih mungkin berlangsung. Jadi  $O_2$  sebagai zat pembatas reaksi, sehingga  $Fe_2O_3$  terbentuk :  $\frac{2}{3} \times 2,2 \text{ mol} = 1,47 \text{ mol } Fe_2O_3$

#### 4.6.2. Hasil Teoritis, Hasil Nyata dan Persen Hasil

Jumlah hasil reaksi yang dihitung dari sejumlah pereaksi yang ada dari awala reaksi dilakukan disebut hasil teoritis suatu reaksi.

Jumlah hasil yang secara nyata dihasilkan dalam suatu reaksi kimia disebut hasil nyata. Persen hasil merupakan perbandingan hasil nyata dengan hasil teoritis. Ada reaksi yang hasilnya hampir sama dengan hasil teoritis dan reaksi tersebut dikatakan bereaksi secara kuantitatif. Pada reaksi-reaksi senyawa organic, kebanyakan hasil reaksi (hasil nyata) lebih kecil dibandingkan hasil teoritis. Hal ini karean reaksi tidak berjalan sempurna, ada reaksi-reaksi saingan yang dapat mengurangi hasil reaksi atau dapat juga terjadi kehilangan zat selama penanganan.

##### Contoh Soal 4.19.

Dari reaksi 1,00 mol  $CH_4$  dengan  $Cl_2$  berlebih, diperoleh 83,5 g  $CCl_4$ . Berapakah hasil teoritis, hasil nyata dan persen hasil reaksi tersebut?

Jawab :  $CH_4 + 4 Cl_2 \rightarrow CCl_4 + 4 HCl$

- Hasil teoritis :

Bila dilihat dari persamaan reaksi, dari 1 mol  $CH_4$  diharapkan dapat diperoleh 1 mol  $CCl_4$ . Sedangkan massa molatr = 154 gram.

- Hasil nyata :

Dari reaksi yang terjadi, hasil nyata = 83,5 gram

- Persen hasil =  $\frac{83,5 \text{ gram } CCl_4}{154 \text{ gram } CCl_4} \times 100 \% = 54,2 \%$

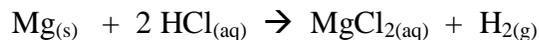
### 4.6.3. Reaksi Serentak dan Berurutan

Beberapa perhitungan dalam Stoikiometri memerlukan dua atau lebih persamaan reaksi, setiap persamaan mempunyai persamaan faktor koefisien. Reaksi-reaksi kimia juga dapat terjadi pada saat yang bersamaan (serentak) dan ada pula reaksi yang terjadi secara berurutan.

#### Contoh Soal 4.20. Reaksi Serentak

- Sebanyak 0,710 gram contoh logam campuran Magnesium yang mengandung 70% Al dan 30% Mg bereaksi dengan  $\text{HCl}_{(\text{aq})}$  berlebihan.

Berapakah massa  $\text{H}_2$  yang terbentuk ?



- Tentukan massa tiap logam berdasarkan persen komposisinya.

$$\text{Al} = 70\% \times 0,710 \text{ g} = 0,497 \text{ g}$$

$$\text{Mg} = 30\% \times 0,710 \text{ g} = 0,213 \text{ g}$$

- Tentukan jumlah mol masing-masing logam

$$\text{Al} = \frac{0,497 \text{ g}}{27 \text{ g/mol}} = 0,0184 \text{ mol}$$

$$\text{Mg} = \frac{0,213 \text{ g}}{24 \text{ g/mol}} = 0,008875 \text{ mol}$$

- Berdasarkan reaksi, dapat ditentukan jumlah mol  $\text{H}_2$  yang dihasilkan :

$$\text{oleh Al} = 0,0184 \text{ mol} \times \frac{3}{2} = 0,0276 \text{ mol H}_2$$

$$\text{oleh Mg} = 0,008875 \text{ mol} \times \frac{1}{1} = 0,008875 \text{ mol H}_2$$

$$\text{Jumlah keseluruhan H}_2 = 0,0276 + 0,008875 = 0,036475 \text{ mol H}_2$$

Bila  $\text{H}_2$  dinyatakan dalam gram :

$$\text{gram H}_2 = 0,036475 \text{ mol} \times \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,07295 \text{ g H}_2$$

#### Contoh Soal 7.21. Reaksi Berurutan

$\text{KClO}_4$  dapat dibuat melalui seri reaksi berikut ini :





Berapakah gas Cl<sub>2</sub> yang dibutuhkan untuk mendapatkan 100 g KClO<sub>4</sub> berdasarkan reaksi di atas?

Jawab : bila n melambangkan jumlah mol

$$\text{dari ..... 1) dapat dilihat} = n(\text{KClO}) = n(\text{Cl}_2)$$

$$\text{dari ..... 2) ternyata} = n(\text{KClO}_3) = 1/3n(\text{KClO}) = 1/3 n(\text{Cl}_2)$$

$$\begin{aligned} \text{dari ..... 3) terlihat} &= n(\text{KClO}_4) = 3/4n(\text{KClO}_3) = (3/4)(1/3)n\text{Cl}_2 \\ &= 1/4 \cdot n \cdot \text{Cl}_2 \end{aligned}$$

$$\text{Dengan } n(\text{KClO}_4) = \frac{100 \text{ g KClO}_4}{139 \text{ g KClO}_4/\text{molKClO}_4} = 0,72 \text{ mol KClO}_4$$

$$n \text{ Cl}_2 = 4 \times 0,72 \text{ mol} = 2,88 \text{ mol Cl}_2$$

$$\begin{aligned} \text{massa Cl}_2 &= \text{mol Cl}_2 \times \text{massa molar Cl}_2 \\ &= (2,88) \times (71,0 \text{ g Cl}_2/\text{mol Cl}_2) \\ &= 204 \text{ g Cl}_2 \end{aligned}$$

#### 4.7. Soal Latihan :

1. Di alam, karbon mempunyai dua isotop  $^{12}\text{C}$  dan  $^{13}\text{C}$ .  
Berapakah persentase kelimpahan dari kedua jenis isotop tersebut dalam suatu contoh karbon yang mempunyai massa atom relatif 12,0111?
2. Berapa banyaknya :
  - a.  $\text{H}_2\text{S}$  (dalam gram)
  - b. Mol H dan mol S
  - c. Molekul  $\text{H}_2\text{S}$Yang terkandung dalam 0,400 mol  $\text{H}_2\text{S}$
3. Suatu unsur X membentuk senyawa dengan klor dalam tiga macam bentuk yang berbeda. Ketiga senyawa itu berturut-turut mengandung : 59,68%, 68,95%, 74,75% klor.  
Tunjukkan dari data tersebut adanya hukum perbandingan berganda.
4. Hasil analisis suatu senyawa memberikan data semacam ini :  
 $\text{K} = 26,57\%$        $\text{Cr} = 35,36\%$        $\text{O} = 38,07\%$   
Buatlah rumus empiris dari senyawa tersebut.
5. Suatu contoh garam hidrat non-stabil :  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$  sebanyak 15 g dianalisis. Dari uji kadar air didapatkan mengandung 7,05 g air. Tentukan rumus empiris garam tersebut.

## BAB V. ENERGETIKA KIMIA

### 7.1. RUANG LINGKUP

*Energetika kimia* atau *Termodinamika Kimia* adalah ilmu yang mempelajari perubahan energi yang terjadi dalam proses atau reaksi. Studi ini mencakup dua aspek penting yaitu :

- (a) Penentuan/perhitungan kalor reaksi, dan
- (b) Studi tentang arah proses dan sifat-sifat system dalam kesetimbangan.

Ilmu pengetahuan Termodinamika didasarkan atas dua postulat, yang dikenal sebagai *Hukum Pertama Termodinamika* dan *Hukum Kedua Termodinamika*. Hukum pertama termodinamika menyatakan bahwa ‘energi system tersekat adalah tetap’ (asas kekekalan energi), sedangkan menurut hukum kedua termodinamika, ‘entropi sistem tersekat cenderung mencapai suatu nilai maksimum’ (asas peningkatan entropi). Termodinamika tidak bersandarkan diri pada teori-teori tentang struktur atom maupun struktur molekul. Termodinamika juga tidak memberikan informasi apa-apa tentang kecepatan maupun mekanisme reaksi.

### 7.2. BEBERAPA PENGERTIAN DASAR DAN KONSEP

#### 1. Sistem dan Lingkungan

*Sistem* adalah sejumlah zat atau campuran zat-zat yang dipelajari sifat-sifat dan perilakunya. Segala sesuatu di luar sistem disebut *lingkungan*. Suatu sistem terpisah dari lingkungannya dengan batas-batas tertentu yang dapat nyata atau tidak nyata.

Antara sistem dan lingkungan dapat terjadi pertukaran energi dan materi.

Berdasarkan pertukaran ini dapat dibedakan tiga jenis sistem :

- (a) *Sistem tersekat*, yang dengan lingkungannya tidak dapat mempertukarkan baik energi maupun materi. Sistem jenis ini mempunyai energi tetap.

*Contoh:* botol termos yang ideal

- (b) *Sistem tertutup*, yang dengan lingkungannya hanya dapat mempertukarkan energi.

*Contoh:* sejumlah gas dalam silinder tertutup

- (c) *Sistem terbuka*, yang dengan lingkungannya dapat mempertukarkan baik energi maupun materi. Komposisi suatu sistem terbuka tidak tetap.

*Contoh:* sejumlah zat dalam wadah terbuka, suatu sistem reaksi dalam wadah tertutup merupakan sistem terbuka (mengapa?).

## 2. Keadaan sistem dan fungsi keadaan

Keadaan sistem ditentukan oleh sejumlah parameter atau variabel, misalnya *suhu, tekanan, volume, massa dan konsentrasi*.

Variabel sistem dapat bersifat *intensif*, artinya tidak bergantung pada ukuran sistem (tekanan, suhu, masa jenis, dan sebagainya), atau bersifat *ekstensif*, yang berarti bergantung pada ukuran sistem (massa, energi, volume, entropi, dan sebagainya).

Setiap besaran atau variabel yang hanya bergantung pada keadaan sistem dan tidak bergantung pada bagaimana keadaan itu tercapai, disebut fungsi keadaan. Fungsi keadaan misalnya: suhu, tekanan, volume, energi dalam entropi. Diferensial dari setiap *fungsi keadaan* merupakan diferensial total.

Beberapa sifat penting *diferensial total* adalah sebagai berikut :

Jika  $dX$  adalah diferensial total, maka :

$$\text{➤ } \int dX = X_2 - X_1 \quad (2.1)$$

$$\text{➤ } \oint dX = 0 \quad (2.2)$$

- Jika  $dX = M dy + N dz$ , dengan  $M$  dan  $N$  adalah fungsi dari  $y$  dan  $z$ , maka akan berlaku,

$$\left(\frac{\partial M}{\partial z}\right)_y = \left(\frac{\partial N}{\partial y}\right)_z \quad (2.3)$$

Suatu sistem dapat mengalami perubahan keadaan dari keadaan-awal tertentu ke keadaan-akhir tertentu melalui proses. Suatu proses dapat bersifat *reversibel* atau *tak-reversibel*.

Dalam termodinamika, proses reversibel adalah proses yang harus memenuhidua persyaratan:

- (a) Proses itu dapat dikembalikan arahnya, sehingga setiap keadaan antara yang telah dilalui oleh sistem akan dilaluinya kembali dalam arah yang berlawanan.
- (b) Proses itu harus berlangsung sedemikian lambatnya, sehingga setiap keadaan-antara yang dilalui oleh sistem secara praktis berada dalam kesetimbangan; hal ini berarti bahwa proses reversibel akan berakhir dalam aktu tak-terhingga.

Semua proses yang terjadi di alam sifatnya tak-reversibel. Suatu proses yang dapat diperlakukan reversibel, misalnya proses pengubahan fasa pada titik transisi (contoh : proses penguapan air pada suhu 100°C dan 1 atm).

Konsep proses reversibel adalah penting karena hubungannya dengan kerja maksimum dan dalam mendefinisikan fungsi entropi. Setiap proses dapat pula dikerjakan *isoterm* (suhu tetap), *isobar* (tekanan tetap), *isokhor* (volume tetap), atau secara adiabatik (tanpa pertukaran kalor).

### 3. Energi-dalam, kalor dan kerja

Keseluruhan energi potensial dan energi kinetik zat-zat yang terdapat dalam suatu sistem, disebut *energi-dalam*,  $U$ . energi-dalam merupakan fungsi keadaan, besarnya hanya bergantung pada keadaan sistem. Jika suatu sistem mengalami perubahan keadaan dari keadaan-1 (dengan

energi-dalam  $U_1$ ) ke keadaan-2 (dengan energi-dalam  $U_2$ ), maka akan terjadi perubahan *energi-dalam*,  $\Delta U$ , sebesar

$$\Delta U = U_2 - U_1 \quad (2.4)$$

Dalam ham perubahan itu sangat kecil, maka  $\Delta U$  ditulis dalam bentuk diferensial,  $dU$ , dengan  $dU$  merupakan diferensia; total. Besarnya energi-dalam suatu sistem tidak diketahui. Yang dapat ditentukan (melalui eksperimen atau perhitungan) adalah  $\Delta U$ . sistem mengalami perubahan energi-dalam melalui kalor dan kerja.

*Kerja*,  $q$ , dapat diartikan sebagai energi yang dipindahkan melalui batas-batas sistem, sebagai akibat daripada adanya erbedaan suhu antara sistem dan lingkungan. Menurut perjanjian  $q$  dihitung positif jika kalor masuk sistem, dan negatif jika kalor keluar sistem. Jumlah kalor yang dipertukarkan antara sistem dan lingkungan bergantung pada proses. Oleh karena itu  $q$  bukan merupakan fungsi keadaan dan  $dq$  bukan diferensial total (di sini ditunjukkan dengan  $\delta q$ ).

*Kerja*,  $w$ , dapat dirumuskan sebagai setiap bentuk energi, yang bukan kalor, yang dipertukarkan antara sistem dan lingkungan. Menurut perjanjian  $w$  adalah positif jika sistem menerima kerja (lingkungan melakukan kerja terhadap sistem) dan negatif jika sistem melakukan kerja terhadap lingkungan. Seperti halnya dengan kalor, maka kerja juga bukan sifat sistem, melainkan bergantung pada proses. Jadi  $w$  bukan fungsi keadaan dan  $dw$  bukan diferensial total (di sini ditunjukkan dengan  $\delta w$ ).

Ada banyak bentuk kerja (misalnya kerja ekspansi, kerja mekanis, kerja listrik, kerja permukaan, dan sebagainya), akan tetapi pada kebanyakan reaksi kimia hanya satu yang perlu diperhatikan, yaitu kerja yang berkaitan dengan

perubahan volume sistem. Kerja ini yang disebut *kerja ekspansi*, atau juga *kerja volume*, dapat dihitung dari ungkapan

$$\delta w = -p_i dV \quad (2.5)$$

dengan  $p_i$  ialah tekanan *terhadap* sistem (tekanan luar).

Jika proses berlangsung ada tekanan luar tetap, maka persamaan di atas dapat diintegrasikan menjadi,

$$w = -p_l (V_2 - V_1) = -p_l \Delta V \quad (2.6)$$

Pada persamaan di atas,  $V_1$  dan  $V_2$  berturut-turut ialah volume-awal dan volume-akhir sistem. Bagi proses yang berlangsung *reversibel*  $p_l$  dapat disamakan dengan *tekanan sistem*,  $p$ ; dalam hal ini

$$\delta w = -p dV \quad (2.7)$$

Pertanyaan :

1. Mengapa ada tanda minus pada (2.5) atau (2.7)?
2. Tunjukkan bahwa kerja pada proses reversibel merupakan kerja maksimum.

### 5.3 HUKUM PERTAMA TERMODINAMIKA

Jika dalam suatu perubahan keadaan, system menyerap sejumlah (kecil) kalor,  $\delta q$ , dan melakukan sejumlah (kecil) kerja,  $\delta w$ , maka system akan mengalami perubahan energi-dalam,  $dU$ , sebesar

$$dU = \delta q + \delta w \quad (2.8)$$

Untuk perubahan besar dapat ditulis,

$$\Delta U = q + w \quad (2.9)$$

Pers (2.8) atau (2.9) adalah bentuk matematik dari hukum pertama termodinamika. Menurut kedua ungkapan ini, energi suatu sistem dapat berubah melalui kalor dan kerja. Pada sistem tersekat,  $q = 0$  dan  $w = 0$ , sehingga  $\Delta U = 0$ . Jadi sistem tersekat merupakan sistem dengan energi tetap. Jika alam semesta dianggap sebagai sistem tersekat, maka dapat dirumuskan : 'Energi alam semesta adalah tetap'

Jika kerja yang dapat dilakukan oleh sistem terbatas pada kerja volume (hal ini adalah benar pada kebanyakan reaksi kimia), maka ungkapan (2.8) dapat diubah menjadi,

$$dU = \delta q - p \, dV \quad (2.10)$$

Pada volume tetap,  $dV = 0$ , sehingga

$$dU = \delta q_v \quad \text{dan} \quad \Delta U = q_v \quad (2.11)$$

Menurut (2.11) kalor yang diserap oleh sistem yang menjalani suatu proses pada volume tetap, adalah sama dengan perubahan energi-dalamnya.

#### 8.4 FUNGSI ENTALPI

Kebanyakan reaksi kimia dikerjakan pada tekanan tetap, yang sama dengan tekanan luar. Dalam hal ini pers (2.10) dapat ditulis sebagai

$$dU = \delta q_p - p \, dV \quad (2.12)$$

Persamaan ini dapat diintegrasikan menjadi,

$$U_2 - U_1 = q_p - p(V_2 - V_1)$$

Dan, karena  $p_1 = p_2 = p$ , maka dapat ditulis

$$(U_2 + p_2 V_2) - (U_1 + p_1 V_1) = q_p$$

atau,  $(U + pV)_2 - (U + pV)_1 = q_p$

U, p dan V adalah fungsi keadaan, jadi  $U + pV$  juga merupakan fungsi keadaan. Fungsi ini disebut *entalpi*, **H**.

$$H = U + pV \quad (2.13)$$

Jadi bagi suatu proses atau reaksi yang berlangsung pada tekanan tetap dapat ditulis,

$$H_2 - H_1 = q_p \text{ atau } \Delta H = q_p \quad (2.14)$$

Berdasarkan hasil ini dapat dikatakan bahwa, kalor yang dipertukarkan antara sistem dan lingkungan, pada tekanan tetap, adalah sama dengan perubahan entalpi sistem.

### 11.5 KAPASITAS KALOR

*Kapasitas Kalor* suatu system didefinisikan sebagai jumlah kalor yang diperlukan untuk menaikkan suhu sistem sebanyak satu derajat. Secara matematik,

$$C = \delta q/dT \quad (2.15)$$

Karena  $\delta q$  bergantung pada proses, maka ada banyak macam kapasitas kalor. Dalam kimia hanya ada dua yang penting, yaitu kapasitas kalor pada *volume tetap*,  $C_v$ , dan kapasitas kalor pada *tekanan tetap*,  $C_p$ .

Kapasitas kalor pada volume tetap dapat dinyatakan sebagai,

$$C_v = \delta q_v/dT = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_v \quad (2.16)$$

dan kapasitas kalor pada tekanan tetap sebagai,

$$C_p = \delta q_p/dT = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_p \quad (2.17)$$

Dapat dibuktikan bahwa *gas ideal* berlaku,

$$C_p - C_v = R \quad (2.18)$$

dengan R ialah tetapan gas.

Pada umumnya kapasitas kalor merupakan fungsi dari suhu; secara empiris fungsi ini seringkali dinyatakan dengan bentuk,

$$C_p = a + bT + cT^2 \quad (2.19)$$

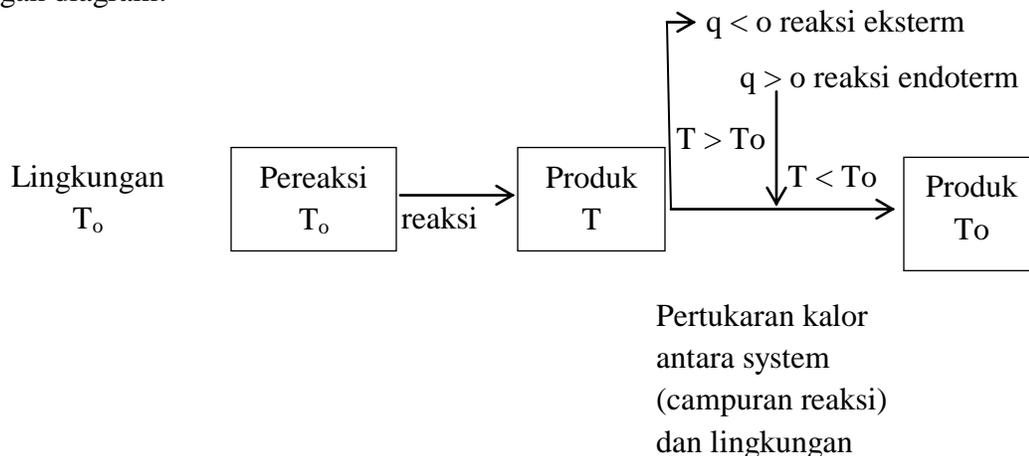
dengan a, b dan c ialah tetapan, yang bergantung pada jenis zat. Nilai tetapan-tetapan ini dapat diperoleh dari buku data.

#### 14.6 APLIKASI HPT PADA SISTEM KIMIA. TERMODINAMIKA

*Termokimia* adalah studi tentang efek panas yang terjadi baik pada proses fisis, maupun dalam reaksi kimia. Efek panas ini, yang biasanya disebut *kalor reaksi*, ialah energi yang dipindahkan dari atau ke sistem (ke atau dari lingkungan), sehingga suhu hasil reaksi menjadi sama dengan suhu pereaksi.

Jika energi itu dipindahkan *dari* sistem (*ke* lingkungan), maka reaksi yang bersangkutan merupakan *reaksi eksoterm*, sedangkan jika energi dipindahkan *ke* sistem (*dari* lingkungan), maka reaksi bersifat *endoterm*.

Dengan diagram:



Besarnya kalor reaksi bergantung pada kondisi reaksi.

Bagi reaksi pada *volume tetap* : kalor reaksi =  $q_V = \Delta U$ .

Bagi reaksi pada *tekanan tetap* : kalor reaksi =  $q_P = \Delta H$ .

Hubungan antara  $\Delta U$  dan  $\Delta H$  dapat diturunkan sebagai berikut :

$$H = U + pV$$

$$H = \Delta U + \Delta(pV)$$

Bagi *reaksi gas (ideal)*,  $\Delta(pV) = \Delta(nRT) = (\Delta n)RT$ , sehingga persamaan di atas dapat diubah menjadi,

$$\Delta H = \Delta U + (\Delta n)RT \quad (2.20)$$

dengan  $\Delta n$  menyatakan selisih mol gas hasil reaksi dan mol gas pereaksi. Persamaan ini memberikan hubungan antara  $\Delta H$  dan  $\Delta U$  pada suhu yang sama. Bagi reaksi yang tidak menyangkut gas  $\Delta(pV)$  kecil sekali dibandingkan terhadap  $\Delta U$ , sehingga dapat diabaikan. Bagi reaksi ini,  $\Delta H = \Delta U$

*Contoh :* 1.  $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3,$   $\Delta H_{298} = -92,0 \text{ kJ}$

$$\Delta n = 2 - 4 = -2$$

$$\Delta U = \Delta H - (\Delta n)RT$$

2.  $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$   $\Delta H_{298} = -393,5 \text{ kJ}$

$$\Delta n = 0$$

$$\Delta U_{298} = \Delta H_{298} = -393,5 \text{ kJ}$$

### 2.6.1. Penentuan Kalor Reaksi Secara Eksperimen (Kalorimetri)

Hanya reaksi-reaksi berkesudahan yang berlangsung dengan cepat dan dapat ditentukan kalor reaksinya secara eksperimen. Misalnya :

- Reaksi pembakaran,  $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$
- Reaksi penetralan,  $Na_2CO_3(s) + aq \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$
- “Reaksi” pelarutan,  $Na_2CO_3(s) + aq \rightarrow Na_2CO_3(aq)$

Penentuan ini biasanya mrnyangkut pengukuran perubahan suhu dari larutan atau dari air dalam kalorimeter.

*Contoh :*

Suatu cuplikan n-heptana ( $C_7H_{16}$ ) sebanyak 0,500 g dibakar dengan oksigen berlebih dalam kalorimeter-bom (volume tetap) secara sempurna menjadi  $CO_2(g)$  dan  $H_2O(l)$ . suhu air yang mengelilingi wadah pembakaran meningkat sebanyak  $2,938^\circ C$ . Jika kapasitas kalor kalorimeter dan perlengkapannya ialah  $8175 J/K$  dan suhu rata-rata kalorimeter ialah  $25^\circ C$ , hitung  $\Delta U$  dan  $\Delta H$ , per mol heptana, bagi proses ini.

Jawab : Menurut (2.16), kalor yang diterima oleh air ialah

$$q_v = C_v \Delta T = (8175)(2,934)10^{-3} \text{ kJ}$$

jadi, kalor reaksi bagi reaksi pembakaran ini ialah

$$\Delta U = -24,0 \text{ kJ (per 0,5 g heptana)}$$

$$= \frac{100}{0,5} (-24,0) = -4800,0 \text{ kJ/mol (pada 298 K)}$$

Bagi reaksi,  $C_7H_{16}(l) + 11O_2(g) \rightarrow 7CO_2(g) + 8H_2O(l)$

$$\Delta n = -4, \text{ dan menurut} \quad (1.20)$$

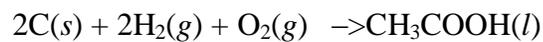
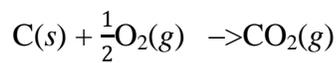
$$\Delta H = -4800,0 - 4(8,31)(298)10^{-3} = -4809,9 \text{ kJ/mol}$$

### 2.6.2. Perhitungan Kalor Reaksi

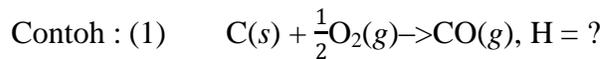
Karena kebanyakan reaksi kimia dikerjakan pada *tekanan tetap*, maka pada perhitungan ini hanya diperhatikan *entalpi reaksi*,  $\Delta H$ .

#### 1. Perhitungan dengan menggunakan Hukum Hess.

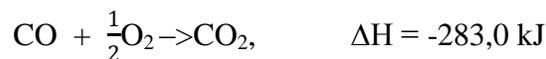
Metoda ini terutama digunakan untuk meetukan entalpi reaksi yang tidak dapat ditentukan melalui eksperimen, misalnya pada reaksi :



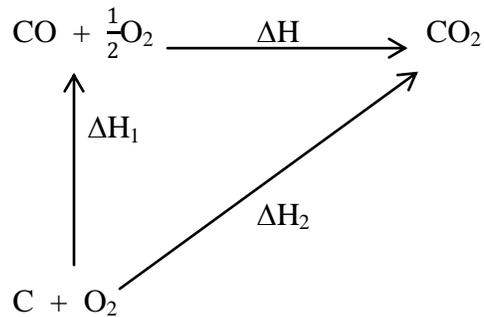
Menurut Hess, entalpi reaksi tidak bergantung pada apakah reaksi yang berangkutan berlangsung dalam satu tahap atau melalui beberapa tahap.



$\Delta H$  dari reaksi ini dapat dihitung dari data entalpi pembakaran karbon dan karbon monoksida:



Perhitungan dapat juga dilakukan dengan menggunakan *diagram reaksi*, sebagai berikut:



$$\Delta H_1 + \Delta H = \Delta H_2$$

$$\Delta H = \Delta H_2 - \Delta H_1$$

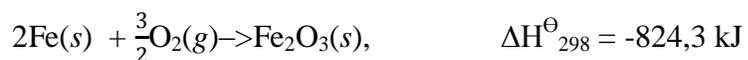
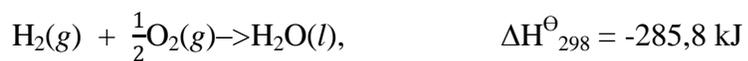
$$= -393,5 - (-283,0)$$

$$= -110,5 \text{ kJ}$$

## 2. Perhitungan dari data Entalpi Pembentukan Standar.

Yang dimaksudkan dengan *entalpi pembentukan standar* suatu senyawa ialah ‘perubahan entalpi yang terjadi dalam reaksi pembentukan satu mol senyawa tersebut dari unsur-unsurnya, dengan semua zat berada dalam keadaan standar’.

Besaran ini biasanya ditunjukkan dengan  $\Delta H_f^\ominus$ . Berdasarkan ketentuan ini maka dari data:

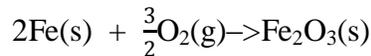


entalpi pembentukan standar bagi  $\text{H}_2\text{O}$  dan  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ialah :

$\Delta H_f^\ominus \text{H}_2\text{O}(l) = -285,8 \text{ kJ/mol}$  dan  $\Delta H_f^\ominus \text{Fe}_2\text{O}_3(s) = -824,3 \text{ kJ/mol}$  (pada suhu 298 K)

Dalam buku data entalpi pembentukan standar senyawa biasanya diberikan pada suhu 298 K.

Perhatikan kembali reaksi pembentukan besi (III) oksida di atas :



Perubahan entalpi bagi reaksi ini (dalam keadaan standar) diberikan oleh

$$\Delta H^\ominus = H^\ominus (\text{Fe}_2\text{O}_3) - 2 H^\ominus (\text{Fe}) - \frac{3}{2} H^\ominus (\text{O}_2)$$

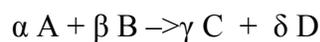
Dengan membuat perjanjian bahwa *entalpi standar unsur* adalah nol, dapat diturunkan :

$$\Delta H^\ominus = \Delta H^\ominus (\text{Fe}_2\text{O}_3) = \Delta H^\ominus_f (\text{Fe}_2\text{O}_3)$$

Berdasarkan perjanjian ini, maka *entalpi standar senyawa dapat disamakan dengan entalpi pembentukan standarnya* :

$$H^\ominus_i = H^\ominus_{f,i}$$

Jadi bagi sembarang reaksi,



dapat ditulis,

$$\begin{aligned} \Delta H^\ominus &= \gamma H^\ominus_C + \delta H^\ominus_D - \alpha H^\ominus_A - \beta H^\ominus_{f,B} \\ &= \gamma \Delta H^\ominus_{f,C} + \delta \Delta H^\ominus_{f,D} - \alpha \Delta H^\ominus_{f,A} - \beta \Delta H^\ominus_{f,B} \end{aligned} \quad (1.21)$$

Dengan menggunakan ungkapan ini, maka entalpi reaksi dapat dihitung dari data entalpi pembentukan standar.



$$\begin{aligned}\Delta H^{\ominus}_{298} &= \Delta H^{\ominus}_f(\text{CaCO}_3) - \Delta H^{\ominus}_f(\text{CaO}) - \Delta H^{\ominus}_f(\text{CO}_2) \\ &= 1206,9 - (-635,1) - (-393,5) \\ &= -178,3 \text{ kJ}\end{aligned}$$

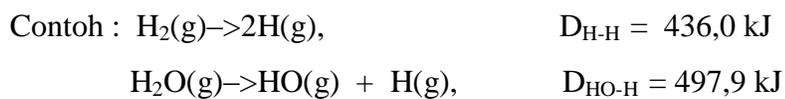
### 3. Perkiraan Entalpi Reaksi dari data Energi Ikatan.

Metoda ini, yang hanya dapat digunakan pada reaksi *gas*, yang menyangkut zat-zat dengan ikatan kovalen, didasarkan atas anggapan bahwa

- (a) semua ikatan dari satu jenis tertentu, misalnya semua ikatan C – H dalam senyawa CH<sub>4</sub>, adalah identik, dan
- (b) energi ikatan dari ikatan tertentu tidak bergantung pada senyawa di mana ikatan itu ditemukan.

Ada dua macam energi ikatan :

- (1) *Energi disosiasi ikatan*, D, yaitu perubahan entalpi yang terjadi dalam proses pemutusan ikatan dalam molekul dwiatom atau dalam pemutusan ikatan tertentu dalam suatu senyawa.



- (2) *Energi ikatan rata-rata*,  $\epsilon$ , yang merupakan energi rata-rata yang diperlukan untuk memutuskan ikatan tertentu dalam semua senyawa yang mengandung ikatan tersebut

Contoh : Dalam senyawa CH<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>OH, CH<sub>3</sub>COOH, dan sebagainya,

$$\epsilon_{\text{C-H}} = 414,2 \text{ kJ/mol}$$

Dengan menggunakan data energi ikatan, maka entalpi reaksi selanjutnya dihitung berdasarkan ungkapan :

$$\Delta H = \Sigma (\text{energi ikatan pereaksi}) - \Sigma(\text{energi ikatan produk}) \quad (2.22)$$

Contoh :



energi ikatan pereaksi :

$$1 \text{ ikatan C=C, } 1 \times 615,0 = 615,0 \text{ kJ}$$

$$4 \text{ ikatan C-H, } 4 \times 414,2 = 1656,8 \text{ kJ}$$

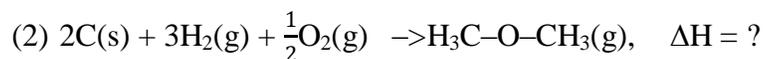
$$1 \text{ ikatan H-H, } 1 \times 436,0 = \frac{346,0 \text{ kJ}}{2707,8 \text{ kJ}}$$

energi ikatan produk :

$$1 \text{ ikatan C-C, } 1 \times 347,3 = 347,3 \text{ kJ}$$

$$6 \text{ ikatan C-H, } 6 \times 414,2 = \frac{2485,2 \text{ kJ}}{2832,5 \text{ kJ}}$$

$$\therefore \Delta H = 2707,8 - 2832,5 = -124,7 \text{ kJ}$$



energi ikatan pereaksi :

$$\text{k calor sublimasi } 2\text{C}(\text{s}) = 1439,4 \text{ kJ}$$

$$3 \text{ ikatan H-H, } 3 \times 436,0 = 1308,0 \text{ kJ}$$

$$\frac{1}{2} \text{ ikatan O=O, } \frac{1}{2} \times 498,7 = \frac{249,4 \text{ kJ}}{2996,8 \text{ kJ}}$$

energi ikatan produk :

$$2 \text{ ikatan C-O, } 2 \times 351,5 = 703,0 \text{ kJ}$$

$$6 \text{ ikatan C-H, } 6 \times 414,2 = \frac{2485,2 \text{ kJ}}{3188,2 \text{ kJ}}$$

$$\therefore \Delta H = 2996,8 - 3188,2 = -191,4 \text{ kJ}$$

## 17.7 HUKUM KEDUA TERMODINAMIKA

Hukum Kedua Termodinamika lahir dari pengalaman bahwa kalor tidak dapat diubah seluruhnya menjadi kerja yang setara, dan bahwa semua proses spontan mempunyai arah tertentu.

Dalam bentuknya yang paling umum hulu, ini dirumuskan melalui suatu fungsi, yang disebut *entropi*.

### 2.7.1. Fungsi Entropi dan Perubahan Entropi

Entropi adalah suatu fungsi keadaan yang, secara matematik, didefinisikan sebagai,

$$dS = \delta q_{\text{rev}}/T \quad (2.24)$$

Dalam ungkapan ini  $q_{\text{rev}}$  ialah kalor yang dipertukarkan antara sistem dan lingkungan secara *reversibel*.

Karena  $dS$  merupakan diferensial total, maka perubahan entropi yang terjadi dalam setiap proses atau reaksi diberikan oleh,

$$dS = S_2 - S_1 \quad (2.25a)$$

atau (untuk perubahan besar),

$$\Delta S = S_2 - S_1 \quad (2.25b)$$

dengan  $S_1$  dan  $S_2$  berturut-turut ialah entropi sistem dalam keadaan-awal dan keadaan-akhir.

### 2.7.2. Perhitungan Perubahan Entropi

A. Pada proses fisis.

(1) Proses yang tidak disertai dengan perubahan fasa.

*Contoh :*  $\text{H}_2\text{O} (l, 25^\circ\text{C}, 1 \text{ atm}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (l, 75^\circ\text{C}, 1 \text{ atm})$

$$dS = \delta q_{\text{rev}}/T = dH/T = C_p dT/Y$$

Dengan asumsi bahwa  $C_p$  tidak bergantung pada suhu,

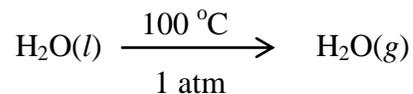
$$\Delta S = C_p \ln \frac{T_2}{T_1} = 75,6 \ln \frac{348}{298} = 11,7 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

(2) Proses perubahan fasa secara reversibel.

Karena proses ini berlangsung secara isoterm dan isobar, maka perubahan entropinya dapat dihitung dengan cara mengintegrasikan pers (1.24) :

$$dS = \delta q_{\text{rev}}/T = dH/T = \Delta H/T$$

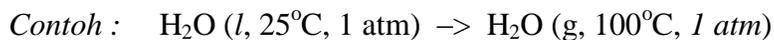
*Contoh :*



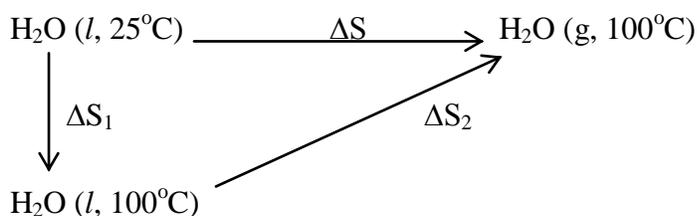
Kalor penguapan air,  $\Delta H_v = 40,77 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta S = \frac{40770}{373} = 109,3 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

(3) Proses perubahan fasa secara tak-reversibel.



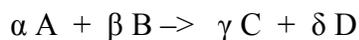
Perhitungan  $\Delta S$  pada proses ini dapat dilakukan dengan cara memecahkan proses menjadi beberapa proses-bagian dan diusahakan supaya perubahan fasa terjadi secara reversibel, kemudian perubahan entropi untuk tiap proses-bagian dihitung:



$$\begin{aligned} \Delta S &= \Delta S_1 + \Delta S_2 = 75,6 \ln \frac{373}{298} + \frac{40770}{373} \\ &= 17,0 + 109,3 \\ &= 126,3 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

B. *Perubahan entropi pada reaksi kimia.*

Perhatikan sembarang reaksi kimia,



Perubahan entropi bagi reaksi ini diberikan oleh,

$$\begin{aligned} \Delta S &= S_{\text{produk}} - S_{\text{pereaksi}} \\ &= \gamma S_{\text{C}} + \delta S_{\text{D}} - \alpha S_{\text{A}} - \beta S_{\text{B}} \end{aligned}$$

Pada prinsipnya entropi setiap zat dapat dihitung melalui *hukum ketiga termodinamika* (dari data termodinamika), atau secara statistik dengan menggunakan data spektroskopi. Dalam buku hasil

perhitungan ini biasanya diberikan *dalam keadaan standar pada 25°C*.

Jika semua zat yang terlihat dalam reaksi berada dalam keadaan standar, maka perubahan entropi bagi reaksi di atas ialah,

$$\Delta S^\ominus = \gamma S^\ominus_C + \delta S^\ominus_D - \alpha S^\ominus_A - \beta S^\ominus_B \quad (2.26)$$



$$\begin{aligned} \Delta S^\ominus &= S^\ominus(\text{CaCO}_3) - S^\ominus(\text{CaO}) - S^\ominus(\text{CO}_2) \\ &= 92,9 - 38,8 - 213,6 \\ &= -160,5 \text{ JK}^{-1} \end{aligned}$$

### 2.7.3. Perumusan Hukum Kedua Termodinamika

Menurut hukum ini : 'Semua proses atau reaksi yang terjadi di alam semesta, selalu disertai dengan peningkatan entropi'

Jika  $\Delta S_{\text{as}}$  ialah perubahan entropi yang terjadi di alam semesta, maka bagi setiap proses spontan berlaku,  $\Delta S_{\text{as}} > 0$

Dengan memandang alam semesta itu sebagai sistem + lingkungan, maka dapat pula dikatakan bahwa untuk semua proses spontan berlaku,

$$\Delta S + \Delta S_{\text{l}} > 0$$

dengan  $\Delta S$  ialah perubahan entropi sistem (di mana terjadi proses atau reaksi) dan  $\Delta S_{\text{l}}$  ialah perubahan entropi lingkungan.

### 2.7.4. Perubahan entropi Sebagai Persyaratan Kespontanan Reaksi.

Untuk mengetahui apakah suatu reaksi dapat terjadi pada kondisi tertentu, maka sesuai dengan kesimpulan di atas perlu diselidiki apakah bagi reaksi tersebut,  $\Delta S + \Delta S_l > 0$ .

Contoh :

- (1) Jika serbuk tembaga ditambahkan pada larutan perak nitrat dalam tabung reaksi, apakah akan terjadi reaksi? Dengan kata lain, apakah reaksi,  $\text{Cu}(s) + 2\text{Ag}^+(aq) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(aq) + 2\text{Ag}(s)$ , merupakan reaksi spontan?

Untuk memudahkan perhitungan, diasumsikan keadaan standar dan suhu tetap 298 K.

Perubahan entropi sistem :

$$\begin{aligned}\Delta S^\ominus &= S^\ominus(\text{Cu}^{2+}) + 2S^\ominus(\text{Ag}) - S^\ominus(\text{Cu}) - 2S^\ominus(\text{Ag}^+) \\ &= -99,6 + 2(42,6) - 33,3 - 2(72,7) \\ &= -19,30 \text{ JK}^{-1}\end{aligned}$$

Perubahan entropi lingkungan dapat dihitung dari ungkapan,

$$\Delta S_l = \frac{-\Delta H}{T}$$

dengan  $\Delta H$  ialah perubahan entalpi bagi reaksi tersebut. Besaran ini dapat dihitung (untuk standar) berdasarkan pers (2.21) :

$$\begin{aligned}\Delta H^\ominus &= \Delta H_f^\ominus(\text{Cu}^{2+}) - 2\Delta H_f^\ominus(\text{Ag}^+) \\ &= 64,8 - 2(105,6) \\ &= -146,4 \text{ kJ}\end{aligned}$$

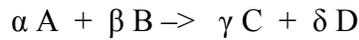
$$\text{Jadi, } \Delta S_l = 146400/298 = 491,3 \text{ JK}^{-1}$$

$$\text{Sehingga, } \Delta S^\ominus + \Delta S_l = -193,0 + 491,3 = 298,3 \text{ JK}^{-1}$$

Karena hasil perhitungan ini positif, maka reaksi di atas merupakan reaksi spontan (artinya dapat terjadi).

### 2.7.5. Perubahan Entropi Sebagai Persyaratan Kesetimbangan.

Entropi reaksi,  $S$ , bergantung pada suhu, Kebergantungan ini dapat diturunkan sebagai berikut :



$$\Delta S = \gamma S_C + \delta S_D - \alpha S_A - \beta S_B$$

Diferensiasi terhadap suhu pada tekanan tetap memberikan,

$$\left[ \frac{\partial(\Delta S)}{\partial T} \right]_P = \gamma \left( \frac{\partial S_C}{\partial T} \right)_P + \delta \left( \frac{\partial S_D}{\partial T} \right)_P - \alpha \left( \frac{\partial S_A}{\partial T} \right)_P - \beta \left( \frac{\partial S_B}{\partial T} \right)_P$$

Karena pada tekanan tetap,

$$dS = \delta q_{rev} / T = \frac{dH}{T} = C_p \frac{dT}{T}$$

$$\text{maka } \left( \frac{\partial S}{\partial T} \right)_P = C_p / T \quad (2.28)$$

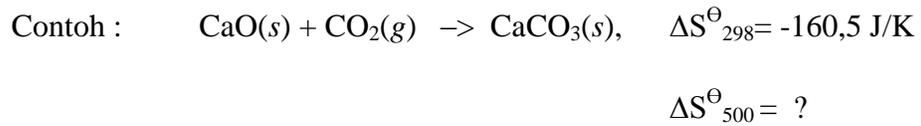
dan ungkapan di atas dapat diubah menjadi,

$$\left[ \frac{\partial(\Delta S)}{\partial T} \right]_P = \gamma \frac{C_p(C)}{T} + \delta \frac{C_p(D)}{T} - \alpha \frac{C_p(A)}{T} - \beta \frac{C_p(B)}{T} = \frac{\Delta C_p}{T} \quad (2.29)$$

Jika pada kurun suhu tertentu  $C_p$  tidak banyak bergantung pada suhu, sehingga dapat dianggap tetap, maka pers (2.29) dapat diintegrasikan menjadi,

$$\Delta S_2 - \Delta S_1 = \Delta C_p \ln \frac{T_2}{T_1} \quad (2.30)$$

dengan  $\Delta S_1$  dan  $\Delta S_2$  berturut-turut ialah perubahan entropi pada suhu  $T_1$  dan pada suhu  $T_2$ .



$$C_p(\text{CaCO}_3) = 81,9 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

$$C_p(\text{CaO}) = 42,8$$

$$C_p(\text{CO}_2) = 37,1$$

$$\Delta C_p = C_p(\text{CaCO}_3) - C_p(\text{CaO}) - C_p(\text{CO}_2)$$

$$= 81,9 - 42,8 - 37,1$$

$$= 2,0 \text{ J/K}$$

$$\Delta S^\ominus_{500} = \Delta S^\ominus_{298} + \Delta C_p \ln \frac{500}{298}$$

$$= -160,5 + 2 \ln \frac{500}{298}$$

$$= -159,5 \text{ J/K}$$

## 20.8 HUKUM KETIGA TERMODINAMIKA

Jika suatu zat murni didinginkan hingga suhu 0 K, maka semua gerak translasi dan gerak rotasi molekul terhenti dan molekul-molekul mengambil kedudukan tertentu dalam kisi kristal. Dalam hal ini molekul hanya memiliki energi vibrasi (di samping energi elektron dan energi inti) yang sama besar, sehingga berada dalam keadaan kuantum tunggal.

Ditinjau dari kedudukan dan distribusi energinya, maka penyusunan molekul-molekul dalam suatu kristal yang sempurna pada suhu 0 K hanya dapat terlaksana dengan satu cara. Dalam hal ini  $W = 1$  dan menurut (1.31) entropinya nol. Jadi, 'entropi suatu kristal murni yang sempurna ialah 0 pada 0 K' Pernyataan ini terkenal sebagai *Hukum Ketiga Termodinamika*, yang secara matematik dinyatakan sebagai'

$$S^{\ominus}_0 = 0 \quad (1.32)$$

Dengan menggunakan hukum ini dapat dihitung entropi standar dari setiap zat murni pada sembarang suhu. Dalam buku data entropi standar zat biasanya diberikan dalam  $\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$  atau dalam  $\text{kJK}^{-1}\text{mol}^{-1}$  pada 298 K.

## 23.9 FUNGSI ENERGI BEBAS

### 2.9.1. Suatu alternatif bagi persyaratan kespontanan dan kesetimbangan reaksi.

Penggunaan fungsi entropi dalam merumuskan persyaratan bagi kespontanan reaksi kurang praktis, karena memerlukan perhitungan perubahan entropi lingkungan, atau terbatas pada reaksi yang dikerjakan dalam sistem tersekat.

Berikut ini diturunkan suatu persyaratan lain bagi kespontanan dan kesetimbangan reaksi yang hanya menggunakan sifat dari sistem saja.

Perhatikan reaksi spontan,  $A \rightarrow B$ , pada suhu dan tekanan tetap. Perubahan entalpi dan perubahan entropi yang terjadi karena reaksi ini adalah.

$$\Delta H = H_B - H_A$$

$$\Delta S = S_B - S_A$$

Menurut hukum kedua termodinamika,

$$\Delta S + \Delta S_l > 0$$

$$(S_B - S_A) + \frac{-\Delta H}{T} > 0$$

atau, 
$$S_B - S_A + \frac{H_A - H_B}{T} > 0$$

ungkapan ini dapat disusun-ulang menjadi,

$$T S_B - T S_A + H_A - H_B > 0$$

atau, 
$$(H_B - T S_B) - (H_A - T S_A) < 0$$

$$(H - TS)_B - (H - TS)_A < 0$$

$(H - TS)$  merupakan suatu fungsi keadaan, yang kemudian disebut *fungsi energi bebas (Gibbs)*, dengan lambang G.

$$G = H - TS \quad (2.33)$$

Hasil penurunan di atas dapat diubah sekarang menjadi,

$$G_B - G_A < 0$$

atau, 
$$\Delta G < 0 \quad (T, P \text{ tetap})$$

Jadi, 'tiap reaksi spontan pada suhu dan tekanan tetap, selalu disertai dengan penurunan energi bebas sistem'.

Jika energi bebas sistem mencapai harga minimumnya, maka reaksi mencapai keadaan kesetimbangan; dalam hal ini  $\Delta G = 0$ .

Berdasarkan uraian di atas dapat disimpulkan bahwa bagi setiap reaksi yang terjadi pada suhu dan tekanan tetap, berlaku :

$$\Delta G \leq 0 \quad (2.34)$$

dengan tanda < untuk kespontanan, dan tanda = untuk kesetimbangan.

$\Delta G = 0$  juga merupakan persyaratan bagi proses reversibel (mengapa?).

### 2.9.2. Perhitungan perubahan energi bebas, $\Delta G$

1. Perhitungan dari data  $\Delta H$  dan  $\Delta S$ .

$$G = H - TS$$

$$\Delta G = \Delta H - \Delta(TS)$$

Pada suhu tetap,

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S \quad (2.35)$$

Persamaan penting ini memberikan hubungan antara  $\Delta G$ ,  $\Delta H$  dan  $\Delta S$  pada suhu yang sama.

Contoh :  $\text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g) \rightarrow \text{CaCO}_3(s)$ ,  $\Delta H_{298}^{\ominus} = -178,3 \text{ kJ}$

$$\Delta S_{298}^{\ominus} = -160,5 \text{ J/K}$$

$$\begin{aligned} \Delta G_{298}^{\ominus} &= \Delta H_{298}^{\ominus} - T \Delta S_{298}^{\ominus} \\ &= -178,3 - 298(-160,5)10^{-3} \\ &= -130,5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

2. Perhitungan dengan menggunakan data Energi Bebas Pembentukan Standar,  $\Delta G_f^{\ominus}$

Perhatikan reaksi,  $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$

Perubahan energi bebas bagi reaksi ini diberikan oleh,

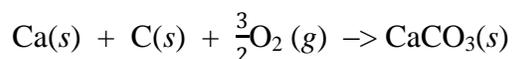
$$\Delta G = \gamma G_C + \delta G_D - \alpha G_A - \beta G_B$$

Dan dalam keadaan standar,

$$\Delta G^\ominus = \gamma G^\ominus_C + \delta G^\ominus_D - \alpha G^\ominus_A - \beta G^\ominus_B$$

Karena energi bebas suatu zat tidak diketahui (mengapa?), maka dibuat perjanjian bahwa : ‘energi bebas standar unsur = 0 pada semua suhu’

Suatu implikasi penting dari perjanjian ini adalah sebagai berikut. Perhatikan, misalnya, reaksi pembentukan  $\text{CaCO}_3$  dari unsur-unsurnya :



Perubahan energi bebas standar bagi reaksi ini ialah,

$$\Delta G^\ominus = G^\ominus(\text{CaCO}_3) + G^\ominus(\text{Ca}) - G^\ominus(\text{C}) - \frac{3}{2}G^\ominus(\text{O}_2)$$

Ca, C dan  $\text{O}_2$  adalah unsur dan menurut perjanjian di atas energi bebas standarnya nol, sehingga  $\Delta G^\ominus = G^\ominus(\text{CaCO}_3)$

*Energi bebas pembentukan standar*,  $\Delta G^\ominus_f$ , suatu senyawa didefinisikan sebagai perubahan energi bebas yang terjadi dalam reaksi pembentukan satu mol senyawa dari unsur-unsurnya, dengan semua zat berada dalam keadaan standar. Jadi bagi reaksi pembentukan  $\text{CaCO}_3$  di atas,  $\Delta G^\ominus = \Delta G^\ominus_f(\text{CaCO}_3)$ , sehingga  $G^\ominus(\text{CaCO}_3) = \Delta G^\ominus_f(\text{CaCO}_3)$ .

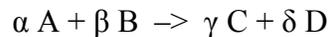
Hal ini menyatakan bahwa :

‘energi bebas standar senyawa dapat disamakan dengan energi bebas pembentukan standarnya’

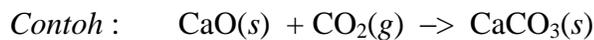
Secara umum dapat ditulis,

$$G_i^\ominus = \Delta G_{f,i}^\ominus \quad (2.36)$$

Energi bebas pembentukan standar senyawa dapat ditentukan secara eksperimen dan hasil penentuan ini, dalam kJ/mol atau kkal/mol, biasanya dibukukan pada suhu 25°C (lihat lampiran). Dengan menggunakan data ini dapat dihitung perubahan energi bebas standar bagi setiap reaksi dengan mudah:



$$\Delta G^\ominus = \gamma G_{f,C}^\ominus + \delta G_{f,D}^\ominus - \alpha G_{f,B}^\ominus - \beta G^\ominus \quad (2.37)$$



$$\begin{aligned} \Delta G^\ominus &= \Delta G_{f,CaCO_3}^\ominus - \Delta G_{f,CaO}^\ominus - \Delta G_{f,CO_2}^\ominus \\ &= -1128,8 - (-604,0) - (-394,4) \\ &= -130,4 \text{ kJ (pada } 25^\circ\text{C)} \end{aligned}$$

### 2.9.3. Kebergantungan $\Delta G$ pada suhu

Seperti halnya dengan H dan  $\Delta S$ , maka  $\Delta G$  juga bergantung pada suhu. Salah satu cara untuk menghitung  $\Delta G^\ominus$  pada suhu yang bukan 25°C, ialah melalui  $\Delta H^\ominus$  dan  $\Delta S^\ominus$  dengan menggunakan pers (2.35). cara yang lebih umum (tidak dibahas lebih lanjut di sini) ialah dengan mendiferensiasikan fungsi  $\Delta G/T$  terhadap T, pada tekanan tetap.

### 2.9.4. Makna dari $\Delta G$

Setiap sistem yang mengalami perubahan keadaan dapat menghasilkan kerja. Besarnya kerja ini bergantung pada proses. Bagi proses tertentu kerja maksimum akan diperoleh, jika proses itu

dikerjakan secara reversibel. Menurut hukum pertama termodinamika, kerja maksimum diberikan oleh,

$$W_{\text{maks}} = \Delta U - q_{\text{rev}}$$

Pada tekanan tetap,  $\Delta U = \Delta H - p \Delta V$ , sedangkan menurut hukum kedua termodinamika, pada suhu tetap,  $q_{\text{rev}} = T \Delta S$ . jadi bagi proses yang dikerjakan pada T dan p tetap akan berlaku,

$$\begin{aligned} W_{\text{maks}} &= \Delta H - p \Delta V - T \Delta S \\ &= \Delta G - p \Delta V \end{aligned}$$

Sehingga,  $\Delta G = W_{\text{maks}} - (-p \Delta V)$

$-p \Delta V$  merupakan kerja yang berkaitan dengan perubahan volume sistem yang terjadi dalam proses. Pada sistem kimia, pada umumnya kerja ini tidak dapat dimanfaatkan, sehingga merupakan kerja *tidak berguna*. Jadi  $\Delta G$  menyatakan kerja maksimum yang *berguna*, dalam arti kerja yang dapat dimanfaatkan. Kerja ini dapat diperoleh, misalnya sebagai kerja listrik dalam sel volta.

$\Delta G$ , atau lebih tepat  $-\Delta G$ , dapat pula dilihat sebagai *daya pendorong proses*, oleh karena setiap proses atau reaksi yang terjadi selalu disertai dengan penurunan energi bebas sistem (pada T dan p tetap).

$\Delta G$  yang negatif dapat tercapai dengan pelbagai cara :

$$(a) \quad \Delta H = 0, \Delta S > 0$$

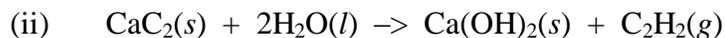
Dalam hal ini proses berlangsung tanpa pertukaran kalor dengan lingkungan, sehingga daya pendorongnya seluruhnya ditentukan oleh peningkatan entropi.

*Contoh :* (i) gas idela memuai terhadap vakum

(ii) pencampuran dua gas pada volume tetap

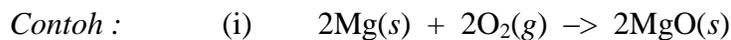
(b)  $\Delta H < 0$ ,  $\Delta S > 0$

Pada kondisi ini proses berlangsung ekstorm dengan disertai penignkatan entropi. Kedua faktor ini memberikan harga negatif yang besar pada  $\Delta G$ .



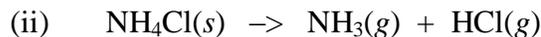
(c)  $\Delta H < 0$ ,  $\Delta S < 0$

Dalam hal ini  $-T \Delta S$  positif, sehingga  $\Delta G$  yang negatif hanya mungkin jika  $\Delta H$  lebih negatif dari  $-T \Delta S$ .



(d)  $\Delta H > 0$ ,  $\Delta S > 0$

Reaksi berlangsung endoterm dan  $\Delta G$  hanya dapat negatif, jika  $T \Delta S$  lebih positif dari  $\Delta H$ . keadaan ini mungkin tidak tercapai pada suhu kamar, akan tetapi karena faktr  $T \Delta S$  meningkat dengan suhu, maka keadaan tersebut bisa saja tercapai pada suhu tinggi.



## SOAL

1. Dua mol gas ideal dimuaikan secara isoterm pada  $27^{\circ}\text{C}$ , dari volume 1 liter hingga 10 liter. Hitung kerja yang dilakukan oleh gas jika proses ini berlangsung,
  - (a) terhadap tekanan luar tetap 2 atm;
  - (b) secara reversibel.
2. Hitung kalor yang diperlukan untuk memanaskan 10 mol gas amonia, dari  $27^{\circ}\text{C}$  hingga  $527^{\circ}\text{C}$ , tekanan tetap.  
 $C_p = 29,9 + 2,61 \times 10^{-3} T \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$
3. Bagi reaksi,  $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{g})$ ,  $\Delta H_{291} = 176,4 \text{ kJ}$ , berapakah kalor reaksinya pada  $60^{\circ}\text{C}$ , jika diketahui kapasitas-kapasitas kalor,  $C_p$ , untuk C,  $\text{CO}_2$  dan CO berturut-turut ialah 10,00, 38, 15 dan  $29,26 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$ .
4. Sebuah kalorimeter dengan kapasitas kalor 290 kal/K berisi 600 g air ( $C_p = 1 \text{ kal K}^{-1} \text{ g}^{-1}$ ). Sepotong pita magnesium ( $M_r = 24,3$ ) dengan massa 1,60 g dibakar dalam oksigen berlebih menjadi MgO. Jika suhu air dalam kalorimeter meningkat dari  $21,8^{\circ}\text{C}$  menjadi  $32,4^{\circ}\text{C}$ , berapakah kalor pembakaran magnesium, dalam kJ/mol?
5. Satu liter campuran gas  $\text{CH}_4$  dan  $\text{O}_2$  pada  $25^{\circ}\text{C}$  dan 740 torr direaksikan dalam sebuah kalorimeter pada tekanan tetap. Kapasitas kalor kalorimeter dan isinya ialah 5272 J/K.  
Gas metana dalam campuran tersebut terbakar habis menjadi  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  dan  $\text{CO}_2(\text{g})$  dan menimbulkan kenaikan suhu sebesar  $0,667^{\circ}\text{C}$ . tentukan komposisi campuran gas pada awal reaksi. Kalor pembakaran  $\text{CH}_4$  ialah 882,0 kJ/mol pada  $25^{\circ}\text{C}$ .