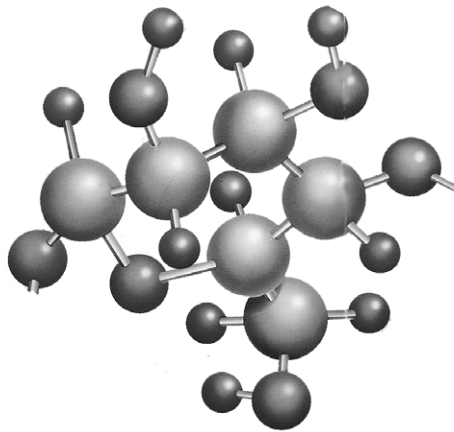




# BAB 1

## STRUKTUR ATOM, SISTEM PERIODIK, DAN IKATAN KIMIA



**Gambar 1.1** Struktur atom  
Sumber: Hambaran Dunia Ilmu Time-Life

Pada bab pertama ini akan dipelajari hal-hal tentang perkembangan teori atom, bilangan kuantum dan bentuk orbital, konfigurasi elektron dalam atom, sistem periodik dan hubungannya dengan konfigurasi elektron, bentuk molekul, dan gaya antarmolekul.

# Bab 1

## Struktur Atom, Sistem Periodik, dan Ikatan Kimia

### Tujuan Pembelajaran

Setelah mencari informasi dari literatur diharapkan siswa mampu:

1. Menjelaskan teori mekanika kuantum.
2. Menentukan empat macam bilangan kuantum.
3. Menuliskan konfigurasi elektron dan diagram orbital.
4. Menjelaskan pengertian periode dan golongan.
5. Mencari letak suatu unsur dalam periode dan golongan.
6. Mencari hubungan konfigurasi elektron dengan periode dan golongan.
7. Menggambarkan bentuk molekul suatu senyawa.

## I. Struktur Atom

Sejak zaman Yunani teori atom telah banyak diusulkan orang namun selalu ada kelemahan-kelemahannya sehingga tidak dapat dipertanggungjawabkan secara ilmiah.

Baru tahun 1913 Bohr berhasil memperbaiki teori atom Rutherford berdasarkan pengamatannya terhadap spektrum atom unsur-unsur terutama spektrum atom hidrogen.

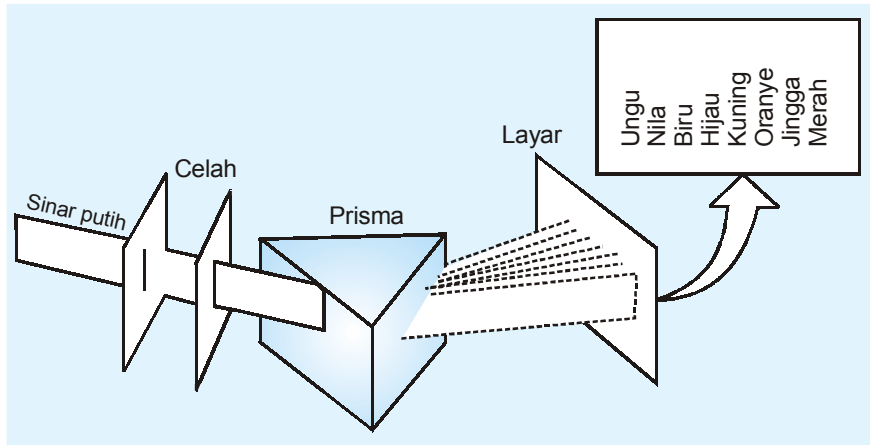


### *A. Perkembangan Teori Atom*

#### 1. Spektrum Unsur

Bila sinar matahari dilewatkan melalui sebuah prisma, maka sinar matahari tersebut akan diuraikan menjadi

beberapa warna yang saling meliputi (tidak ada batas yang jelas antara dua warna yang berurutan), spektrum yang demikian disebut spektrum kontinu (spektrum serbaterus).



Sumber: Chang, Kimia Dasar: Konsep-konsep Inti

**Gambar 1.2** Warna-warna tersebut menunjukkan tingkat energi yang mempunyai panjang gelombang ( $\lambda$ ) tertentu.

Frekuensi ( $\nu$ ) menyatakan banyaknya gelombang yang melalui suatu titik tiap detik.

Hubungan antara panjang gelombang, frekuensi, dan kecepatan cahaya sebagai berikut.

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

$\nu$  = frekuensi (detik<sup>-1</sup>)

$c$  = kecepatan cahaya ( $3 \cdot 10^8$  m detik<sup>-1</sup>)

$\lambda$  = panjang gelombang (m)

### Teori Kuantum Radiasi Planck

Pada tahun 1900 Planck mengemukakan teori kuantum yang menyatakan bahwa energi suatu benda hanya dapat berubah (bertambah atau berkurang) dengan suatu kelipatan dari satuan energi yang disebut kuantum.

Hukum Planck menyatakan bahwa energi suatu kuantum tidak tetap, tetapi tergantung pada frekuensi radiasi.

$$E = h \nu$$

$E$  = energi kuantum (joule)  
 $h$  = tetapan Planck ( $6,625 \times 10^{-34}$  joule detik)  
 $\nu$  = frekuensi radiasi ( $\text{detik}^{-1}$ )

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

$c$  = kecepatan cahaya ( $3 \times 10^8$  m.detik $^{-1}$ )  
 $\lambda$  = panjang gelombang (m)

Hukum Planck dapat ditulis dalam bentuk:

$$E = h \frac{c}{\lambda}$$

#### Contoh Soal:

Tentukan besarnya energi foton sinar kuning dengan panjang gelombang 589 nm!

*Jawab:*

$$E = h \cdot \nu = h \frac{c}{\lambda}$$

$$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ Jdet}$$

$$c = 3 \times 10^8 \text{ m.det}^{-1}$$

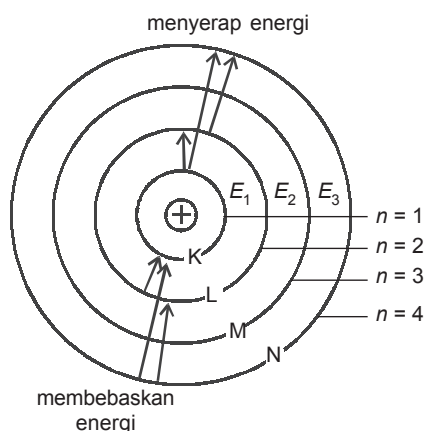
$$\lambda = 589 \text{ nm}$$

$$= 589 \times 10^{-9} \text{ m}$$

$$\begin{aligned} \text{Jadi, } E &= (6,63 \times 10^{-34} \text{ Jdet}) \times \frac{3 \times 10^8 \text{ m.det}^{-1}}{589 \times 10^{-9} \text{ m}} \\ &= 3,377 \times 10^{-19} \text{ J} \end{aligned}$$

## 2. Teori Atom Bohr

Teori atom Bohr bertitik tolak pada anggapan berikut.



**Gambar 1.3** Teori atom Bohr

- Elektron-elektron dalam mengelilingi inti berada pada tingkat energi (lintasan) tertentu, dengan demikian elektron juga mempunyai energi tertentu.
- Bertentangan dengan teori elektrodinamika Maxwell, selama elektron bergerak dalam lintasannya tidak memancarkan energinya dalam bentuk radiasi.
- Elektron dapat pindah dari tingkat energi (lintasan) yang rendah ke tingkat energi (lintasan) yang lebih tinggi bila menyerap energi dan sebaliknya elektron dapat pindah dari tingkat energi (lintasan) yang tinggi ke tingkat energi (lintasan) yang lebih rendah bila melepas energi.

### Contoh:

- Lintasan I mempunyai tingkat energi  $E_1$
- Lintasan II mempunyai tingkat energi  $E_2$
- Lintasan III mempunyai tingkat energi  $E_3$  dan seterusnya

Banyaknya energi yang diserap atau dipancarkan dapat dihitung dari teori kuantum berikut.

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \nu = h \frac{c}{\lambda} = h c \bar{\nu}$$

## 3. Teori Atom Modern

Sekarang kita akan mempelajari pengembangan teori atom modern berdasarkan konsep mekanika gelombang.

Pada tahun 1900, Max Planck (1858–1947) mengemukakan bahwa gelombang cahaya memiliki sifat partikel, dan transfer suatu radiasi elektromagnetik ber-

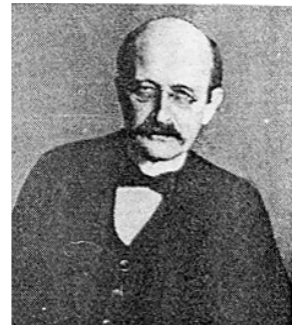
langsung dalam paket atau satuan energi yang disebut kuantum (kata tanya dalam bahasa Latin yang artinya *berapa?*). Teori Planck ini dibuktikan oleh Albert Einstein (1879–1955) tahun 1905, yang menerangkan bahwa gelombang cahaya tersusun dari foton-foton.

Kemudian pada tahun 1923, Louis de Broglie (1892–1987) menjelaskan bahwa suatu partikel, misalnya elektron, ternyata memiliki sifat gelombang. Berdasarkan konsep dualisme partikel gelombang ini, Erwin Schrodinger (1887–1961) dan Werner Heisenberg (1901–1976) pada tahun 1926 mengemukakan bahwa posisi atau lokasi suatu elektron dalam atom tidak dapat ditentukan secara pasti. Kita hanya dapat memastikan kemungkinan lokasi elektron tersebut. Sebagai analogi, pada sebuah kipas angin (*fan*) yang sedang berputar terlihat bahwa daun-daun kipas itu memenuhi seluruh bidang. Kita tidak dapat memastikan lokasi sekeping daun kipas itu pada saat tertentu, tetapi kita dengan mudah dapat memastikan tempat ia mungkin ditemukan.

Teori atom modern menerangkan bahwa elektron-elektron dalam atom menempati suatu ruang atau “awan” yang disebut orbital, yaitu ruang tempat elektron paling mungkin ditemukan. Orbital merupakan tingkat energi tertentu dalam atom. Pada tahun 1928, Wolfgang Pauli (1900–1958) mengemukakan bahwa setiap orbital mampu menampung maksimum dua elektron. Elektron-elektron bergerak mengelilingi inti pada tingkat energi atau kulit-kulit tertentu. Untuk mengimbangi gaya tolak-menolak di antara mereka, dua elektron dalam satu orbital selalu berotasi dalam arah yang berlawanan.

Beberapa orbital bergabung membentuk kelompok yang disebut subkulit. Subkulit bergabung membentuk kulit.

Satu kulit tersusun dari subkulit-subkulit.  
Satu subkulit tersusun dari orbital-orbital.  
Satu orbital menampung maksimum dua elektron.



Sumber: Haryono,  
Kamus Penemu

**Gambar 1.4** Max Planck  
(1858–1947)



## B. Bilangan Kuantum dan Bentuk Orbital

Energi elektron dalam suatu orbital ditentukan oleh berbagai bilangan seperti bilangan kuantum utama ( $n$ ), bilangan kuantum azimuth ( $l$ ), dan bilangan kuantum magnetik ( $m$ ). Energi perputaran elektron pada sumbunya ditentukan oleh bilangan kuantum spin ( $s$ ).

1. **Bilangan kuantum utama ( $n$ )**, berharga 1, 2, 3, 4, ... dan seterusnya. Bilangan kuantum ini sesuai dengan kulit-kulit elektron dalam suatu atom karena tingkat energi biasa dinyatakan dengan kulit.

Bilangan kuantum utama ( $n$ )	:	1	2	3	4	...
Sesuai dengan kulit ke	:	1	2	3	4	...
		K	L	M	N	...

Dengan demikian bilangan kuantum utama menunjukkan besarnya lintasan elektron.

2. **Bilangan kuantum azimuth ( $l$ )**, berharga 0, 1, 2, 3, ... ( $n - 1$ )  
Bilangan kuantum ini menunjukkan di subkulit (sub-lintasan) mana elektron bergerak dan juga menentukan bentuk orbital.

subkulit  $l = 0$  juga disebut orbital  $s$  (*sharp*)

subkulit  $l = 1$  juga disebut orbital  $p$  (*principle*)

subkulit  $l = 2$  juga disebut orbital  $d$  (*diffuse*)

subkulit  $l = 3$  juga disebut orbital  $f$  (*fundamental*)

Setiap kulit mempunyai subkulit sesuai nomor kulitnya, misalnya:

$n = 1$  (kulit K) mempunyai harga  $l = 0, \dots (1 - 1) = 0$   
Kulit ke-1 (K) mempunyai subkulit, yaitu subkulit  $l = 0$  atau orbital 1s

$n = 2$  (kulit L) mempunyai harga  $l = 0, \dots (2 - 1) = 0, 1$   
Kulit ke-2 (L) mempunyai 2 subkulit, yaitu subkulit  $l = 0$  atau orbital 2s dan subkulit  $l = 1$  atau orbital 2p

- $n = 3$  (kulit M) mempunyai harga  $l = 0, \dots (3 - 1) = 0, 1, 2$   
 Kulit ke-3 (M) mempunyai 3 subkulit, yaitu:  
 subkulit  $l = 0$  atau orbital  $3s$   
 subkulit  $l = 1$  atau orbital  $3p$   
 subkulit  $l = 2$  atau orbital  $3d$
- $n = 4$  (kulit N) mempunyai harga  $l = 0, \dots (4 - 1) = 0, 1, 2, 3$   
 Kulit ke-4 (N) mempunyai 4 subkulit, yaitu:  
 subkulit  $l = 0$  atau orbital  $4s$   
 subkulit  $l = 1$  atau orbital  $4p$   
 subkulit  $l = 2$  atau orbital  $4d$   
 subkulit  $l = 3$  atau orbital  $4f$

**3. Bilangan kuantum magnetik ( $m$ ),** berharga  $-l, \dots, 0, \dots, +l$   
 Bilangan kuantum ini menentukan kedudukan atau orientasi orbital, atau juga menunjukkan adanya satu atau beberapa tingkat energi setingkat yang merupakan penyusun suatu subkulit.  
 Setiap harga  $l$  mempunyai harga  $m$ .

Contoh:

Untuk  $n = 3$  maka harga  $l = 0, 1, \text{ dan } 2$ .

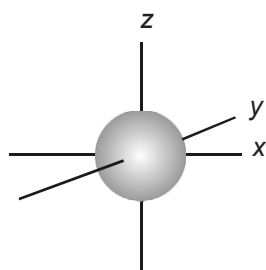
$l = 0$  (orbital  $s$ ), harga  $m = 0$  berarti mempunyai 1 tingkat energi atau 1 orbital.

$l = 1$  (orbital  $p$ ), harga  $m = -1, 0, +1$ , berarti mempunyai 3 tingkat energi setingkat atau 3 orbital yaitu:  $p_x, p_y$ , dan  $p_z$ .

$l = 2$  (orbital  $d$ ), harga  $m = -2, -1, 0, +1, +2$  berarti mempunyai 5 tingkat energi yang setingkat atau 5 orbital yaitu:  $d_{x-y^2}, d_{y-z^2}, d_{x-z^2}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$ .

$l = 3$  (orbital  $f$ ), harga  $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$  berarti mempunyai 7 tingkat energi yang setingkat atau 7 orbital.





Gambar 1.5 Bentuk orbital s

**Kesimpulan:**

orbital s ( $l = 0$ ) mempunyai 1 orbital, yang harga  $m$ -nya = 0.

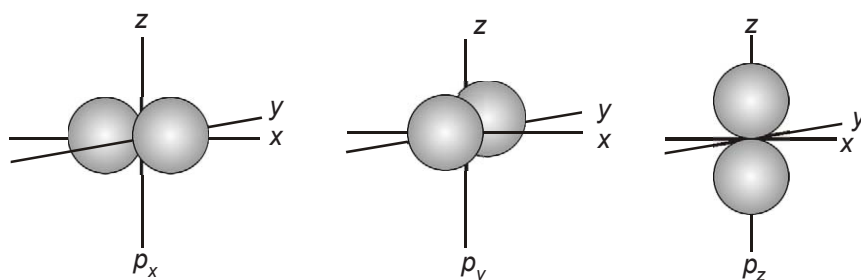
orbital p ( $l = 1$ ) mempunyai 3 orbital, yang harga  $m$ -nya: -1, 0, dan +1.

orbital d ( $l = 2$ ) mempunyai 5 orbital, yang harga  $m$ -nya: -2, -1, 0, +1, dan +2.

orbital f ( $l = 3$ ) mempunyai 7 orbital, yang harga  $m$ -nya: -3, -2, -1, 0, +1, +2, dan +3.

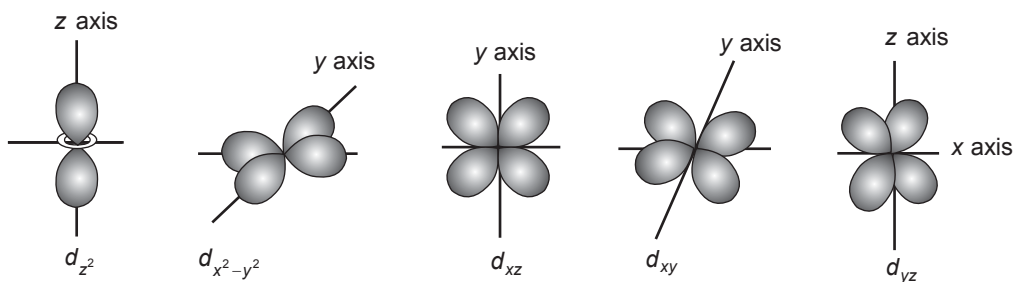
Orbital pada suatu subkulit mempunyai bentuk tertentu dan letaknya dalam ruang tertentu pula.

Berdasarkan hasil pengamatan dan perhitungan matematis orbital s berbentuk bola, artinya: elektron yang ada pada orbital s berada sama jauh dan segala arah terhadap inti atom. Sedangkan orbital p mempunyai bentuk seperti balon terpilin. Orbital p mempunyai 3 orbital, masing-masing terletak pada sumbu x, y, dan z sehingga orbital p dibedakan atas  $p_x$ ,  $p_y$ , dan  $p_z$ .



Gambar 1.6 Bentuk orbital-orbital  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$

Orbital d mempunyai 5 orbital tersebar di antara sumbu-sumbu ruang x, y, dan z yang masing-masing dibedakan atas  $d_{z^2}$ ,  $d_{x^2-y^2}$ ,  $d_{xz}$ ,  $d_{xy}$ , dan  $d_{yz}$ .

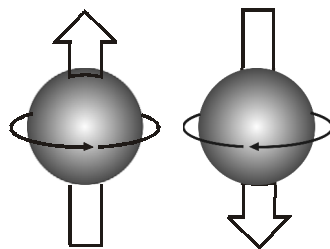


Gambar 1.7 Bentuk orbital-orbital *d*

4. **Bilangan kuantum spin (*s*)**, berharga  $+\frac{1}{2}$  dan  $-\frac{1}{2}$  (kemungkinan putar kanan =  $\frac{1}{2}$  dan kemungkinan putar kiri =  $\frac{1}{2}$ ).

Bilangan kuantum ini memberikan gambaran tentang arah perputaran elektron pada sumbunya sendiri.

Setiap *m* mempunyai harga  $s = +\frac{1}{2}$  dan  $s = -\frac{1}{2}$



Gambar 1.8 satu elektron mempunyai  $s = +\frac{1}{2}$  atau  $s = -\frac{1}{2}$

Tabel 1.1 Distribusi elektron sesuai bilangan kuantum yang dimilikinya

Bilangan kuantum				Banyaknya elektron pada:	
<i>n</i> (kulit)	<i>l</i> (subkulit)	<i>m</i>	<i>s</i>	subkulit	kulit
1 (K)	0 (s)	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	2
2 (L)	0 (s)	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	8
		1 (p)	-1	$\pm \frac{1}{2}$	
		0	$\pm \frac{1}{2}$		
		+1	$\pm \frac{1}{2}$		

Bilangan kuantum				Banyaknya elektron pada:	
$n$ (kulit)	$l$ (subkulit)	$m$	$s$	subkulit	kulit
3 (M)	0 (s)	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	18
	1 (p)	-1	$\pm \frac{1}{2}$	6	
		0	$\pm \frac{1}{2}$		
		+1	$\pm \frac{1}{2}$		
	2 (d)	-2	$\pm \frac{1}{2}$	10	
		-1	$\pm \frac{1}{2}$		
		0	$\pm \frac{1}{2}$		
		+1	$\pm \frac{1}{2}$		
		+2	$\pm \frac{1}{2}$		
4 (N)	0 (s)	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	
	1 (p)	-1	$\pm \frac{1}{2}$	6	
		0	$\pm \frac{1}{2}$		
		+1	$\pm \frac{1}{2}$		

Bilangan kuantum				Banyaknya elektron pada:	
<i>n</i> (kulit)	<i>l</i> (subkulit)	<i>m</i>	<i>s</i>	subkulit	kulit
	2 ( <i>d</i> )	-2	$\pm \frac{1}{2}$	10	32
		-1	$\pm \frac{1}{2}$		
		0	$\pm \frac{1}{2}$		
		+1	$\pm \frac{1}{2}$		
		-2	$\pm \frac{1}{2}$		
	3 ( <i>f</i> )	-3	$\pm \frac{1}{2}$	14	
		-2	$\pm \frac{1}{2}$		
		-1	$\pm \frac{1}{2}$		
		0	$\pm \frac{1}{2}$		
		+1	$\pm \frac{1}{2}$		
	+2	$\pm \frac{1}{2}$			
	+3	$\pm \frac{1}{2}$			

Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*



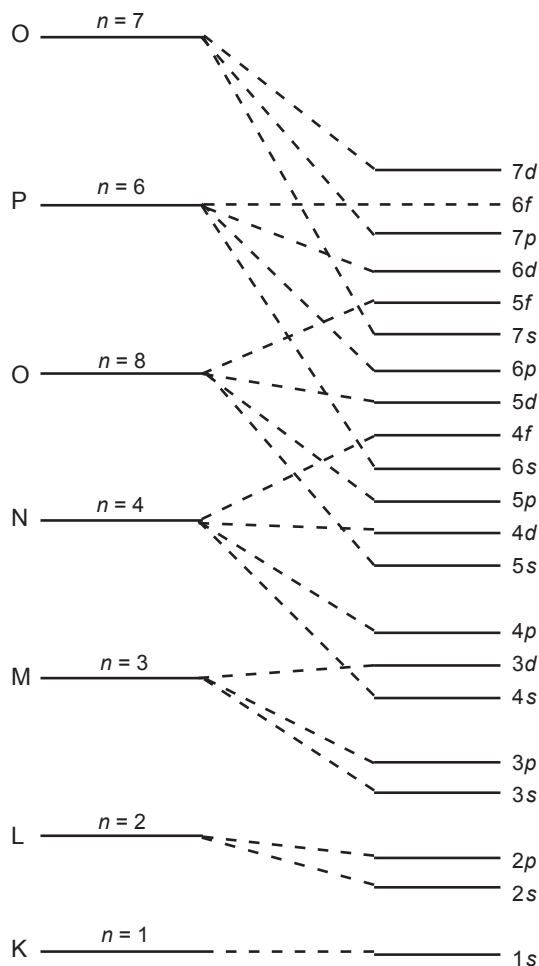
### C. Konfigurasi Elektron dalam Atom

Konfigurasi elektron dalam atom menggambarkan lokasi semua elektron menurut orbital-orbital yang ditempati. Pengisian elektron dalam orbital-orbital mengikuti aturan-aturan berikut.

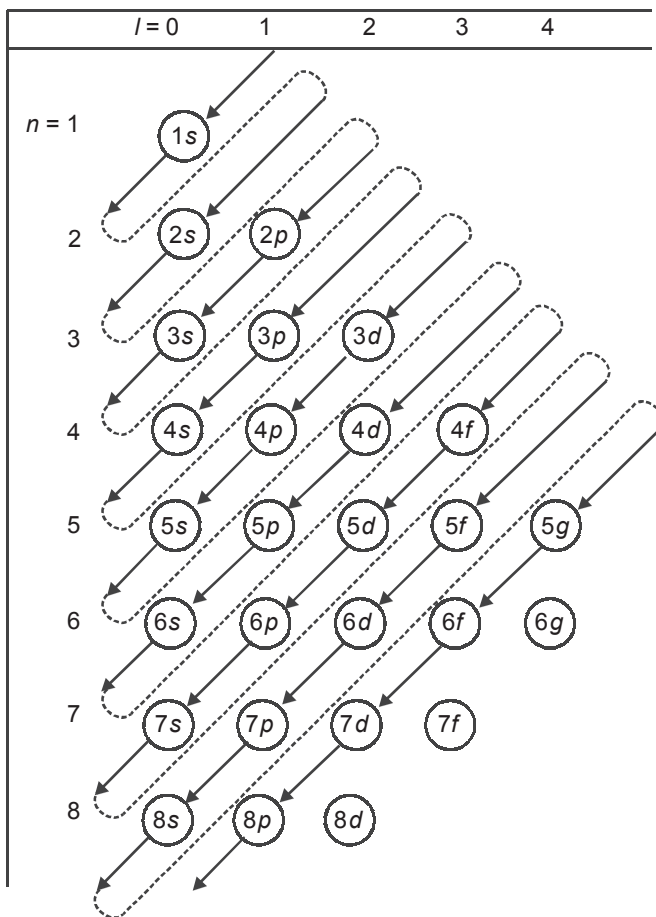
## 1. Prinsip Aufbau

*Elektron akan mengisi orbital atom yang tingkat energi relatifnya lebih rendah dahulu baru kemudian mengisi orbital atom yang tingkat energinya lebih tinggi.*

Untuk memberikan gambaran yang jelas bagaimana susunan tingkat energi itu, serta cara penamaannya, dapat dilihat pada bagan di bawah ini.



Untuk memudahkan urutan pengisian tingkat-tingkat energi orbital atom diperlukan bagan berikut.



**Bagan 1.1** Urutan pengisian elektron pada orbital-orbital suatu atom.

Urutan tingkat energi orbital dari yang paling rendah sebagai berikut.

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s$   
dan seterusnya

## 2. Aturan Hund

*Pada pengisian orbital-orbital yang setingkat, elektron-elektron tidak membentuk pasangan lebih dahulu sebelum masing-masing orbital setingkat terisi sebuah elektron dengan arah spin yang sama.*

Untuk mempermudah penggambaran maka orbital dapat digambarkan sebagai segi empat ( $\square$ ) sedang kedua elektron yang berputar melalui sumbu dengan arah yang berlawanan digambarkan sebagai 2 anak panah dengan arah yang berlawanan,  $+\frac{1}{2}$  (searah dengan arah putaran jarum jam) digambarkan anak panah ke atas ( $\uparrow$ ),  $-\frac{1}{2}$  (berlawanan dengan arah putaran jarum jam) digambarkan anak panah ke bawah ( $\downarrow$ ).

Untuk elektron tunggal pada orbital s tidak masalah  $+\frac{1}{2}$  ( $\uparrow$ ) atau  $-\frac{1}{2}$  ( $\downarrow$ ), tetapi jika orbital s tersebut terisi 2 elektron, maka bilangan kuantum spinnya harus  $+\frac{1}{2}$  dan  $-\frac{1}{2}$  ( $\uparrow\downarrow$ ).

Demikian pula untuk pengisian orbital p ( $l = 1$ ), elektron pertama dapat menempati orbital  $p_x$ ,  $p_y$ , atau  $p_z$ . Sebab ketiga orbital p tersebut mempunyai tingkat energi yang sama.

orbital s dengan elektronnya digambar  $\boxed{\uparrow\downarrow}$

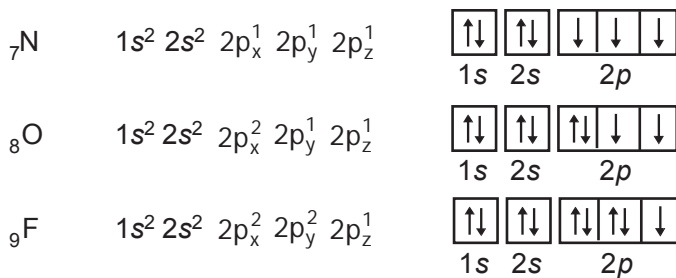
orbital p dengan elektronnya digambar  $\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}$

orbital d dengan elektronnya digambar  $\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}$

### Contoh:

Konfigurasi tingkat dasar dari:

Unsur	Konfigurasi	Konfigurasi dalam orbital
${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\phantom{\downarrow}}$ 1s 2s 2p



**Perjanjian:**

Pada pengisian elektron dalam orbital, elektron pertama yang mengisi suatu orbital ialah elektron yang mempunyai harga spin  $+\frac{1}{2}$  dan elektron yang kedua mempunyai harga spin  $-\frac{1}{2}$ .

Berdasarkan pada tiga aturan di atas, maka kita dapat menentukan nilai keempat bilangan kuantum dari setiap elektron dalam konfigurasi elektron suatu atom unsur seperti pada tabel berikut ini.

**Tabel 1.2** Konfigurasi elektron

Elektron ke-	Orbital yang ditempati	Konfigurasi elektron terakhir	Nilai				Keterangan
			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>	
1	1s	1s <sup>1</sup>	1	0	0	$+\frac{1}{2}$	aturan Hund
2	1s	1s <sup>2</sup>	1	0	0	$-\frac{1}{2}$	
3	2s	2s <sup>1</sup>	2	0	0	$+\frac{1}{2}$	
4	2s	2s <sup>2</sup>	2	0	0	$-\frac{1}{2}$	
5	2p	2p <sup>1</sup>	2	1	-1	$+\frac{1}{2}$	
6	2p	2p <sup>2</sup>	2	1	0	$+\frac{1}{2}$	



Elektron ke-	Orbital yang ditempati	Konfigurasi elektron terakhir	Nilai				Keterangan
			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>	
7	2 <i>p</i>	2 <i>p</i> <sup>3</sup>	2	1	+1	$+\frac{1}{2}$	aturan Hund
8	2 <i>p</i>	2 <i>p</i> <sup>4</sup>	2	1	-1	$-\frac{1}{2}$	aturan Hund
9	2 <i>p</i>	2 <i>p</i> <sup>5</sup>	2	1	0	$-\frac{1}{2}$	aturan Hund
10	2 <i>p</i>	2 <i>p</i> <sup>6</sup>	2	1	+1	$-\frac{1}{2}$	aturan Hund

Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*

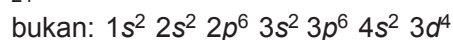
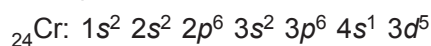
### Orbital penuh dan setengah penuh

Konfigurasi elektron suatu unsur harus menggambarkan sifat suatu unsur. Hasil eksperimen menunjukkan bahwa sifat unsur lebih stabil apabila orbital dalam suatu atom unsur terisi elektron tepat  $\frac{1}{2}$  penuh atau tepat penuh, terutama orbital-orbital *d* dan *f* (5 elektron atau 10 elektron untuk orbital-orbital *d* dan 7 elektron atau 14 elektron untuk orbital-orbital *f*).

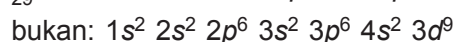
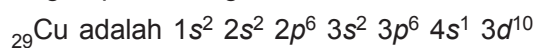
Apabila elektron pada orbital *d* dan *f* terisi elektron 1 kurangnnya dari setengah penuh/penuh, maka orbital *d/f* tersebut harus diisi tepat  $\frac{1}{2}$  penuh/tepat penuh. Satu elektron penggenapnya diambil dari orbital *s* yang terdekat.

Contoh:

Konfigurasi elektron:

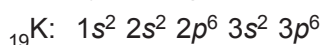


Begitu pula konfigurasi elektron:

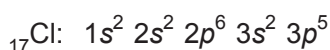
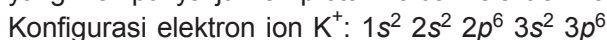


### Konfigurasi elektron ion positif dan ion negatif

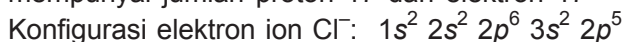
Misalnya konfigurasi elektron ion  $K^+$  dan ion  $Cl^-$



Bila atom K melepaskan 1 elektron maka terjadi ion  $K^+$  yang mempunyai jumlah proton 19 dan elektron  $19 - 1 = 18$



Bila atom Cl menerima 1 elektron maka terjadi ion  $Cl^-$  yang mempunyai jumlah proton 17 dan elektron  $17 + 1 = 18$



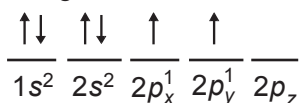
Konfigurasi elektron ion  $K^+ = \text{ion } Cl^- = \text{atom Ar}$ , peristiwa semacam ini disebut **isoelektronis**.

### Konfigurasi elektron yang tereksitasi

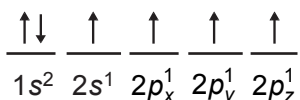
Konfigurasi elektron yang telah dibicarakan di atas adalah konfigurasi elektron dalam keadaan tingkat dasar. Konfigurasi elektron yang tereksitasi adalah adanya elektron yang menempati orbital yang tingkat energinya lebih tinggi.

Contoh:

Konfigurasi elektron C dalam keadaan dasar:



1 elektron pada orbital 2s dipromosikan ke orbital  $2p_z$  (tingkat energi  $2p_z > 2s$ ) sehingga menjadi keadaan tereksitasi. Konfigurasi elektron C tereksitasi:



**Contoh soal:**

1. Tentukan harga-harga bilangan kuantum yang paling mungkin untuk elektron ke-21 dari atom  ${}_{21}\text{Sc}$ !

*Jawab:*

$n$	$l = 0$	$l = 1$	$l = 2$	
1	$s^2$			
2	$s^2$	$p^6$		$d^1$ elektron ke-21
3	$s^2$	$p^6$	$(d^1)$	
4	$s^2$			

Harga-harga bilangan kuantum yang paling mungkin untuk elektron ke-21 dari atom  ${}_{21}\text{Sc}$  adalah

$$n = 3$$

$$l = 2$$

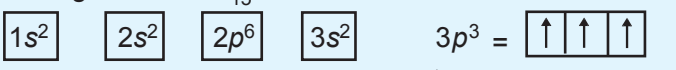
$m$  = salah satu dari  $-2, -1, 0, +1, +2$

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

2. Berapa banyaknya elektron yang tidak berpasangan untuk atom  ${}_{15}\text{P}$ ?

*Jawab:*

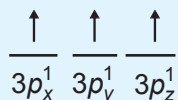
Konfigurasi atom  ${}_{15}\text{P}$  adalah



masing-masing orbital ini telah penuh terisi elektron

orbital ini belum penuh terisi elektron

Menurut Hund distribusi elektron  $3p^3$  tersebut adalah



Dalam atom  ${}_{15}\text{P}$  terdapat 3 elektron yang tidak berpasangan.

3. Tentukan bilangan kuantum masing-masing elektron pada atom  ${}_{17}\text{Cl}$ !

Jawab:

Elektron	$n$	$l$	$m$	$s$		
1	1 } K	0 } s	0 } 1s	$-\frac{1}{2}$		
2				0	0	$+\frac{1}{2}$
3	2 } L	0 } s	0 } 2s	$-\frac{1}{2}$		
4				0	0	$+\frac{1}{2}$
5		1 } p	-1	$2p_x, 2p_y, 2p_z$	$-\frac{1}{2}$	
6					1	-1
7	1				0	$-\frac{1}{2}$
8	1 } p	0	$3p_x, 3p_y, 3p_z$	$+\frac{1}{2}$		
9				1	+1	$-\frac{1}{2}$
10				1	+1	$+\frac{1}{2}$
11	3 } M	0 } s	0 } 3s	$-\frac{1}{2}$		
12				0	0	$+\frac{1}{2}$
13	1 } p	-1	$3p_x, 3p_y, 3p_z$	$-\frac{1}{2}$		
14				1	-1	$+\frac{1}{2}$
15				1	0	$-\frac{1}{2}$
16				1	0	$+\frac{1}{2}$
17	3 } M	1 } p	+1	$-\frac{1}{2}$		
17				1	+1	$+\frac{1}{2}$



Sumber: Haryono, Kamus Penemu

**Gambar 1.9** Wolfgang Pauli lahir di Vienna, memperoleh Ph.D di Universitas Munich tahun 1921. Ia menjadi profesor di Universitas Zurich. Pauli menerima hadiah Nobel dalam bidang Fisika, 1945.

### 3. Larangan Pauli

Menurut prinsip ini dalam suatu atom tidak boleh ada 2 elektron yang mempunyai keempat bilangan kuantum yang sama harganya, jika 3 bilangan kuantum sudah sama, maka bilangan kuantum yang keempat harus berbeda.

#### Contoh:

- Elektron pertama dalam suatu atom akan menempati orbital 1s, ini berarti elektron kesatu mempunyai harga  $n = 1, l = 0, m = 0$ , dan  $s = +\frac{1}{2}$ .
- Elektron kedua juga menempati orbital 1s, elektron kedua mempunyai harga  $n = 1, l = 0, m = 0$ , dan  $s = -\frac{1}{2}$ .

Ternyata elektron ke-1 dan ke-2 mempunyai harga  $n, l$ , dan  $m$  yang sama, tapi harga  $s$ -nya berbeda. Elektron ke-3 tidak dapat menempati orbital 1s lagi, sebab jika elektron ke-3 menempati orbital 1s, maka harga  $n, l, m$ , dan  $s$  elektron ke-3 akan sama dengan elektron ke-1 atau elektron ke-2.

Dengan menggunakan prinsip eksklusi Pauli dan ketentuan harga  $m$  dan  $l$  yang diperbolehkan untuk setiap harga  $n$  dapat disusun berbagai kombinasi 4 bilangan kuantum pada setiap kuantum grup sebagai berikut.

**Tabel 1.3** Jumlah elektron pada setiap kulit

Bilangan kuantum utama ( $n$ )	Orbital	Bilangan kuantum			Notasi orbital	Jumlah elektron
		$l$	$m$	$s$		
$n = 1$ (kulit K)	s	0	0	$+\frac{1}{2}$	1s	2
		0	0	$-\frac{1}{2}$		
$n = 2$ (kulit L)	s	0	0	$+\frac{1}{2}$	2s	2
		0	0	$-\frac{1}{2}$		

Bilangan kuantum utama ( $n$ )	Orbital	Bilangan kuantum			Notasi orbital	Jumlah elektron
		$l$	$m$	$s$		
	$p$	1	-1	$+\frac{1}{2}$	$2p$	6
	$p$	1	-1	$-\frac{1}{2}$		
	$p$	1	0	$+\frac{1}{2}$		
	$p$	1	0	$-\frac{1}{2}$		
	$p$	1	+1	$+\frac{1}{2}$		
	$p$	1	+1	$-\frac{1}{2}$		

Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*

### Kesimpulan:

Sesuai dengan prinsip eksklusi Pauli ini dapat disimpulkan bahwa dalam tiap orbital hanya dapat terisi 2 buah elektron.

## II. Sistem Periodik

Dalam usaha untuk memudahkan mempelajari unsur-unsur dengan baik dan teratur perlu adanya suatu sistem klasifikasi unsur-unsur yang baik berdasarkan pada persamaan sifat-sifatnya.

Usaha untuk mengklasifikasikan unsur-unsur telah dilakukan oleh **Lavoisier** yaitu dengan cara mengelompokkan unsur-unsur atas unsur logam dan bukan logam, karena pada waktu itu baru dikenal 21 unsur tidak mungkin bagi Lavoisier untuk mengelompokkan unsur lebih lanjut.

Sejak awal abad 19 setelah **Dalton** mengemukakan teori atomnya, orang berusaha mengklasifikasikan unsur berdasarkan teori ini, walaupun teori 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 berat atom merupakan sifat yang dapat dipakai untuk membedakan atom suatu unsur dengan atom unsur lain).

Sistem klasifikasi yang menghubungkan sifat unsur dengan massa atom relatif dikemukakan oleh **Dobereiner** (1817) yang dikenal dengan Triade. Kemudian pada tahun 1863, **Newlands** mengusulkan hukum *oktaf* sebagai suatu sistem klasifikasi unsur-unsur. Daftar yang disusun oleh Newlands ini sangat tidak sempurna, karena tidak memperhitungkan unsur-unsur yang belum ditemukan pada waktu itu.

Sistem klasifikasi yang hampir mendekati kesempurnaan baru diperoleh ketika dua ilmuwan kimia yaitu **Yulius Lothar Meyer** (Jerman) dan **Dimitri Mendeleev** (Rusia) pada tahun 1869 menemukan hubungan yang lebih jelas antara sifat unsur dan massa atom. Lothar Meyer menyusun sistem klasifikasi ini berdasarkan sifat-sifat fisika sedangkan Mendeleev berdasarkan sifat kimia, maka dunia mengakui Mendeleevlah orang pertama yang berhasil menyusun sistem klasifikasi unsur dalam bentuk tabel, yang kita kenal sebagai sistem periodik Mendeleev.

Mendeleev menyusun suatu sistem kartu. Pada setiap kartu dituliskan nama unsur, massa atom, dan sifat-sifatnya. Kemudian kartu diatur dan diubah-ubah kedudukannya sehingga diperoleh susunan yang teratur. Pada saat ia menyusun sistem klasifikasi ini baru dikenal 65 unsur dan gas mulia belum dikenal. Suatu kesimpulan yang diperolehnya adalah suatu keteraturan yang disebut *Hukum periodik*. Mendeleev menyatakan, sifat unsur merupakan fungsi periodik dari berat atomnya.

Kelebihan Mendeleev ialah keyakinan akan ramalannya tentang unsur yang belum ditemukan dan memperbaiki massa atom unsur yang dianggap tidak tepat. Salah satu hal yang menunjukkan kelemahan dari daftar

Mendeleyev ialah jika unsur-unsur disusun menurut kenaikan massa atomnya, ada beberapa unsur yang salah letaknya. Misalnya: tempat iodin dan telurium terbalik.

Empat puluh tahun kemudian **Henry Moseley** berhasil menemukan cara menentukan nomor atom unsur. Kemudian Moseley mencoba menyusun unsur dengan urutan nomor atomnya, ternyata bahwa urutan ini identik dengan daftar unsur Mendeleyev. Perbedaannya ialah beberapa unsur yang pada tabel Mendeleyev terbalik seperti I dan Te, dalam tabel ini tepat pada tempatnya.



## *A. Sistem Periodik dan Hubungannya dengan Konfigurasi Elektron dalam Atom*

Sistem periodik panjang merupakan sistem periodik Mendeleyev versi modern. Dalam sistem periodik panjang unsur-unsur disusun berdasarkan urutan nomor atomnya, bukan berdasarkan massa atomnya seperti pertama kali diajukan oleh Mendeleyev dan Lothar Meyer. Dalam sistem periodik panjang unsur-unsur dibagi atas lajur-lajur vertikal (golongan) dan deret-deret horizontal (periode). Sistem periodik panjang pertama kali dikenalkan oleh J. Thomson pada tahun 1895.

### 1. Periode

Sistem periodik panjang terdiri atas 7 periode. Setiap periode dimulai dengan pengisian orbital  $ns$  dan diakhiri dengan  $np$  sampai terisi penuh. Nomor periode dari atas ke bawah menunjukkan kuantum utama terbesar yang dimiliki oleh atom unsur yang bersangkutan.

**Contoh:**

Unsur  ${}_{40}\text{Zr}$  konfigurasi elektronnya:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$



Harga  $n$  terbesar dalam konfigurasi ini ialah 5.

Unsur  ${}_{40}\text{Zr}$  adalah unsur periode 5.

Berdasarkan jumlah unsur yang ada pada ketujuh periode dalam sistem periodik panjang, dibedakan atas periode pendek, periode panjang, dan periode belum lengkap.

*a. Periode pendek*

Periode pendek terdiri atas periode 1, 2, dan 3. Periode pertama terdiri atas 2 unsur, yaitu unsur hidrogen dan helium. Periode kedua terdiri atas 8 unsur, mulai dari litium dan berakhir pada neon. Pada periode ini elektron mulai mengisi orbital  $2s$  dan 3 orbital  $2p$  sampai penuh. Periode ketiga terdiri dari 8 unsur mulai dari natrium dan berakhir pada argon. Pada periode ini elektron mulai mengisi orbital  $3s$  terus sampai 3 orbital  $3p$  terisi penuh sesuai dengan aturan Aufbau. Pada periode ketiga, orbital  $3d$  tidak terisi elektron, karena orbital  $3d$  tingkat energinya lebih tinggi dari orbital  $4s$ .

*b. Periode panjang*

Periode panjang terdiri atas periode 4, 5, dan 6. Pengisian elektron pada periode ke-4 mulai dari  $4s$  sampai dengan  $4p$ . Berbeda dengan pengisian elektron pada periode pendek yaitu setelah orbital  $4s$  terisi penuh elektron. Selanjutnya elektron mengisi orbital  $3d$ , baru kemudian orbital  $4p$  terisi elektron. Pengecualian pada pengisian elektron pada atom kromium dan tembaga (lihat aturan orbital penuh dengan setengah penuh). Dengan demikian periode ke-4 ini terisi 18 unsur. Seperti halnya pengisian elektron periode 4, pengisian elektron unsur-unsur periode 5, yaitu elektron-elektron mulai mengisi orbital  $5s$ , kemudian  $4d$ , dan akhirnya orbital-orbital  $5p$ , pengecualian pada unsur Mo dan Ag, karena terkena aturan pengisian orbital penuh dan setengah penuh.

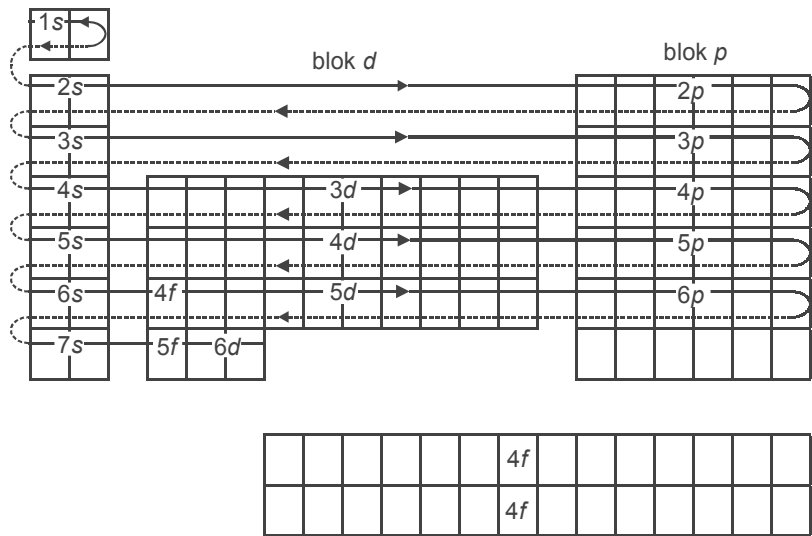
Berbeda dengan pengisian elektron unsur-unsur periode 4 dan 5, pada pengisian elektron unsur periode 6. Setelah elektron mengisi penuh orbital  $6s$ , kemudian 1 orbital  $5d$  diisi elektron. Selanjutnya yang terisi elektron adalah orbital-orbital  $4f$  menghasilkan deretan unsur-unsur lantanida. Selanjutnya elektron mengisi kembali orbital-orbital  $5d$  dan akhirnya orbital-orbital  $6p$ . Maka pada periode 6 ini terdapat 32 unsur yang terdiri atas 8 unsur utama, 14 unsur lantanida, 10 unsur peralihan. Pengisian elektron pada unsur-unsur periode 7 sama seperti pengisian elektron pada periode 6 yaitu setelah  $7s$  terisi penuh elektron mengisi 1 orbital  $6d$ , kemudian elektron mengisi orbital-orbital  $5f$ , menghasilkan deretan unsur-unsur aktinida, selanjutnya elektron akan mengisi orbital  $6d$  berikutnya.

*c. Periode belum lengkap*

Periode yang terakhir dalam sistem periodik panjang yaitu periode 7, disebut juga sebagai periode belum lengkap, karena masih banyak kolom-kolom yang kosong belum terisi oleh unsur diharapkan masih ada unsur transisi pada periode ini yang belum ditemukan orang.

## 2. Golongan

Pada sistem periodik panjang ada 8 golongan unsur yang masing-masing dibagi atas golongan utama (A) dan golongan peralihan/transisi (B). Untuk lebih jelasnya marilah kita lihat bagan sistem periodik panjang yang memperlihatkan bahwa unsur-unsur dibagi atas 4 blok yaitu blok  $s$ , blok  $p$ , blok  $d$ , dan blok  $f$ , berdasarkan letak elektron yang terakhir pada orbitalnya dalam konfigurasi elektron unsur yang bersangkutan.



**Bagan 1.2** Penggolongan periode dan golongan

Sesuai dengan aturan pengisian elektron dalam orbital-orbital ternyata bahwa jumlah elektron valensi suatu unsur sesuai dengan golongannya.

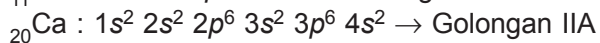
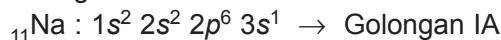
Unsur-unsur dalam sistem periodik dikelompokkan dalam blok-blok sebagai berikut.

*a. Unsur blok s (golongan IA dan IIA)*

Dalam konfigurasi elektron unsur, elektron terakhir terletak pada orbital s. Nomor golongannya ditentukan oleh jumlah elektron pada orbital s yang terakhir.

Contoh:

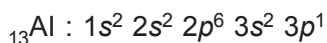
Konfigurasi elektron:



*b. Unsur-unsur blok p (golongan IIIA sampai dengan golongan 0)*

Dalam konfigurasi elektron unsur, elektron yang terakhir terletak pada orbital p. Nomor golongan ditentukan oleh banyaknya elektron pada orbital p terakhir ditambah 2 (jumlah elektron valensinya).

Contoh:



elektron pada orbital  $p$  terakhir = 1

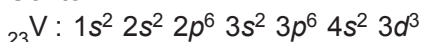
Jadi, unsur  ${}_{13}\text{Al}$  terletak pada golongan  $(1 + 2) = \text{IIIA}$ , elektron valensi  ${}_{13}\text{Al}$  ialah elektron yang terletak pada kulit ke-3, yaitu  $3s$  dan  $3p$  sebanyak  $2 + 1 = 3$ .

c. *Unsur-unsur blok d (golongan IB sampai dengan golongan VIII)*

Dalam konfigurasi elektron unsur, elektron yang terakhir terletak pada orbital  $d$ . Nomor golongan ditentukan oleh banyaknya orbital  $s$  terdekat. (Jika dalam konfigurasi elektron unsur, tidak terkena aturan orbital penuh atau setengah penuh, nomor golongan = jumlah elektron pada  $d$  terakhir ditambah 2).

- 1) Jika jumlah elektron pada orbital  $d$  terakhir dan elektron pada orbital  $s$  terdekat kurang dari 8, maka nomor golongan adalah jumlah elektron tersebut.

Contoh:



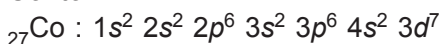
- elektron pada  $d$  terakhir = 3

- elektron pada  $s$  terdekat = 2 } jumlah  $d + s =$

Jadi,  ${}_{23}\text{V}$  unsur golongan VB. }  $3 + 2 = 5$

- 2) Jika jumlah elektron pada  $d$  terakhir dan elektron pada  $s$  terdekat = 8, 9, atau 10, maka unsur yang bersangkutan golongan VIII.

Contoh:



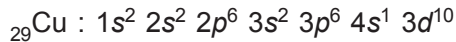
- elektron pada  $d$  terakhir = 7

- elektron pada  $s$  terdekat = 2 } jumlah  $d + s =$

Jadi,  ${}_{27}\text{Co}$  unsur golongan VIII. }  $7 + 2 = 9$

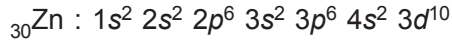
- 3) Jika jumlah elektron pada  $d$  terakhir dan elektron pada  $s$  terdekat lebih dari 10, maka nomor golongan adalah jumlah  $d + s$  dikurangi 10.

Contoh:



- elektron pada  $d$  terakhir = 10 } jumlah  $d + s =$   
- elektron pada  $s$  terdekat = 1 }  $10 + 1 = 11$

Jadi,  ${}_{29}\text{Cu}$  unsur golongan  $(11 - 10) = \text{IB}$



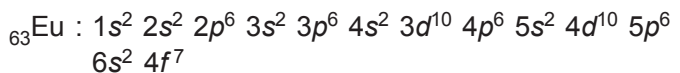
- elektron pada  $d$  terakhir = 10 } jumlah  $d + s =$   
- elektron pada  $s$  terdekat = 2 }  $10 + 2 = 12$

Jadi,  ${}_{30}\text{Zn}$  unsur golongan  $(12 - 10) = \text{IIB}$

d. *Unsur-unsur blok f (golongan lantanida dan aktinida)*

Dalam konfigurasi elektron unsur, elektron yang terakhir terletak pada orbital  $f$ . Jika harga  $n$  terbesar dalam konfigurasi elektron tersebut = 6 (periode 6). Unsur tersebut adalah unsur golongan lantanida. Jika harga  $n$  terbesar dalam konfigurasi elektron tersebut = 7, unsur tersebut adalah unsur golongan aktinida.

Contoh:



Elektron terakhir terletak pada orbital  $f$ .

Harga  $n$  terbesar = 6.

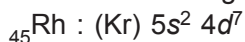
Jadi,  ${}_{63}\text{Eu}$  adalah unsur golongan lantanida.

Penulisan konfigurasi elektron berdasarkan konfigurasi elektron gas mulia.

a. *Konfigurasi elektron  ${}_{45}\text{Rh}$*

Gas mulia yang terdekat dengan unsur nomor 45 ialah kripton dengan nomor atom = 36, maka elektron yang akan kita konfigurasi  $45 - 36 = 9$ . Karena kripton unsur periode 4, maka konfigurasi dimulai dari orbital 5s.

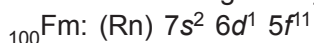
Menuliskan konfigurasi:



b. *Konfigurasi elektron  ${}_{100}\text{Fm}$*

Gas mulia yang terdekat ialah Rn dengan nomor atom 86. Jumlah elektron yang akan dikonfigurasi  $100 - 86 = 14$ . Karena Rn terletak pada periode 6, maka konfigurasi dimulai dari orbital 7s.

Menuliskan konfigurasinya:



### Menentukan Letak Unsur dalam Sistem Periodik

Urutan-urutan unsur dalam sistem periodik sesuai dengan konfigurasi elektron menurut aturan Aufbau. Oleh karena itu, dengan mengetahui nomor atom atau susunan elektron suatu unsur, kita akan dapat menentukan letak unsur itu dalam sistem periodik.

Bilangan kuantum utama untuk orbital  $s$  dan  $p$  sama dengan nomor periodenya sehingga dapat ditulis sebagian  $ns$  dan  $np$ , untuk orbital  $d$  nomor periodenya adalah kurang satu atau  $(n - 1)d$  sedangkan untuk orbital  $f$  adalah  $(n - 2)f$ . Hal ini berarti bahwa:

1. Apabila elektron terakhir suatu unsur mengisi orbital  $4s$  atau  $4p$ , maka unsur itu terletak pada periode 4.
2. Apabila elektron terakhir dari suatu unsur mengisi orbital  $4d$ , berarti unsur itu terletak pada periode 5.
3. Apabila elektron terakhir dari suatu unsur mengisi orbital  $4f$ , berarti unsur itu terletak pada periode 6.

Hubungan jumlah elektron pada orbital terakhir dengan nomor golongan adalah sebagai berikut.

Golongan utama:

$s^1$	$s^2$	$p^1$	$p^2$	$p^3$	$p^4$	$p^5$	$p^6$
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA (0)

Golongan transisi:

$d^1$	$d^2$	$d^3$	$d^4$	$d^5$	$d^6, d^7, d^8$	$d^9$	$d^{10}$
IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	IB	IIB

Golongan transisi dalam  $f^1$  sampai dengan  $f^{14}$  semua pada golongan IIIB.

#### Contoh soal:

Tentukan letak unsur-unsur dengan susunan elektron berikut dalam sistem periodik!

- a. Q:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$       c. R:  $(Kr) 5s^2 4d^1$   
 b. S:  $(Ar) 4s^2 3d^7$                       d. T:  $(Xe) 6s^2 4f^6$

Jawab:

Letak unsur dalam sistem periodik ditentukan susunan elektron pada subtingkat tertinggi.

- a.  $3p^5 \rightarrow$  periode 3, golongan VIIA  
 b.  $3d^7 \rightarrow$  periode 4, golongan VIII  
 c.  $4d^1 \rightarrow$  periode 5, golongan IIIB  
 d.  $4f^6 \rightarrow$  periode 6, golongan IIIB



## B. Hubungan Sistem Periodik dengan Elektron Valensi Unsur-unsur

Elektron valensi adalah elektron pada kulit terluar atau elektron yang dapat digunakan untuk membentuk ikatan. Unsur-unsur pada satu golongan mempunyai jumlah elektron valensi yang sama. Ciri-ciri elektron valensi menurut golongannya dapat dilihat pada tabel 1.4 berikut.

**Tabel 1.4** Ciri khas elektron valensi menurut golongan

Golongan utama	Elektron valensi	Golongan tambahan	Elektron valensi
IA	$ns^1$	IIIB	$(n-1)d^1 ns^2$
IIA	$ns^2$	IVB	$(n-1)d^2 ns^2$
IIIA	$ns^2 np^1$	VB	$(n-1)d^3 ns^2$
IVA	$ns^2 np^2$	VIB	$(n-1)d^5 ns^1$
VA	$ns^2 np^3$	VII B	$(n-1)d^5 ns^2$
VIA	$ns^2 np^4$	VIII	$(n-1)d^{6,7,8} ns^2$
VIIA	$ns^2 np^5$	IB	$(n-1)d^{10} ns^1$
VIII (0)	$ns^2 np^6$	IIB	$(n-1)d^{10} ns^2$

$n$  = nomor periode

Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*

Unsur-unsur golongan utama mempunyai elektron valensi sama dengan nomor golongannya. Misalnya: semua unsur golongan VIIA mempunyai elektron valensi = 7 ( $ns^2 + np^5$ ). Unsur-unsur transisi mempunyai elektron valensi  $ns^2, (n-1)d^{1-10}$ .

### III. Ikatan Kimia

Ikatan kimia adalah gaya tarik-menarik antara atom-atom sehingga atom-atom tersebut tetap berada dalam keadaan bersama-sama dan terkombinasi. Ikatan yang terjadi antara atom menyangkut konfigurasi elektron terluar dari atom-atom yang bersangkutan. Konfigurasi elektron atom-atom cenderung mengikuti/menyamai konfigurasi elektron atom-atom gas mulia. Hal ini disebabkan atom-atom gas mulia sangat stabil, karenanya sulit untuk bereaksi dengan atom-atom unsur lain. Kestabilan atom-atom gas mulia disebabkan kulit terluarnya terisi penuh (orbital-orbital pada bilangan kuantum utama terbesar terisi penuh), yaitu 8 elektron. Atom-atom unsur lain dapat mencapai kestabilan seperti atom-atom gas mulia dengan melepas, mengikat, atau memakai bersama-sama pasangan elektron-elektron.

Dengan demikian sifat unsur-unsur dapat dibagi menjadi 3, yaitu:

1. Unsur logam/unsur-unsur elektropositif, yaitu unsur-unsur yang dapat memberikan satu atau lebih elektron kulit terluarnya. Sehingga konfigurasi elektronnya sama dengan gas mulia.
2. Unsur nonlogam/unsur-unsur elektronegatif, yaitu unsur-unsur yang dapat menerima satu atau lebih elektron pada kulit terluarnya. Sehingga konfigurasi elektronnya sama dengan gas mulia.
3. Unsur semilogam yaitu unsur-unsur yang cenderung tidak melepaskan atau menerima elektron pada kulit terluarnya.

Elektron-elektron yang berperan dalam membentuk suatu ikatan kimia adalah elektron-elektron yang terletak pada kulit terluar.

Contoh:

- ${}_{11}\text{Na}$  dengan konfigurasi elektron:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$   
maka yang berperan adalah elektron pada  $3s$ .



- ${}_{15}\text{P}$  dengan konfigurasi elektron:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$  maka yang berperan adalah elektron pada  $3s^2, 3p^3$ .

Untuk menggambarkan susunan elektron terluar dari sebuah atom, maka elektron-elektron itu dilambangkan dengan titik (•) atau silang (x) di sekitar lambang atom unsur yang dimaksud.

Misalnya untuk contoh di atas:

- ${}_{11}\text{Na}$  dengan 1 elektron terluar:  $\text{Na} \bullet$
- ${}_{15}\text{P}$  dengan 5 elektron terluar:  $\bullet \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{P}}} \bullet$

Penulisan demikian disebut struktur Lewis, yaitu nama seorang kimiawan Amerika G.N. Lewis (1875–1946) yang memperkenalkan sistem tersebut.



## A. Bentuk Molekul Berdasarkan Teori Domain Elektron

Bentuk molekul/struktur ruang dari suatu molekul sebelumnya ditentukan dari hasil percobaan akan tetapi dapat diramalkan dengan menggunakan teori domain elektron.

### **Langkah-langkah dalam meramalkan bentuk molekul**

Misalnya  $\text{CH}_4$  ( ${}_6\text{C}$  dan  ${}_1\text{H}$ ) dan  $\text{NH}_3$  ( ${}_7\text{N}$ )

1. Menentukan elektron valensi masing-masing atom.

${}_6\text{C} : 2 \cdot 4$   
(elektron valensi C = 4)

${}_1\text{H} : 1$   
(elektron valensi H = 1)

${}_7\text{N} : 2 \cdot 5$   
(elektron valensi N = 5)

2. Menjumlahkan elektron valensi atom pusat dengan elektron-elektron dari atom lain yang digunakan untuk ikatan.

$$\begin{array}{r} \text{elektron valensi C} \\ \text{banyaknya elektron 4 atom H yang} \\ \text{digunakan untuk ikatan} \\ \text{Jumlah} \end{array} \begin{array}{r} = 4 \\ \\ = \frac{4}{+} \\ = 8 \end{array}$$

$$\begin{array}{r} \text{elektron valensi N} \\ \text{banyaknya elektron 3 atom H yang} \\ \text{digunakan untuk ikatan} \\ \text{Jumlah} \end{array} \begin{array}{r} = 5 \\ \\ = \frac{3}{+} \\ = 8 \end{array}$$

3. Menentukan banyaknya pasangan elektron, yaitu sama dengan jumlah pada langkah 2 dibagi dua.

$$\text{pasangan elektron dalam } \text{CH}_4 = \frac{8}{2} = 4$$

$$\text{pasangan elektron dalam } \text{NH}_3 = \frac{8}{2} = 4$$

4. Menentukan banyaknya pasangan elektron terikat dan pasangan elektron bebas.

Dalam molekul  $\text{CH}_4$  terdapat 4 pasang elektron yang semuanya merupakan pasangan elektron terikat (4 elektron dari 1 atom C dan 4 elektron dari 4 atom H).

Keempat pasang elektron terikat tersebut membentuk geometri tetrahedral.

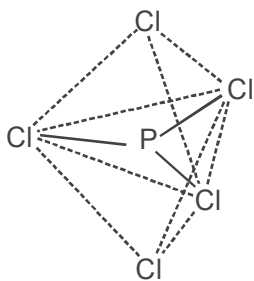
Dalam molekul  $\text{NH}_3$  terdapat 4 pasang elektron terdiri atas 3 pasang elektron terikat (3 elektron dari 1 atom N dan 3 elektron dari 3 atom H) dan 1 pasang elektron bebas.

Tiga pasang elektron terikat dan sepasang elektron bebas dari  $\text{NH}_3$  tersebut membentuk geometri trigonal piramida.

### Meramalkan bentuk molekul $\text{PCl}_5$

$${}_{15}\text{P} : 2 \cdot 8 \cdot 5$$

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



**Gambar 1.10** Bentuk molekul  $\text{PCl}_5$

$$\begin{aligned} \text{elektron valensi P} &= 5 \\ \text{banyaknya elektron 2 atom Cl yang digunakan} & \\ \text{untuk ikatan} &= 5 \\ \text{Jumlah} &= 10 \end{aligned}$$

$$\text{jumlah pasangan elektron} = \frac{10}{2} = 5$$

$$\text{jumlah pasangan elektron terikat} = 5$$

$$\text{jumlah pasangan elektron bebas} = 0$$

Kelima pasang elektron terikat tersebut akan membentuk geometri trigonal bipiramida.

### Meramalkan bentuk molekul $\text{XeF}_2$

$${}_{10}\text{Xe} : 2 \cdot 8$$

$${}_{9}\text{F} : 2 \cdot 7$$

$$\text{elektron valensi Xe} = 8$$

$$\text{banyaknya elektron 2 atom F yang digunakan} \\ \text{untuk ikatan} = 2$$

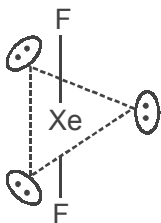
$$\text{jumlah} = 10$$

$$\text{Jumlah pasangan elektron} = \frac{10}{2} = 5$$

$$\text{Jumlah pasangan elektron terikat} = 2$$

$$\text{Jumlah pasangan elektron bebas} = 3$$

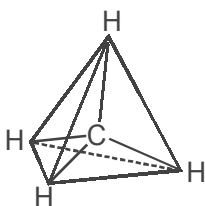
Dua pasang elektron terikat dan tiga pasang elektron bebas tersebut akan membentuk geometri linear (garis lurus).



**Gambar 1.11** Bentuk molekul  $\text{XeF}_2$

### Konsep Hibridisasi

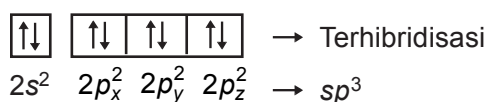
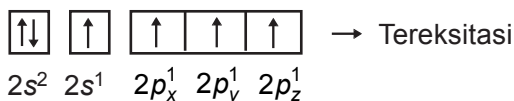
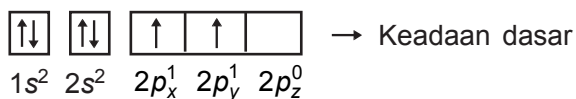
Konsep hibridisasi digunakan untuk menjelaskan bentuk geometri molekul. Bentuk molekul itu sendiri ditentukan melalui percobaan atau mungkin diramalkan berdasarkan teori tolakan elektron seperti bahasan di atas. Sebagai contoh, kita perhatikan molekul metana ( $\text{CH}_4$ ) mempunyai struktur tetrahedral yang simetris. Masing-masing ikatan karbon hidrogen mempunyai jarak yang sama yaitu 1,1 angstrom dan sudut antara setiap pasang elektron adalah  $109,5^\circ$  (Lihat gambar 1.12).



**Gambar 1.12** Bentuk molekul  $\text{CH}_4$

Karbon mempunyai nomor atom 6 sehingga konfigurasi elektronnya:  $1s^2 2s^2 2p^2$ . Konfigurasi elektron atom karbon tersebut dapat digambarkan sebagai berikut.

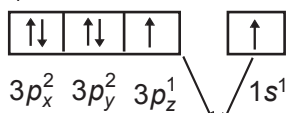
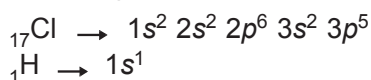
Contoh 1: Molekul  $\text{CH}_4$



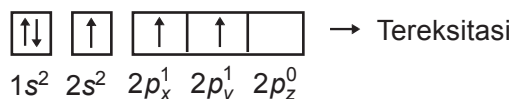
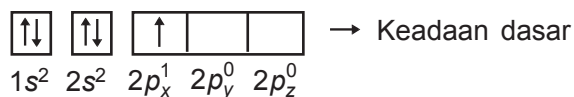
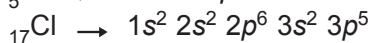
Bentuk hibridisasi  $\text{CH}_4$  adalah  $sp^3$  atau tetrahedron (bidang 4).

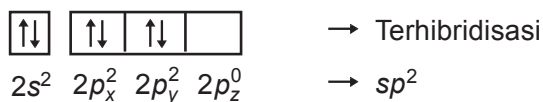
Dalam atom karbon tersebut terdapat dua orbital yang masing-masing mengandung sebuah elektron yaitu  $2p_x^1$  dan  $2p_y^1$ .

Contoh 2: Molekul gas HCl



Contoh 3: Molekul  $\text{BCl}_3$





Teori domain elektron adalah suatu cara meramalkan bentuk molekul berdasarkan teori tolak-menolak elektron-elektron pada kulit luar atom pusat. Teori tolak-menolak antarpasangan-pasangan elektron kulit valensi atau teori VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*).

Pasangan elektron terdiri dari:

- Pasangan Elektron Ikatan (PEI)
- Pasangan Elektron Bebas (PEB)

Bentuk molekul/struktur ruang dipengaruhi oleh gaya tolak-menolak pasangan elektron.

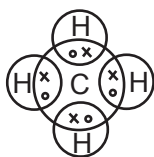
Adapun urutan gaya tolak-menolak dapat digambarkan sebagai berikut.

$$\text{tolakan (PEB - PEB)} > \text{tolakan (PEB - PEI)} > \text{tolakan (PEI - PEI)}$$

Adanya gaya tolak-menolak ini menyebabkan atom-atom yang berikatan membentuk struktur ruang tertentu dari suatu molekul.

Contoh: molekul  $\text{CH}_4$

Atom C sebagai atom pusat mempunyai 4 PEI, sehingga rumusnya  $\text{AX}_4$  dan bentuk molekulnya tetrahedral.

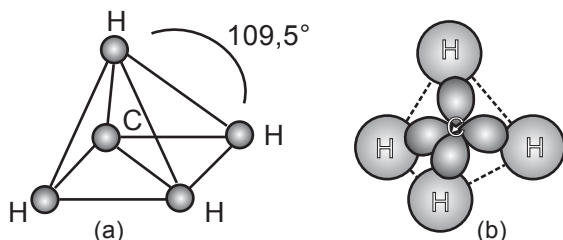


Gambar 1.13 Molekul  $\text{CH}_4$

### Bentuk Molekul

#### Teori Tolakan Pasangan Elektron Valensi

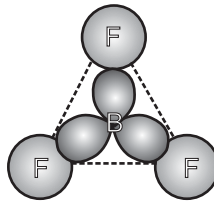
Bentuk suatu molekul dapat diketahui melalui eksperimen, misalnya bentuk molekul  $\text{CH}_4$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{NH}_3$ , dan  $\text{H}_2\text{O}$ .



Gambar 1.14 (a) Bentuk molekul  $\text{CH}_4$  tetrahedral;  
(b) Bentuk molekul  $\text{CH}_4$  (tetrahedron)

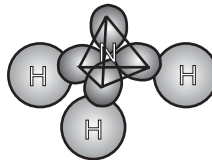
Pada molekul  $\text{CH}_4$  terdapat 4 pasang elektron terikat dan tidak terdapat pasangan elektron bebas.

Pada molekul  $\text{BF}_3$  terdapat 3 pasang elektron terikat dan tidak terdapat pasangan elektron bebas.



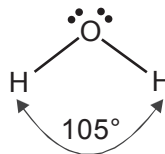
**Gambar 1.15** Bentuk molekul  $\text{BF}_3$  (trigonal planar)

Pada molekul  $\text{NH}_3$  terdapat 3 pasang elektron terikat dan 1 pasang elektron bebas.



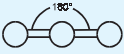
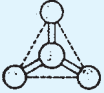
**Gambar 1.16** Bentuk molekul  $\text{NH}_3$  (trigonal piramida)

Pada molekul  $\text{H}_2\text{O}$  terdapat 2 pasang elektron terikat dan 2 pasang elektron bebas.

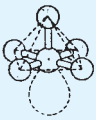

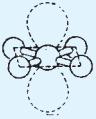
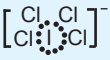


**Gambar 1.17** Bentuk molekul  $\text{H}_2\text{O}$  (membentuk sudut)

**Tabel 1.5** Bentuk geometri molekul

PE	PEI (X)	PEB (E)	Tipe	Bentuk geometri molekul	Contoh
2	2	0	$\text{AX}_2$		$\text{BeCl}_2$ : $\ddot{\text{Cl}}$ : $\text{Be}$ : $\ddot{\text{Cl}}$ :
3	3	0	$\text{AX}_3$		$\text{BCl}_3$ : $\ddot{\text{Cl}}$ : : $\ddot{\text{Cl}}$ : $\text{B}$ : $\ddot{\text{Cl}}$ :

PE	PEI (X)	PEB (E)	Tipe	Bentuk geometri molekul	Contoh
3	2	1	$AX_2E$		membentuk suatu sudut $SO_2$ 
4	4	0	$AX_4$		tetrahedral $CH_4$ 
4	3	1	$AX_3E$		trigonal piramida $NH_3$ 
4	2	2	$AX_2E_2$		membentuk suatu sudut $H_2O$ 
5	5	0	$AX_5$		trigonal bipiramida $PCl_5$ 
5	4	1	$AX_4E$		tetrahedral terdistorsi $TeCl_4$ 
5	3	2	$AX_3E_2$		membentuk huruf T $ClF_3$ 
5	2	3	$AX_2E_3$		linear $I_3^-$ 
6	6	0	$X_6$		oktahedral $SF_6$ 

PE	PEI (X)	PEB (E)	Tipe	Bentuk geometri molekul	Contoh
6	5	1	$AX_5E$		$IF_5$ 
6	4	2	$AX_4E_2$		$ICl_4^-$ 

Sumber: Kimia Dasar Konsep-konsep Inti

Keterangan:

PE = jumlah pasangan elektron

PEI = jumlah pasangan elektron terikat

PEB = jumlah pasangan elektron bebas

Berdasarkan tabel di atas, maka dapat dinyatakan bahwa molekul dipengaruhi oleh banyaknya pasangan elektron terikat dan banyaknya elektron bebas.

Berdasarkan beberapa contoh di atas dapat diambil hipotesis bahwa:

1. Pasangan-pasangan elektron terikat maupun pasangan-pasangan elektron bebas di dalam suatu molekul akan berada di sekitar atom pusat supaya tolak-menolak, sehingga besarnya gaya antara pasangan-pasangan elektron tersebut menjadi sekecil-kecilnya akibatnya pasangan-pasangan elektron akan berada pada posisi yang terjauh.
2. Kedudukan pasangan elektron yang terikat menentukan arah ikatan kovalen, dengan demikian menentukan bentuk molekul.
3. Pasangan-pasangan elektron bebas tampaknya mengalami gaya tolak lebih besar daripada pasangan-pasangan elektron terikat. Akibatnya pasangan-pasangan elektron bebas akan mendorong pasangan-pasangan elektron terikat lebih dekat satu sama lain. Pasangan elektron bebas akan menempati ruangan yang lebih luas.





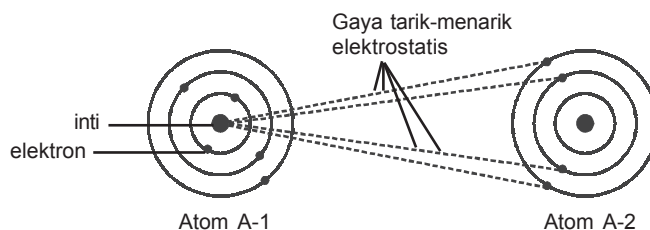
## B. Gaya Antarmolekul

### 1. Gaya Van der Waals

Gaya Van der Waals merupakan salah satu jenis gaya tarik-menarik di antara molekul-molekul. Gaya ini timbul dari gaya London dan gaya antardipol-dipol. Jadi, gaya Van der Waals dapat terjadi pada molekul nonpolar maupun molekul polar.

Gaya ini diusulkan pertama kalinya oleh **Johannes Van der Waals** (1837–1923). Konsep gaya tarik antarmolekul ini digunakan untuk menurunkan persamaan-persamaannya tentang zat-zat yang berada dalam fase gas.

Kejadian ini disebabkan adanya gaya tarik-menarik antara inti atom dengan elektron atom lain yang disebut gaya tarik-menarik elektrostatik (gaya coulumb). Umumnya terdapat pada senyawa polar.



**Gambar 1.18** Gaya tarik-menarik antara inti dengan elektron atom lain

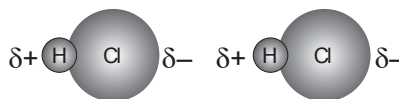
Untuk molekul nonpolar, gaya Van der Waals timbul karena adanya dipol-dipol sesaat atau gaya London.

Gaya Van der Waals ini bekerja bila jarak antar-molekul sudah sangat dekat, tetapi tidak melibatkan terjadinya pembentukan ikatan antaratom. Misalnya, pada suhu  $-160\text{ }^{\circ}\text{C}$  molekul  $\text{Cl}_2$  akan mengkristal dalam lapisan-lapisan tipis, dan gaya yang bekerja untuk menahan lapisan-lapisan tersebut adalah gaya Van der Waals.

Paling sedikit terdapat tiga gaya antarmolekul yang berperan dalam terjadinya gaya Van der Waals, yaitu *gaya orientasi*, *gaya imbas*, dan *gaya dispersi*.

#### a. Gaya orientasi

Gaya orientasi terjadi pada molekul-molekul yang mempunyai dipol permanen atau molekul polar. Antaraksi antara kutub positif dari satu molekul dengan kutub negatif dari molekul yang lain akan menimbulkan gaya tarik-menarik yang relatif lemah. Gaya ini memberi sumbangan yang relatif kecil terhadap gaya Van der Waals, secara keseluruhan.



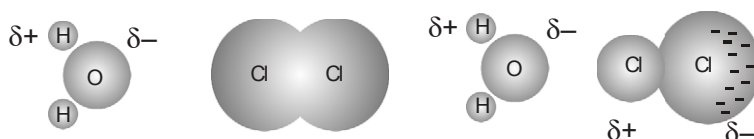
**Gambar 1.19** Terjadinya gaya orientasi

Kekuatan gaya orientasi ini akan semakin besar bila molekul-molekul tersebut mengalami penataan dengan ujung positif suatu molekul mengarah ke ujung negatif dari molekul yang lain. Misalnya, pada molekul-molekul HCl.

#### b. Gaya imbas

Gaya imbas terjadi bila terdapat molekul dengan dipol permanen, berinteraksi dengan molekul dengan dipol sesaat. Adanya molekul-molekul polar dengan dipol permanen akan menyebabkan imbasan dari kutub molekul polar kepada molekul nonpolar, sehingga elektron-elektron dari molekul nonpolar tersebut mengumpul pada salah satu sisi molekul (terdorong atau tertarik), yang menimbulkan terjadinya dipol sesaat pada molekul nonpolar tersebut.

Terjadinya dipol sesaat akan berakibat adanya gaya tarik-menarik antardipol tersebut yang menghasilkan gaya imbas. Gaya imbas juga memberikan andil yang kecil terhadap keseluruhan gaya Van der Waals.



**Gambar 1.20**

Jarak antarmolekul yang berjauhan mengakibatkan molekul nonpolar ( $\text{Cl}_2$ ) belum terjadi imbas, tetapi bila sudah dekat akan terjadi imbasan.

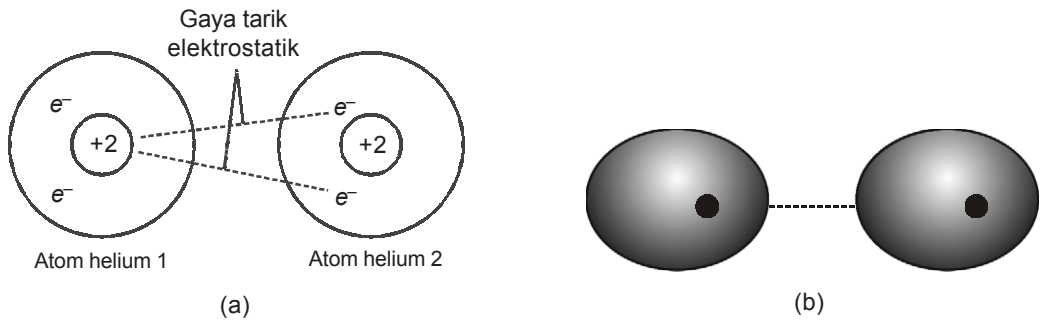
Molekul polar ( $\text{H}_2\text{O}$ ) mempunyai dipol permanen. Akibat terimbas, molekul nonpolar ( $\text{Cl}_2$ ) akan menjadi dipol permanen.

## 2. Gaya london

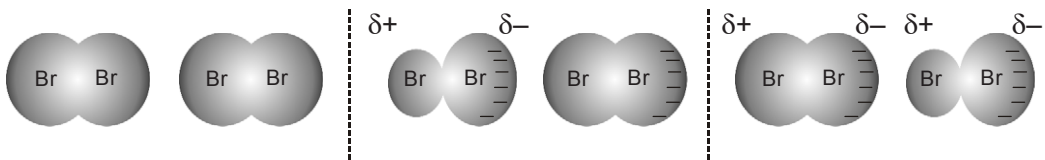
Gaya london adalah gaya tarik-menarik yang sifatnya lemah antara atom atau molekul yang timbul dari pergerakan elektron yang acak di sekitar atom-atom. Karena elektron bergerak secara acak di sekitar inti atom, maka suatu saat terjadi ketidakseimbangan muatan di dalam atom. Akibatnya terbentuk dipol yang sesaat.

Dipol-dipol yang berlawanan ini saling berikatan, walau sifatnya lemah. Adanya gaya-gaya ini terutama terdapat pada molekul-molekul nonpolar yang dikemukakan pertama kalinya oleh Fritz London.

Perhatikan gambar 1.21. Setiap atom helium mempunyai sepasang elektron. Apabila pasangan elektron tersebut dalam peredarannya berada pada bagian kiri bola atom, maka bagian kiri atom tersebut menjadi lebih negatif terhadap bagian kanan yang lebih positif. Akan tetapi karena pasangan elektron selalu beredar maka dipol tadi tidak tetap, selalu berpindah-pindah (bersifat sesaat). Polarisasi pada satu molekul akan memengaruhi molekul tetangganya. Antara dipol-dipol sesaat tersebut terdapat suatu gaya tarik-menarik yang mempersatukan molekul-molekul nonpolar dalam zat cair atau zat padat.



**Gambar 1.21** Dua skema yang menggambarkan pembentukan dipol sesaat pada atom-atom helium



**Gambar 1.22** Terjadinya dipol sesaat

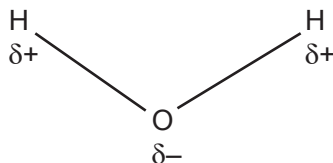
### 3. Ikatan hidrogen

Ikatan hidrogen adalah gaya tarik-menarik yang cukup kuat antara molekul-molekul polar (mengandung atom-atom sangat elektronegatif, misalnya F, O, N) yang mempunyai atom hidrogen. Ikatan ini dilambangkan dengan titik-titik (...).

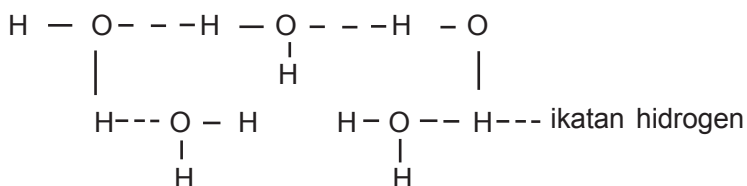
Contoh:

Ikatan hidrogen yang terjadi dalam molekul air.

Di dalam molekul air, atom O bersifat sangat elektronegatif sehingga pasangan elektron antara atom O dan H lebih tertarik ke arah atom O. Dengan demikian terbentuk suatu dipol.



Gaya tarik-menarik antardipol ini yang melalui atom hidrogen disebut ikatan hidrogen.



Senyawa yang di dalamnya terdapat ikatan hidrogen umumnya memiliki titik didih yang tinggi. Sebab untuk memutuskan ikatan hidrogen yang terbentuk diperlukan energi lebih besar dibandingkan senyawa yang sejenis, tetapi tanpa adanya ikatan hidrogen.

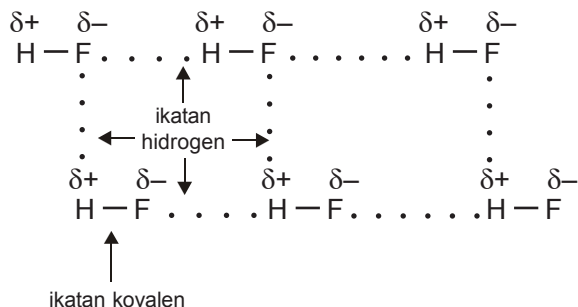
H<sub>2</sub>O dengan struktur H–O–H dan senyawa yang mempunyai gugus O–H seperti alkohol (R–OH) terutama yang jumlah atom C-nya kecil, senyawa tersebut akan bersifat polar dan mempunyai ikatan hidrogen.

Begitu juga NH<sub>3</sub> dengan struktur:  $\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$ , atau senyawa

amina (R–NH<sub>2</sub>), mempunyai ikatan hidrogen.

Pada molekul H–F, ujung molekul H lebih bermuatan positif dan ujung molekul F lebih bermuatan negatif. Dari ujung yang berbeda muatan tersebut (dipol) mengadakan suatu ikatan dan dikenal dengan ikatan hidrogen.

Pada molekul HF, ikatan antara atom H dan F termasuk ikatan kovalen. Sedangkan ikatan antarmolekul HF (molekul HF yang satu dengan molekul HF yang lainnya) termasuk ikatan hidrogen.



### Pengaruh Ikatan Hidrogen pada Titik Didih

Titik didih suatu zat dipengaruhi oleh:

- $M_r$ , jika  $M_r$  besar maka titik didih besar dan  $M_r$  kecil maka titik didih kecil.
- Ikatan antarmolekul, jika ikatan kuat maka titik didih besar dan ikatan lemah maka titik didih kecil.

Perhatikan data  $M_r$  dan perbedaan keelektronegatifan senyawa golongan halogen (VIIIA) berikut.

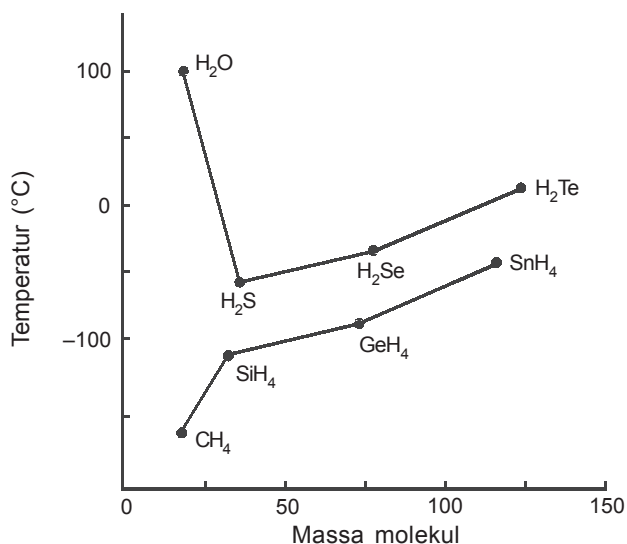
**Tabel 1.6** Perbedaan keelektronegatifan senyawa halogen

Senyawa	$M_r$	Perbedaan keelektronegatifan	Titik didih ( $^{\circ}\text{C}$ )
HF	20	2,0	+19
HCl	36,5	0,8	-85
HBr	81	0,7	-66
HI	128	0,4	-35

Sumber: Kimia Dasar Konsep-konsep Inti

Jadi, urutan titik didihnya:  $\text{HF} > \text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl}$

Titik cair dan titik didih senyawa-senyawa yang mempunyai persamaan dalam bentuk dan polaritas, naik menurut kenaikan massa molekul. Perhatikan titik didih hidrida unsur-unsur golongan IVA pada gambar 1.23. Dari  $\text{CH}_4$  sampai  $\text{SnH}_4$ , titik didih naik secara beraturan.



**Gambar 1.23** Titik didih hidrida unsur-unsur golongan IVA dan golongan VA

Untuk hidrida unsur-unsur golongan VIA ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ , dan  $\text{H}_2\text{Te}$ ) terdapat penyimpangan yang sangat mencolok pada  $\text{H}_2\text{O}$ . Penyimpangan yang sama juga terdapat pada  $\text{NH}_3$  dengan hidrida unsur-unsur golongan VA lain ( $\text{PH}_3$ ,  $\text{AsH}_3$ , dan  $\text{SbH}_3$ ) dan juga pada HF dengan hidrida unsur-unsur golongan VIIA lainnya ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ , dan  $\text{HAt}$ ). Sifat yang abnormal dari HF,  $\text{H}_2\text{O}$ , dan  $\text{NH}_3$  tersebut dijelaskan dengan konsep ikatan hidrogen.

Seperti kita ketahui, F, O, dan N adalah unsur-unsur yang sangat elektronegatif. Oleh karena itu, ikatan F–H, O–H, dan N–H adalah ikatan-ikatan yang sangat polar. Dalam HF,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ , dan senyawa-senyawa lain yang mengandung ikatan F–H, O–H, atau N–H, atom H sangat positif. Dalam senyawa-senyawa seperti itu terdapat suatu ikatan, yang disebut ikatan hidrogen, yaitu ikatan karena gaya tarik-menarik elektrostatis antara atom hidrogen yang terikat pada atom berkeelektronegatifan besar (atom F, O, atau N) dengan atom berkeelektronegatifan besar dari molekul tetangga, baik antarmolekul sejenis maupun yang berlainan jenis.



## **R**angkuman

1. Spektrum ialah susunan yang memperlihatkan urutan panjang gelombang sebagai hasil penyebaran berbagai panjang gelombang cahaya yang dipancarkan atau diserap oleh suatu objek. Spektrum ada 2 macam, yaitu:
  - a. spektrum serbaterus, dan
  - b. spektrum garis.
2. Dalam menyusun konfigurasi elektron, pengisian orbital dilakukan menurut aturan sebagai berikut.
  - a. Pengisian orbital dimulai dari tingkat energi yang paling rendah.
  - b. Prinsip eksklusi dari Pauli.
  - c. Aturan Hund.

3. Hubungan antara konfigurasi elektron dan sistem periodik tampak dari:
  - a. Proses perubahan sifat unsur-unsur dan perubahan konfigurasi elektron-elektronnya, dari golongan alkali ke golongan gas mulia, selalu berulang secara periodik.
  - b. Sifat-sifat unsur ditentukan oleh pola konfigurasi elektron terluarnya.
4. Berdasarkan peranan elektron dalam membentuk ikatan kimia, elektron-elektron suatu atom dibagi atas elektron inti dan elektron valensi.
5. Selama reaksi kimia, atom-atom suatu unsur menyesuaikan konfigurasi elektron-elektronnya pada gas mulia terdekat.
6. Ikatan ion adalah ikatan antara ion-ion yang muatannya berlawanan.
7. Ikatan kovalen adalah ikatan yang menggunakan sepasang elektron yang menjadi milik bersama.
8. Ikatan kovalen koordinasi adalah ikatan kovalen dengan pasangan elektron yang hanya berasal dari salah satu atom saja.
9. Dipol adalah suatu sistem dari dua muatan yang sama tetapi berlawanan terletak pada jarak yang sangat pendek.
10. Molekul polar adalah molekul yang muatan dalam molekulnya mengalami polarisasi.
11. Ikatan logam adalah ikatan antara atom-atom logam yang disebabkan oleh elektron-elektron valensinya.
12. Ikatan hidrogen adalah ikatan yang terbentuk antara atom hidrogen dalam satu molekul dengan atom-atom oksigen, nitrogen, atau fluor dalam molekul yang berbeda.
13. Ikatan Van der Waals adalah ikatan yang sangat lemah antara atom-atom atau molekul-molekul yang diakibatkan oleh penyebaran muatan dalam atom/molekul yang tidak merata.
14. Bentuk molekul suatu senyawa dapat ditentukan berdasarkan gaya tolak-menolak pasangan-pasangan elektron yang berada di sekeliling atom pusat.