



STRUKTUR ATOM, TABEL PERIODIK, DAN IKATAN KIMIA

PENGANTAR

Kata “atom” telah sering didengar, bahkan banyak ditampilkan pada bahan belajar lalu. Namun pemahaman tentang “atom”, sejauhnyanya tentu masih belum *dalam*. Mengapa? Rahasia atom sampai kini pun masih terus dikaji oleh para ilmuwan Fisika dan Kimia.

Hasil kajian atom telah dapat menjawab beberapa sifat atom sekaligus sifat unsur itu sendiri. Tabel Periodik Unsur, salah satu hasil gemilang para ilmuwan. Tabel ini mencerminkan sifat atom unsur, termasuk kestabilan atau kecenderungan unsur itu apakah berada dalam keadaan bebas atau berada bersama dengan unsur lain sebagai senyawa. Pada bahan belajar lalu, kita telah mengenal atom unsur, molekul unsur, dan molekul senyawa.

Sifat atom unsur menentukan sifat unsur itu sendiri. Antar atom unsur, sejenis atau beda jenis, dapat bergabung satu sama lainnya. Teori ikatan diajukan beberapa ilmuwan untuk menjelaskan berbagai perilaku unsur termasuk sifat kelogaman dan sifat senyawanya. Atom atau molekul tidak dapat diindera, tetapi kumpulan partikelnya seperti atom-atom unsur, molekul-molekul unsur, atau molekul-molekul senyawa dapat tertangkap oleh indera kita sebagai materi.

Tujuan-tujuan khusus yang hendak dicapai setelah mempelajari BBM-5 ini adalah agar mahasiswa dapat:

- 1) Menyebutkan macam dan sifat partikel subatom.
- 2) Menjelaskan pengertian tentang atom dan Model Atom Bohr.
- 3) Menuliskan konfigurasi elektron dari atom unsur sederhana.
- 4) Meramalkan elektron valensi suatu atom.
- 5) Menjelaskan dasar penyusunan Tabel Periodik Unsur.
- 6) Menjelaskan arti golongan dan arti periode pada Tabel Periodik Unsur.
- 7) Menjelaskan kecenderungan jari-jari atom unsur.
- 8) Menjelaskan kecenderungan potensial ionisasi atom unsur.
- 9) Menjelaskan kecenderungan keelektronegatifan atom unsur.
- 10) Menjelaskan teori kestabilan atom unsur.
- 11) Menjelaskan pembentukan ikatan/senyawa ion.
- 12) Menjelaskan pembentukan beberapa tipe ikatan/senyawa kovalen.
- 13) Mendeskripsikan teori awan elektron tentang ikatan logam.
- 14) Menyebutkan beberapa sifat kelogaman dari unsur logam.

BBM-5 akan disajikan ke dalam 3 (tiga) Kegiatan Belajar seperti berikut.

- (1) Kegiatan Belajar 5.1: Struktur Atom.
- (2) Kegiatan Belajar 5.2: Tabel Periodik Unsur.
- (3) Kegiatan Belajar 5.3: Ikatan Kimia.

5.1. STRUKTUR ATOM

Usaha untuk menyingkap rahasia atom telah berlangsung sejak ratusan tahun lalu. Hasil penelitian Michael Faraday terhadap hubungan antara senyawa dan energi listrik pada tahun 1832-1833 merupakan awal revolusi perkembangan teori atom.

Penemuan partikel dalam atom (elektron, proton, neutron) dijadikan dasar bagi para ahli untuk mengajukan sebuah model tentang atom sebagai usaha guna menjelaskan beberapa gejala yang sebelumnya tidak terjawab. Pengertian tentang atom terus berkembang hingga kini.

A. PARTIKEL SUBATOM**1. Penemuan Elektron**

Berdasarkan eksperimen *Faraday*, *George J. Stoney* (1874) menyatakan bahwa satuan muatan listrik berhubungan dengan atom-atom. Selanjutnya *Stoney* (1891) mengusulkan bahwa satuan muatan listrik tersebut sebagai *elektron*.

Beberapa eksperimen berikutnya berhasil meyakinkan adanya suatu partikel bermuatan negatif yang terpancar dari setiap atom (dengan menggunakan beberapa unsur logam), dan kemudian menyimpulkannya sebagai **elektron** seperti yang diusulkan *Stoney*. Berdasar eksperimen *J.J. Thomson* dan *E. Millikan* berhasil ditetapkan massa elektron (m); besarnya adalah $m = 9,11 \times 10^{-28}$ g.

2. Penemuan Proton

Pada tahun 1886, *Eugen Goldstein* (Jerman) menemukan berkas sinar positif (sinar kanal) yang bergerak dengan arah berlawanan terhadap arah sinar katoda (sinar elektron). Partikel-partikel positif yang membentuk berkas sinar positif inilah yang sekarang dikenal sebagai **proton**. *Wilhelm Wien* (1898) dan *J.J. Thomson* (1906); keduanya berhasil menentukan massa proton (m_p) sebesar $1,673 \times 10^{-24}$ g (kira-kira 1840 x massa elektron).

3. Penemuan Inti Atom

Pada tahun 1911, *Ernest Rutherford* melaporkan hasil eksperimennya yang menggunakan partikel α untuk menyelidiki struktur dalam atom, dan menemukan:

- Ada sebuah inti bermuatan positif di pusat atom. (Inti atom merupakan pusat massa dari atom.)
- Elektron menempati sebagian besar ruang atom, dan berada di luar inti dengan bergerak cepat mengelilingi inti.
- Jumlah elektron di luar inti harus sama dengan jumlah proton dalam inti (karena atom bersifat netral) maka total muatan positif dari inti harus sama dengan total muatan negatif dari semua elektron.

Rutherford berkesimpulan bahwa, "di dalam atom terdapat inti atom bermuatan positif yang merupakan pusat massa dari atom itu".

Catatan:

Penemuan inti atom ini merupakan sumbangan besar bagi perkembangan teori tentang atom. Gambaran atom menjadi semakin jelas. Jika inti atom diibaratkan sebesar bola tenis, maka atom itu

sendiri sebesar bola yang diameternya ± 2 km dengan ruang atom sebagian besar merupakan ruang kosong. Selain menemukan inti atom, *Rutherford* pada tahun 1920 mengajukan sebuah hipotesis bahwa “ada sebuah partikel lain yang tak bermuatan dalam inti atom dan memiliki massa hampir sama dengan massa proton”.

4. Penemuan Neutron

Hipotesis *Rutherford* tentang adanya partikel selain proton di dalam inti dapat dibuktikan kemudian oleh *James Chadwick* yang dipublikasikannya pada tahun 1932.

Chadwick berhasil membuat partikel-partikel dengan cara menembaki atom-atom unsur Be oleh hamburan partikel α di dalam sebuah reaktor nuklir. Partikel ini tidak dipengaruhi medan (berarti partikel bersifat netral). Kenetralan muatan listrik inilah yang mungkin menyebabkan partikel tersebut diberi nama **neutron**.

Chadwick kemudian juga berhasil menetapkan massa neutron, yakni $1,675 \times 10^{-24}$ g (sedikit lebih besar dari massa proton).

B. NOMOR ATOM, NOMOR MASSA DAN SIMBOL ATOM

1. Nomor Atom

Berdasarkan pada hasil penemuan inti atom, para ahli menyimpulkan bahwa setiap unsur memiliki inti atom yang khas, yaitu jumlah proton dan jumlah neutronnya tertentu. Kekhasan inti ini terutama ditentukan oleh jumlah proton yang dikandungnya; atau dengan kata lain sifat atom ditentukan oleh jumlah proton dalam intinya.

Bilangan bulat yang menyatakan jumlah proton dalam inti disebut **nomor atom** (simbol: **Z**). Karena atom bersifat netral, dan maka selain nomor atom menunjukkan jumlah proton dalam inti, nomor atom juga menunjukkan jumlah elektron di luar inti.

Nomor atom menjadi ciri penting dari setiap atom unsur karena menentukan sifat kimia atom unsur itu sendiri (pembahasan hal ini akan dijumpai pada bagian Ikatan Kimia).

2. Nomor Massa

Selain nomor atom, tipe bilangan atau nomor yang juga mencirikan atom unsur adalah **nomor massa**. Nomor massa (simbol: **A**) merupakan bilangan bulat yang menunjukkan jumlah total dari proton dan neutron dalam inti. Sebuah proton atau sebuah neutron sering disebut sebagai nukleon (misal jika sebuah atom unsur memiliki 1 p dan 1 n, berarti atom itu memiliki 2 nukleon dalam intinya). Dengan demikian nomor massa juga menunjukkan jumlah total nukleon dalam inti, dan bukan merupakan massa inti.

Atom hidrogen merupakan atom yang hanya mempunyai sebuah nukleon, yaitu sebuah proton. (Atom hidrogen tidak memiliki neutron.)

3. Simbol Atom

Lambang atom, atau tepatnya simbol atom unsur telah dibahas pada Bab 2. Namun untuk lingkup pembahasan tertentu (Isotop dan Reaksi Nuklir) diperlukan penulisan secara lengkap yakni dengan mencantumkan nomor atom (**Z**) dan nomor massa (**A**) pada simbol atomnya.

Simbol atom yang lengkap:

A
Z

 simbol atom Contoh: ${}_{17}^{35}\text{Cl}$

Berikut disajikan dua tipe penulisan simbol atom yang masing-masing mempunyai kegunaan sesuai dengan lingkup materi yang dibahas.

Tabel 5.1. Nama Unsur dan Simbol Atomnya

Nama Unsur	Hidrogen	Karbon	Natrium	Klor
Simbol Atom (*)	H	C	O	Cl
Simbol Lengkap Atom (**)	${}^1_1\text{H}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{35}_{17}\text{Cl}$

Keterangan:

(*) Selalu dijumpai pada setiap pembahasan materi kimia, dan (**) Digunakan pada lingkup bahasan materi kimia tertentu; umumnya dalam pembahasan Isotop Unsur atau Reaksi Nuklir.

Lambang ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ menunjukkan bahwa atom klor mempunyai:

- $Z = 17$; berarti: memiliki 17 proton, dan memiliki 17 elektron
- $A = 35$; berarti: memiliki $(35-17)$ neutron = 18 neutron

Simbol atom lengkap ini disebut juga lambang isotop.

Catatan:

Nomor atom (**Z**) dan nomor massa (**A**) tidak perlu dihafal; nilai ini selalu diberikan (ditampilkan) pada suatu bahasan yang melibatkannya.

C. Isotop Dan Massa Atom

1. Isotop Unsur

Sebenarnya di alam unsur hidrogen ditemukan sebagai ${}^1_1\text{H}$ (99,985%) dan ${}^2_1\text{H}$ (0,015%). Kenyataan ini memberikan informasi tentang adanya isotop. Kedua atom unsur hidrogen tersebut punya jumlah proton yang sama, hanya jumlah neutronnya beda. Atom-atom unsur yang demikian dinamakan **isotop**. Isotop didefinisikan sebagai unsur sejenis dengan jumlah proton sama tetapi jumlah neutronnya berbeda, atau sebagai unsur sejenis dengan nomor atom sama tetapi nomor massanya berbeda.

Keterangan: Istilah lain untuk isotop adalah nuklida; jadi sebuah isotop adalah sebuah nuklida.

Unsur-unsur di alam umumnya berada sebagai campuran isotopnya kecuali Be, F, dan Na. Isotop alam ada yang stabil dan yang tidak stabil.

- isotop dengan nilai $N = Z$ dan nilai $A < 40$ tergolong **isotop stabil**.
- isotop dengan nilai $A > 40$ umumnya merupakan isotop tidak stabil dan bersifat radioaktif (sering disebut sebagai **radioisotop**).

Selain isotop alam juga dikenal juga isotop buatan.

Contoh isotop alam:

Hidrogen (${}^1_1\text{H}$; ${}^2_1\text{H}$); karbon (${}^{12}_6\text{C}$; ${}^{13}_6\text{C}$);

Oksigen (${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{17}_8\text{O}$; ${}^{18}_8\text{O}$); dan klor (${}^{35}_{17}\text{Cl}$; ${}^{37}_{17}\text{Cl}$).

Contoh isotop buatan:

Brom (${}^{83}_{35}\text{Br}$; ${}^{84}_{35}\text{Br}$; ${}^{85}_{35}\text{Br}$);

Iodium (${}^{131}_{53}\text{I}$; ${}^{132}_{53}\text{I}$; ${}^{133}_{53}\text{I}$);

Catatan: ${}^{12}_6\text{C}$ dapat juga ditulis sebagai isotop C-12; demikian juga yang lainnya.

Beberapa kegunaan isotop di antaranya:

- (a) sebagai pembanding massa atom (isotop C-12),
- (b) sebagai acuan penetapan ukuran waktu (isotop Kr),
- (c) untuk penentuan mekanisme reaksi (bidang kimia).

Di samping itu, isotop terutama isotop buatan digunakan juga dalam bidang-bidang medis (terapi dan diagnosa penyakit), pertanian (pemilihan bibit unggul), perminyakan (detektor), dan reaksi nuklir (sumber energi dan peluru).

2. Massa Atom

Pada BBM-4 bagian telah dibahas; adanya isotop menyebabkan massa atom relatif dihitung sebagai rata-rata massa isotopnya. Melalui pertimbangan ilmiah, atom C-12 dipilih sebagai atom acuan, dan ditetapkan bahwa massa 1 atom C-12 adalah tepat sebesar 12 μ . Massa 1 atom C-12 $19,9268 \times 10^{-24}$ g; dan dengan menggunakan satuan penyederhana (μ) dapat disederhanakan menjadi sebesar 12,0000 μ . Bilangan penyederhana ini adalah $1,66 \times 10^{-24}$ g.

Bila satuan μ diterapkan pada atom H di atas, maka massa 1 atom H dalam μ , besarnya,

$$\text{Massa 1 atom H} = \frac{1,6736 \times 10^{-24}}{1,66 \times 10^{-24}} = 1,0078 \mu.$$

Keberadaan unsur, umumnya sebagai campuran isotopnya, karenanya harga massa atom merupakan rata-rata dari massa isotop atom unsurnya di alam. Isotop H di alam adalah ${}^1_1\text{H}$ (massa 1,00783 μ) dengan keberadaan 99,985%; dan ${}^2_1\text{H}$ (massa 2,00140 μ) dengan keberadaan 0,015%. Sebagai contoh, massa atom relatif rata-rata (A_r) dari H adalah,

$$\begin{aligned} A_r \text{ H} &= (1,00783 \mu)(99,985\%) + (2,00140 \mu)(0,015\%) = 1,0076788 \mu + 0,0003002 \mu \\ &= 1,007979 \mu. \end{aligned}$$

Massa atom H rata-rata dari massa campuran isotopnya adalah 0.007979 μ (disingkat: $A_r \text{ H} = 1,007979$; di daftar dibulatkan: $A_r \text{ H} = 1,008$). Harga A_r dari setiap unsur telah ditabelkan dan dapat ditemukan dalam berbagai buku/literatur kimia, atau dapat dilihat kembali Tabel 4.2 di halaman 77.

B. TEORI ATOM

Ahli yang pertama kali mengemukakan teori tentang atom adalah John Dalton. Temuan partikel subatom (elektron, proton, dan neutron, termasuk inti atom) telah mengubah gambaran tentang atom. Gambaran atom yang mendekati atom yang sesungguhnya dikenal sebagai model atom. Jadi hanya "model" yang dapat dikemukakan, sementara apa dan bagaimana atom itu yang sebenarnya sampai kini masih terus diselidiki dan tetap masih menyimpan rahasia.

1. Model Atom Dalton

Dalton telah mengemukakan gambaran tentang atom dan hubungannya dengan sifat partikel materi. Beberapa pernyataan Dalton tentang atom adalah,

- atom merupakan partikel terkecil dari setiap unsur.
- atom itu bulat, padat, dan tidak dapat dipecah.
- atom tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan.
- atom dari unsur sejenis memiliki ukuran dan sifat yang sama; atom unsur yang satu akan berbeda dengan atom unsur lainnya.
- atom-atom dapat bergabung membentuk molekul.
- senyawa merupakan hasil penggabungan atom-atom dari unsur tak sejenis dengan perbandingan dalam bilangan bulat.

Pernyataan bahwa "atom itu bulat, padat, dan tidak dapat dipecah" sudah tidak dapat diterima lagi kebenarannya dengan ditemukannya partikel subatom dalam atom. Namun demikian, Dalton telah memberikan sumbangan amat besar bagi dunia ilmu pengetahuan, dan sebagian teori atomnya kini masih dipertahankan dan tetap digunakan.

2. Model Atom Thomson

Hasil eksperimen dan usul Faraday tentang “elektron” sebagai satuan muatan listrik, dan kemudian penemuan elektron dalam atom oleh Thomson merupakan awal revolusi atom. Gambaran tentang atom menjadi berubah, dan mendorong Thomson mengajukan sebuah model atom bahwa atom merupakan “bola netral yang di dalamnya tersebar rata muatan negatif (elektron) dan muatan positif”.

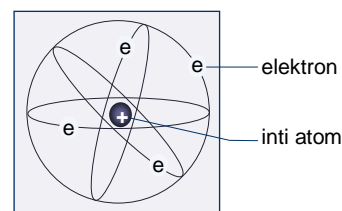
Model Atom Thomson diibaratkan seperti roti kismis. Namun model atom ini tidak bertahan lama dengan ditemukannya inti atom oleh Rutherford.

3. Model Atom Rutherford

Penemuan inti dalam atom oleh Rutherford semakin memperjelas gambaran tentang atom itu sendiri. Berdasar pada beberapa hasil eksperimennya sendiri maupun bersama Geiger dan Marsden, Rutherford mempublikasikan temuannya dengan menyimpulkan bahwa:

“atom terdiri dari inti atom bermuatan positif sebagai pusat massa, dan elektron bermuatan negatif yang bergerak mengelilingi inti atom”. Model atom Rutherford ini bila digambarkan adalah seperti pada Gb 5.1.

Model atom Rutherford memiliki beberapa kelemahan yakni belum dapat menjelaskan beberapa pertanyaan yang berkembang pada waktu itu. Model atom ini pun tak bertahan lama dengan diajukannya model atom Bohr.



Gbr 5.1 Model Atom Rutherford

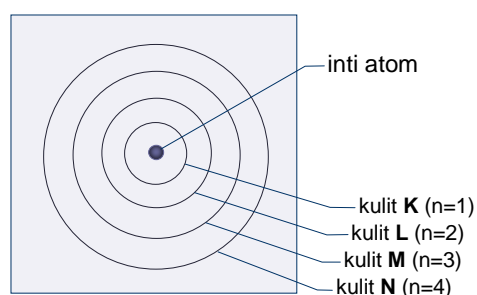
4. Model Atom Bohr

Rutherford tidak menjelaskan kedudukan (jarak) dan sifat elektron di sekitar inti. Kelemahan ini berhasil ditunjukkan oleh Niels Bohr (Denmark) berdasarkan teori Mekanika Newton (Mekanika Klasik) yang dikombinasikannya dengan Mekanika Kuantum yang sedang berkembang saat itu. Pada tahun 1913, Bohr mengajukan teorinya bahwa,

“atom adalah partikel netral yang terdiri dari inti atom bermuatan positif dan elektron bermuatan negatif yang bergerak mengelilingi inti dengan lintasan-lintasan tertentu”.

Lintasan elektron kemudian disebutnya sebagai orbit melingkar atau kulit elektron.

Kulit ini berjarak tertentu dari inti, dan jaraknya dicirikan oleh suatu bilangan yang disebutnya sebagai **bilangan kuantum** (dilambangkan: **n**) di mana $n = 1, 2, 3, \dots$. Kulit-kulit elektron dengan $n=1$; $n=2$; $n=3$; dan seterusnya, dinamainya berturut-turut sebagai kulit-kulit **K**, **L**, **M**, **N**, dan seterusnya. Menurut Bohr, setiap kulit elektron dapat ditempati elektron maksimal sebanyak $2n^2$ elektron. (Lihat Gbr 5.2.)



Gbr 5.2 Model (bangun) Atom Bohr

Walaupun teori dan bangun atom Bohr masih juga mengalami penyempurnaan di kemudian hari (karena mengandung kelemahan), namun bangun atom Bohr masih dipergunakan karena dapat menyederhanakan penjelasan beberapa gejala kimia.

C. KONFIGURASI ELEKTRON DAN ELEKTRON VALENSI

Apa kegunaan dari model atom, dan model atom mana yang akan diterapkan? Uraian berikut akan berusaha menjawab pertanyaan ini.

1. Konfigurasi Elektron

Elektron-elektron bergerak di sekitar inti dengan lintasan tertentu yang disebut sebagai kulit-kulit K ($n=1$), L ($n=2$), M ($n=3$), N ($n=4$), dst. Bohr kemudian menjelaskan, setiap kulit hanya dapat ditempati maksimal $2n^2$ elektron; atau dapat dinyatakan bahwa,

- kulit K ($n=1$) maksimal dapat ditempati oleh 2 e,
- kulit L ($n=2$) maksimal dapat ditempati oleh 8 e,
- kulit M ($n=3$) maksimal dapat ditempati oleh 18 e,
- kulit N ($n=4$) maksimal dapat ditempati oleh 32 e, dst.

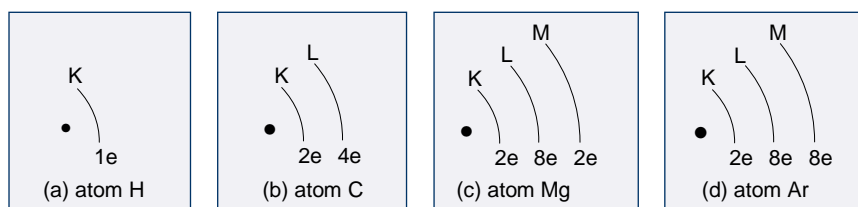
Dengan demikian elektron-elektron berada dan bergerak mengitari inti dengan membentuk suatu susunan elektron yang disebut **konfigurasi elektron**. Tabel 4.4 menyajikan konfigurasi elektron atom unsur dengan nomor atom (Z) 1 s.d. 20.

Tabel 5.3. Konfigurasi Elektron Atom Unsur (Z=1 s.d. Z=20).

Atom Unsur	Simbol Atom	Z	Jml Elekt	Kulit Elektron				
				K	L	M	N	O
hidrogen	H	1	1e	1e	-	-	-	-
helium	He	2	2e	2e	-	-	-	-
litium	Li	3	3e	2e	1e	-	-	-
berilium	Be	4	4e	2e	2e	-	-	-
boron	B	5	5e	2e	3e	-	-	-
karbon	C	6	6e	2e	4e	-	-	-
nitrogen	N	7	7e	2e	5e	-	-	-
oksigen	O	8	8e	2e	6e	-	-	-
fluor	F	9	9e	2e	7e	-	-	-
neon	Ne	10	10e	2e	8e	-	-	-
natrium	Na	11	11e	2e	8e	1e	-	-
magnesium	Mg	12	12e	2e	8e	2e	-	-
aluminium	Al	13	13e	2e	8e	3e	-	-
silikon	Si	14	14e	2e	8e	4e	-	-
fosfor	P	15	15e	2e	8e	5e	-	-
belerang	S	16	16e	2e	8e	6e	-	-
klor	Cl	17	17e	2e	8e	7e	-	-
argon	Ar	18	18e	2e	8e	8e	-	-
kalium	K	19	19e	2e	8e	8e	1e	-
kalsium	Ca	20	20e	2e	8e	8e	2e	-

Catatan:

- Teori atom Bohr hanya dapat diterapkan terhadap atom unsur dengan nomor atom (Z) dari Z=1 s.d. Z=18 di dalam memperkirakan konfigurasi elektron.
- Bentuk lain dari konfigurasi elektron adalah dengan menyatakan ke dalam bangun atau model atom Bohr seperti dicontohkan berikut ini.



Gbr 5.3 Diagram Konfigurasi Elektron Atom H, C, Mg, dan atom Ar.

Untuk memudahkan (agar praktis), konfigurasi di atas dapat ditulis sebagai:

(a) ${}_1\text{H}$ 1e	(b) ${}_6\text{C}$ 2e-4e	(c) ${}_{12}\text{Mg}$ 2e-8e-2e	(d) ${}_{18}\text{Ar}$ 2e-8e-8e
-----------------------	--------------------------	---------------------------------	---------------------------------

2. Elektron Valensi Atom Unsur

Nomor atom menyatakan jumlah proton dalam inti dan juga menyatakan jumlah elektron di luar inti. Bohr telah menjawab bagaimana elektron tesebar di sekitar inti, dan elektron-elektron di sekitar inti membentuk apa yang disebut sebagai konfigurasi elektron. Dari nomor atom dapat ditetapkan konfigurasi elektron suatu atom dan kemudian dapat diperkirakan elektron valensinya. Tabel 5.3 berikut dapat memperjelas hal ini.

Tabel 5.3. Nomor Atom Dan Elektron Valensi

Unsur	Nomor Atom (Z)	Jumlah		Konfigurasi Elektron			Elektron Valensi
		proton	elektron	Kulit K	Kulit L	Kulit M	
hidrogen	1	1 p	1 e	1e	-	-	1e
helium	2	2 p	2 e	2e	-	-	2e
litium	3	3 p	3 e	2e	1e	-	1e
berilium	4	4 p	4 e	2e	2e	-	2e
karbon	6	6 p	6 e	2e	4e	-	4e
nitrogen	7	7 p	7 e	2e	5e	-	5e
klor	9	9 p	9 e	2e	7e	-	7e
neon	10	10 p	10 e	2e	8e	-	8e
natrium	11	11 p	11 e	2e	8e	1e	1e

Catatan:

Konfigurasi elektron di sekitar inti melibatkan kulit-kulit elektron K, L, M, N, dst. secara berurutan. Maksimal isi kulit K (2e), L (8e), M (18e), dst.

Berdasar Tabel 5.3 maka **elektron valensi** merupakan konfigurasi elektron terluar dari atom suatu unsur. Elektron valensi ini salah satu ciri penting dari atom unsur yang akan menentukan sifat kimia unsur yang bersangkutan.



L

LATIHAN 5.1

01. Lengkapilah tabel berikut.

Atom Unsur	Z	A	Jumlah		
			proton	netron	elektron
a. P	15	31
b. Q	55	25
c. R	122	80
d. S	54	78
e. T	140	82

02. Atom suatu unsur mempunyai simbol $^{170}_{82}\text{D}$. Tetapkanlah:

- Nomor atom unsur D
- Nomor massa unsur itu
- Jumlah proton
- Jumlah elektron
- Jumlah netron

03. Nyatakanlah atom unsur berikut dalam bentuk simbol atomnya.

- Magnesium ($Z = 12$; $A = 24$).
- Besi (26 proton; 30 netron; 26 elekton).

04. Mana di antara atom-atom berikut ini satu sama lain merupakan isotop?

$^{21}_{10}\text{A}$	$^{21}_{11}\text{B}$	$^{23}_{10}\text{C}$	$^{22}_{11}\text{D}$	$^{19}_{11}\text{E}$	$^{21}_{9}\text{F}$
----------------------	----------------------	----------------------	----------------------	----------------------	---------------------

05. Pernyataan mana dari teori atom Dalton yang kemudian dapat dibuktikan ketidakbenarannya?

06. Berapa nilai bilangan kuantum, n . Tunjukkan hubungan antara nilai n dengan kulit elektron dan jumlah elektron yang dapat ditempati.

07. Gambarkan konfigurasi elektron menurut orbit Bohr untuk atom unsur berikut ini.

- $^{12}_6\text{A}$
- $^{16}_8\text{B}$
- $^{28}_{14}\text{C}$
- $^{39}_{19}\text{D}$

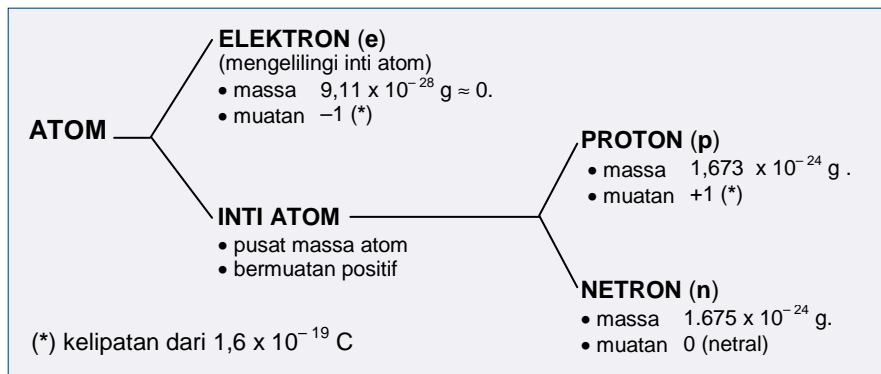
08. Dari jawaban soal 16, jawablah pertanyaan di bawah ini.

- Atom-atom mana yang memiliki jumlah kulit yang sama?
- Atom-atom mana yang memiliki jumlah elektron sama pada kulit paling luarnya?

R

RANGKUMAN 5.1

- Partikel subatom adalah partikel penyusun atom, yakni elektron, proton, dan neutron.



- Nomor atom (simbol: Z) = jumlah proton = jumlah elektron.
- Nomor massa (simbol: A) = total proton (Z) + total neutron (N) = total nukleon.
- Nukleon merupakan istilah lain dari partikel sub-atom yang terdapat di dalam inti atom.
- Simbol (lambang) lengkap dari atom: ${}^A_Z \text{simbol-atom}$.
- Isotop merupakan unsur-unsur bernomor atom sama tetapi bernomor massa beda. (Istilah lain dari isotop adalah *nuklida*.)
- Model atom merupakan gambaran atom yang mendekati atom sebenarnya.
- Bilangan kuantum (n) merupakan bilangan yang mencirikan kedudukan (kulit) elektron dan jumlah maksimal elektron dalam kulit.
- Konfigurasi elektron adalah sebaran elektron di sekitar inti atom yang membentuk susunan tertentu.

TF

TES FORMATIF 5.1

- Partikel subatom dalam sebuah atom adalah
 - inti atom, elektron, dan neutron
 - inti atom, elektron, dan proton
 - proton, neutron, dan elektron
 - nukleon, elektron, dan proton
- Pernyataan berikut ini yang tidak tepat adalah
 - dalam atom netral, jumlah proton sama dengan jumlah elektronnya.
 - proton dan neutron berada dalam inti atom.
 - jumlah proton dan jumlah neutron dalam sebuah atom selalu sama.
 - massa atom terutama ditentukan oleh jumlah proton dan jumlah neutronnya
- Sinar yang dipengaruhi oleh medan listrik maupun medan magnet adalah sinar yang terdiri dari partikel berikut.
 - elektron
 - proton
 - elektron atau neutron
 - elektron atau proton

04. Atom unsur mempunyai simbol: ${}_{20}^{38}\text{X}$. Dapat dinyatakan bahwa atom ini:
- memiliki 38 proton dan 38 elektron
 - memiliki 20 proton dan 20 neutron
 - memiliki 20 proton dan 38 neutron
 - memiliki 20 proton dan 18 neutron
05. Isotop unsur adalah
- atom unsur dengan jumlah proton dan jumlah neutronnya sama.
 - atom unsur dengan jumlah proton dan jumlah nukleon sama.
 - atom unsur dengan jumlah proton sama tetapi jumlah neutronnya beda.
 - atom unsur dengan jumlah proton sama tetapi jumlah elektronnya beda.
06. Massa atom relatif umumnya berupa bilangan pecahan. Hal ini disebabkan oleh:
- pengabaian massa elektron
 - massa proton dan massa neutron tidak sama.
 - jumlah proton dan jumlah neutron tidak sama
 - atom unsur umumnya berada dalam beberapa isotop.
07. Diketahui sederetan atom unsur dengan simbol: ${}_{11}^{22}\text{A}$; ${}_{12}^{22}\text{B}$; ${}_{11}^{23}\text{C}$; ${}_{13}^{22}\text{D}$; ${}_{14}^{28}\text{E}$.
Atom-atom unsur yang merupakan isotop adalah:
- ${}_{11}^{22}\text{A}$ dan ${}_{11}^{23}\text{C}$
 - ${}_{13}^{22}\text{D}$ dan ${}_{14}^{28}\text{E}$
 - ${}_{11}^{22}\text{A}$; ${}_{12}^{22}\text{B}$; ${}_{13}^{22}\text{D}$
 - ${}_{11}^{22}\text{A}$; ${}_{12}^{22}\text{B}$; ${}_{13}^{22}\text{D}$; ${}_{14}^{28}\text{E}$
08. Nomor atom suatu unsur adalah 63 dan nomor massanya adalah 130. Jumlah masing-masing proton, elektron, dan neutron dalam atom unsur itu adalah:
- 63p ; 67e ; 130n
 - 63e ; 67p ; 67n
 - 63p ; 63e ; 67n
 - 67p ; 67e ; 63n
09. Atom unsur X memiliki nomor atom, $Z = 9$ dan nomor massa, $A = 18$. Elektron atom unsur ini akan tersebar ke dalam kulit-kulit elektronnya secara berurutan menurut konfigurasi:
- 2e-8e-8e
 - 2e-6e-10e
 - 2e-7e-9e
 - 2e-7e
10. Diketahui atom unsur: ${}_{16}^7\text{A}$. Atom unsur ini memiliki elektron valensi sebesar:
- 7
 - 6
 - 5
 - 4



BALIKAN DAN TINDAK LANJUT

Periksalah jawaban Sdr terhadap Tes Formatif 5.1 dengan cara mencocokkannya dengan Kunci Jawaban Tes yang disajikan pada halaman akhir Bahan Belajar Mandiri ini. Sdr dapat mengukur tingkat penguasaan (TP) Materi Kegiatan Belajar Mandiri 5.1 dengan cara menghitung jumlah jawaban yang benar (JJB) kemudian substitusikan ke dalam Rumus Tingkat Penguasaan berikut.

$$\text{Rumus: TP} = \frac{\text{JJB}}{10} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan (TP):

90% - 100% = Baik sekali

80% - 89% = Baik

70% - 79% = Cukup

< 69% = Kurang

Bila Sdr mencapai TP minimal sebesar 80%, anda dapat meneruskan untuk melaksanakan Kegiatan Belajar 5.2. Namun bila kurang dari 80%, Sdr harus mempelajari kembali Kegiatan Belajar 5.1 terutama pada materi belum Sdr kuasai.



5.2. TABEL PERIODIK UNSUR

Dalam keseharian kita sering mendengar kata-kata tentang unsur-unsur logam, nonlogam, semi-logam, buatan, unsur radioaktif, dll. Unsur mana saja yang digolongkan ke dalam unsur seperti itu?

Usaha pengelompokan unsur ditujukan untuk memudahkan pengkajian dan pengenalan terhadap unsur beserta senyawanya berdasar sifat umum dari kelompok unsurnya. Kini dapat ditemukan daftar atau tabel kelompok unsur yang populer dengan nama Tabel Periodik Unsur atau Sistem Periodik Unsur. Informasi apa saja yang dapat diperoleh dari tabel yang merupakan hasil kerja keras dan panjang dari ilmuan ini?

A. USAHA PENGELOMPOKAN UNSUR

Usaha pengelompokan unsur didorong untuk memudahkan pengkajian unsur yang jumlahnya cukup banyak saat itu di samping usaha penemuan unsur baru. Penelitian keberadaan dan usaha pembuatan unsur baru sampai kini terus berlangsung.

1. Pra Tabel Periodik Modern

Sebelum tabel periodik yang dikenal seperti sekarang, dikenal beberapa tabel periodik seperti Tabel Triad (oleh Dobereiner), Tabel Oktaf Unsur (oleh Newlands), Tabel Periodik Mendeleev (oleh Mendeleev), dan Tabel Periodik Pendek.

Mendeleev memperkenalkan tabelnya pada tahun 1869 (mencakup ± 66 unsur yang disusunnya menurut kenaikan massa atom). Ia merevisi tabelnya pada tahun 1871 dengan memperkenalkan apa yang disebutnya golongan dan deret. Menurut Mendeleev, “golongan” menunjukkan sekelompok unsur dengan sifat hampir sama; dan menyimpulkan bahwa “sifat unsur merupakan fungsi periodik dari massa atomnya” (dikenal sebagai hukum periodik). Tabel Periodik Mendeleev mendapat sambutan luas kala itu dan menjadi bentuk dasar yang kemudian dikembangkan serta disempurnakan.

Tabel 5.4 Tabel Periodik Pendek

Bertambahnya unsur-unsur baru antara tahun 1871–1898 termasuk unsur gas mulia yang sebelumnya tidak diperkirakan oleh Mendeleev segera ditempatkan, dan Tabel Periodik Mendeleev berkembang dalam bentuk yang dikenal sebagai Tabel Periodik Pendek (Lihat Tabel 5.4). Pada tabel ini, mulai diperkenalkan istilah “periode” sebagai pengganti “deret”.

PERIODA	GOLONGAN																
	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b(0)	
1	H															He	
2	Li		Be		B		C									Ne	
3	Na		Mg		Al		Si		P		S			Cl		Ar	
4	K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe	Co	Ni
		Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br			Kr
5	Rb		Sr		Y		Zr		Nb		Mo		Tc		Ru	Rh	Pd
		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I			Xe
6	Cs		Ba		La*		Hf		Ta		W		Re		Os	Ir	Pt
		Au		Hg		Tl		Pb		Bi		Po		At			Rn
7	Fr		Ra		Ac**												

*	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
**	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Keterangan:

- Istilah deret diubah menjadi periode.
- Kotak gelap menunjukkan unsur2 yang ditemukan setelah tahun 1871.

1. Golongan

Pada Tabel Periodik Unsur, golongan (pada lajur tegak) menunjukkan kemiripan sifat. Jadi unsur segolongan akan memiliki kemiripan sifat satu dengan lainnya (terutama berlaku untuk golongan utama).

Golongan ditandai oleh bilangan romawi I s/d VIII, dan seluruhnya berjumlah 18 golongan yang terbagi menjadi:

- Golongan Utama (A) meliputi Golongan IA s/d Golongan VIIIA. Beberapa golongan dari Golongan Utama ada yang memiliki nama khas, misalnya:
 - Golongan IA dinamakan logam alkali.
 - Golongan IIA dinamakan logam alkali tanah.
 - Golongan VIIA dinamakan unsur halogen.
 - Golongan VIIIA (atau Golongan 0) dinamakan gas mulia atau gas inert.
- Golongan Transisi (B), meliputi 10 golongan (Golongan IB s/d VIIIB). Karena umumnya bersifat logam, golongan transisi ini sering disebut logam-logam transisi. Sedangkan untuk logam transisi tertentu ada yang diberikan nama tersendiri, misalnya:
 - Logam transisi-utama (untuk golongan VIIIB).
 - Logam transisi-dalam (logam dengan $Z=58-71$, dan $Z=90-103$). (Lihat juga Periode 6 dan Periode 7.)
 - Logam Mulia (khusus untuk perak, emas dan platina).

2. Periode

Kolom mendatar pada Tabel Periodik Unsur disebut periode. Pada unsur seperiode berlaku hukum periodik, artinya sifat unsur berubah secara periodik sesuai dengan kenaikan nomor atomnya. Atau, perbedaan nomor atom unsur seperiode menyebabkan perbedaan sifat kimia antar unsurnya.

Periode meliputi Periode 1 s/d Periode 7, atau dibedakan sebagai:

- Periode Paling Pendek (hanya Periode 1 yang terdiri dari 2 unsur).
- Periode Pendek (meliputi Periode 2 dan Periode 3 masing2 ada 8 unsur).
- Periode Panjang (meliputi Periode 4 dan Periode 5, masing2 ada 18 unsur).
- Periode Paling Panjang (hanya Periode 6 ada 32 unsur).

Catatan:

Dari 32 unsur ini, 14 di antaranya ($Z=54$ s/d $Z=71$) memiliki sifat mirip dengan unsur lantanum (La); oleh karenanya ke-14 unsur ini disebut deret lantanida (atau unsur lantanida), dan ditampilkan pada lajur tersendiri.

- Periode Belum Lengkap (hanya Periode 7).

Catatan:

Dari unsur periode 7 ini, 14 di antaranya ($Z=90$ s/d $Z=103$) memiliki sifat mirip dengan unsur aktinium, Ac; oleh karenanya ke-14 unsur ini disebut deret aktinida, dan ditampilkan pada lajur tersendiri bersama deret lain (yakni deret lantanida). Khusus untuk unsur-unsur dengan $Z=93$ s/d $Z=103$ dikenal dengan nama deret transuranium (karena letaknya setelah unsur uranium, U, dan merupakan radioaktif buatan).

C. SIFAT PERIODIK UNSUR

Bagian ini akan memberikan jawaban mengenai kegunaan **Tabel Periodik Unsur (TPU)**. Sejauh ini belum dibicarakan secara luas tentang sifat kimia materi terutama sifat kimia unsur. TPU dapat memberikan informasi tentang sifat unsur secara umum.

Telah diketahui bahwa nomor atom merupakan fungsi periodik dari sifat unsur (merupakan hukum periodik). Karena TPU disusun berdasarkan kenaikan nomor atom, maka pengulangan sifat dan perubahan sifat yang terjadi tentu ada hubungannya dengan perubahan nomor atom.

Nomor atom menunjukkan jumlah proton dan jumlah elektron dalam setiap atom unsur. Bilangan ini akan menjadi titik tolak dan dasar penting pada uraian berikut.

1. Konfigurasi Elektron Dan Letak Unsur pada TPU

Pada BBM 5.1 telah dikemukakan bahwa konfigurasi elektron dapat ditetapkan (berdasar teori atau model Bohr) bila nomor atomnya diketahui. Tabel berikut memperlihatkan kaitan nomor atom dan konfigurasi elektron terhadap letak atom-unsur dalam TPU.

Tabel 5.6. TPU, Nomor Atom, dan Konfigurasi Elektron.

IA		IIA		IIIA		VIIIA	
3 Li	2e-1e	4 Be	2e-2e	5 B	2e-3e	10 Ne	2e-8e
11 Na	2e-8e-1e	12 Mg	2e-8e-2e			18 Ar	2e-8e-8e
19 K	2e-8e-8e-1e	20 Ca	2e-8e-8e-2e			Dst	
Dst.							

Tampak bahwa setiap atom unsur memiliki nomor atom berbeda, dan begitu juga konfigurasi elektronnya. Unsur segolongan (dalam kotak gelap) kulit-elektronnya bertambah dengan naiknya nomor atom; sementara unsur seperiode (dalam kotak tebal) kulitnya tetap dengan naiknya nomor atom.

Yang paling penting mengenai “konfigurasi elektron” adalah **elektron valensi** yakni jumlah elektron pada kulit paling luar. Elektron valensi inilah yang menentukan sifat terutama sifat kimia dari atom unsur yang bersangkutan. Berbeda elektron valensinya, berbeda pula sifat kimianya.

Dari penjelasan di atas dapat disimpulkan bahwa,

- (1) unsur segolongan memiliki elektron valensi sama (sifat kimianya hampir sama), dan memiliki jumlah kulit berbeda.
- (2) unsur seperiode memiliki elektron valensi berbeda (sifat kimianya berbeda) dan memiliki jumlah kulit yang sama.

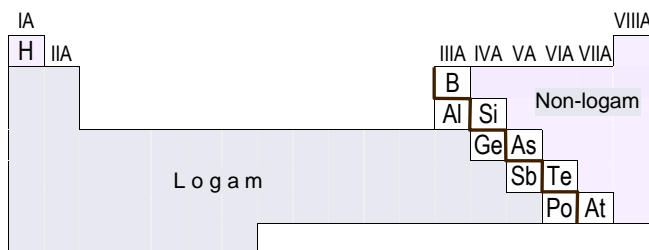
Dengan kata lain:

- (1) Nomor golongan menunjukkan elektron valensi (atau sebaliknya), dan
- (2) Nomor perioda menunjukkan jumlah kulit (atau sebaliknya).

2. Sifat Kelogaman Unsur

Dikaitkan dengan sifat kelogaman, unsur-unsur pada TPU dapat dikelompokkan sebagai logam (*metal*); semi-logam (atau *metalloid*; 8,25%); dan nonlogam (atau *nonmetal*).

Tabel 5.7 Sifat Kelogaman Unsur pada TPU



Keterangan:
Diagonal tebal merupakan daerah peralihan logam ke nonlogam.

Pada TPU dapat ditemukan diagonal-tebal sebagai daerah peralihan dari logam ke nonlogam. Unsur-unsur pada sisi garis diagonal ini merupakan unsur semi-logam (metaloid). Dapat dinyatakan bahwa logam alkali (yakni golongan IA, kecuali H) merupakan golongan yang bersifat paling logam sedangkan golongan VIIA (unsur halogen) merupakan golongan paling nonlogam.

3. Jari-jari Atom

Kulit valensi atom dapat memberikan gambaran relatif terhadap volum atom atau jari-jari atom itu. Dapat dinyatakan, jari-jari atom merupakan jarak dari inti atom hingga kulit elektron paling luar (kulit valensi) dari atom.

Jari-jari atom tidak dapat diukur secara langsung; nilainya hanya merupakan hasil perhitungan (perkiraan) berdasarkan ukuran molekulnya. Tabel 5.8 memperlihatkan jari-jari relatif dari beberapa atom unsur.

Tabel 5.8
Jari-jari Relatif Beberapa Atom (dalam pm)

IA						
H 37	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Li 134	Be 91	B 82	C 77	N 74	O 72	F 71
Na 154	Mg 136	Al 125	Si 117	P 110	S 104	Cl 99
K 196	Ca 174	Ga 125	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114
Rb 216	Sr 191				Te 137	I 133

Keterangan: 1 pm (pikometer) = 1×10^{-12} m.

Dapat disimpulkan bahwa:

- (1) Dalam satu perioda, jari-jari atom mengecil dengan naiknya nomor atom (dari kiri ke kanan). Mengapa?

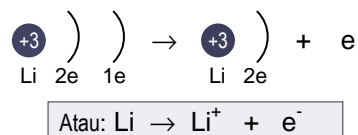
Makin tinggi nomor atom makin besar inti atomnya sementara jumlah kulitnya tetap. Akibatnya jarak antara inti dan kulit terluarnya semakin mengecil; atau kata lain, "jari-jari atom unsur seperioda mengecil dengan naiknya nomor atom".

- (2) Dalam satu golongan, jari-jari atom membesar dengan naiknya nomor atom (dari atas ke bawah). Mengapa?

4. Energi Ionisasi

Jika terhadap sebuah atom netral, sebuah elektron terluarnya ditarik ke luar atom, apa yang terjadi pada atom itu?

Atom litium, Li akan kehilangan elektron dan kelebihan satu buah proton bermuatan positif; atau dengan kata lain atom Li berubah menjadi ion Li^+ . Untuk peristiwa yang terjadi pada atom ini diperlukan energi, mengapa? (Lihat Gbr 5.4.)



Gbr 5.4 Perubahan atom Li menjadi ion Li^+

"Energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron terluar dari atom dalam keadaan gas" dikenal sebagai **energi ionisasi** atau **potensial ionisasi**.

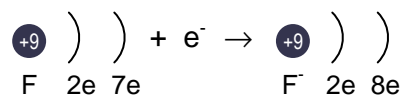
Bila pelepasan elektron tersebut melibatkan elektron pertama, disebut energi ionisasi pertama; dan jika melibatkan elektron kedua, disebut energi ionisasi kedua; dan seterusnya. Perhatikan Tabel 5.9 berikut.

Berdasarkan nilai energi ionisasi (potensial ionisasi) pada tabel dapat dikemukakan beberapa pernyataan di bawah ini.

- 1) Energi ionisasi ke-1 selalu lebih rendah dari energi ionisasi ke-2. Mengapa?
- 2) Energi ionisasi unsur seperiode umumnya naik dengan naiknya nomor atom. Mengapa? Karena unsur seperiode kulit valensinya tetap sementara muatan intinya bertambah dengan naiknya nomor atom. Gaya tarik antara elektron valensi dengan inti semakin kuat; akibatnya energi ionisasi semakin besar.
- 3) Energi ionisasi unsur segolongan menurun dengan naiknya nomor atom. Mengapa?
- 4) Energi ionisasi ke-1 unsur golongan VIIIA paling tinggi di antara semua golongan unsur.

4. Afinitas Elektron

Berbeda dengan potensial ionisasi, maka **afinitas elektron** merupakan energi yang dilepaskan pada pembentukan ion negatif dari atom gas yang mengikat elektron dari atom lain. Atom F, sebagai contoh, cenderung mengikat e^- dari atom lain dengan disertai pelepasan energi.



Gbr 5.5 Perubahan atom F menjadi ion F⁻

Tabel 5.9. Energi Ionisasi Atom Unsur (eV)

H 13,6							He 24,6 54,4
Li 5,4 76,6	Be 9,3 18,2	B 8,3 25,2	C 11,3 24,4	N 14,5 29,6	O 13,6 35,1	F 17,4 35,0	Ne 21,6 41,0
Na 5,1 47,2	Mg 7,6 15,0	Al 6,0 18,8	Si 8,5 16,4	P 10,8 19,7	S 10,4 23,3	Cl 13,0 23,8	Ar 15,8 27,6
K 4,3 31,6	Ca 6,1 11,9	Ga 6,0 20,5	Ge 7,9 15,9	As 9,8 18,6	Se 9,8 21,2	Br 11,8 21,8	Kr 14,0 24,4

Keterangan:

- nilai baris ke-1 merupakan nilai energi ionisasi pertama, dan nilai baris ke-2 merupakan nilai energi ionisasi kedua
- 1 eV = 13,06 kkal/mol = 96,49 kJ/mol.

Tabel 5.10. Afinitas Elektron Atom Unsur (eV)

H -0,76							He (+0,22)
Li -0,62	Be (+2,5)	B -0,23	C -1,26	N -	O -1,46	F -3,40	Ne (+0,30)
Na -0,55	Mg (+2,4)	Al -0,44	Si -1,38	P -0,75	S -2,08	Cl -3,62	Ar (+0,36)
K -0,50	Ca (+1,6)	Ga -0,30	Ge -1,29	As -0,81	Se -2,02	Br -3,37	Kr (+0,46)
Rb -0,49	Sr (+1,7)	In -0,29	Sn -1,11	Sb -1,07	Te -1,97	I -3,06	Xe (+0,42)

Keterangan:

- Nilai energi melibatkan pengikatan untuk sebuah elektron.
- Nilai dalam tanda () merupakan nilai perkiraan.
- Tanda - (pelepasan energi); dan tanda + (penyerapan energi)
- 1 eV = 13,06 kkal/mol = 96,5 kJ/mol

Tabel 5.10 memperlihatkan sifat afinitas elektron dari sebagian atom unsur.

Pernyataan apa yang dapat diambil dari sifat data di atas? Beberapa data mungkin dapat membingungkan; oleh karena itu untuk menyederhanakannya kita keluarkan data yang berhubungan dengan golongan IIA dan VIIIA.

Dari kecenderungan data tersebut, dapat disimpulkan bahwa:

- (1) Pada umumnya afinitas elektron dari kelompok logam sangat rendah sedangkan kelompok nonlogam sangat tinggi (kecuali gas mulia).
- (2) Pada umumnya dengan naiknya nomor atom, afinitas elektron dari unsur segolongan menurun sedangkan unsur seperiode membesar.

5. Keelektronegatifan

Molekul merupakan hasil penggabungan dari beberapa atom unsur; atau kata lainnya, atom-atom dapat berikatan dengan membentuk molekul. Sebenarnya elektron valensi dari atomlah yang berperan dan menyebabkan terjadinya ikatan. Pasangan elektron di antara dua inti atom yang menyebabkan kedua inti itu berikatan. Akibatnya, "pasangan elektron ikatan" akan mendapat pengaruh (atau tarikan) dari kedua inti atom.

Beberapa faktor dapat mempengaruhi sifat sebuah molekul, salah satunya adalah **keelektronegatifan**, yaitu ukuran kemampuan suatu atom untuk menarik pasangan elektron dalam molekulnya

Tabel 5.11
Skala Keelektronegatifan Atom Unsur (eV)

H 2,2							He -
Li 1,0	Be 1,6	B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0	Ne -
Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	Ar -
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0	Kr 2,9
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,7	Xe 2,6
Cs 0,8	Ba 0,9	Tl 2,0	Pb 2,3	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2	Rn -

Keterangan: 1 eV = 13,06 kkal/mol = 96,5 kJ/mol

Nilai keelektronegatifan tidak ditetapkan secara langsung tetapi melalui perkiraan (perhitungan), dan cara memperkirakannya pun bermacam-macam sehingga dikenal beberapa skala keelektronegatifan.

Skala keelektronegatifan yang cukup populer adalah skala Pauling seperti diperlihatkan menurut Tabel 5.11.

Selain istilah keelektronegatifan dikenal juga istilah keelektropositifan. Kedua atom yang berikatan di dalam sebuah molekul, bila atom-1 memiliki skala keelektronegatifan lebih tinggi dari atom-2, maka dikatakan bahwa atom-1 lebih elektronegatif, dan sebaliknya atom-2 lebih elektropositif.



L

LATIHAN 5.2

01. Lengkapilah pernyataan di bawah ini!

- Tabel Periodik Pendek Mendeleev disusun berdasarkan kenaikan _____ dengan lebih mengutamakan sifat _____.
- Lajur tegak dari unsur-unsur pada Tabel Periodik Unsur disebut _____.
- Lajur datar dari unsur-unsur pada Tabel Periodik Unsur disebut _____.

02. Perhatikan Bagan Tabel Periodik Unsur di bawah ini.

	IA																	VIIIA	
1	H	IIA																	
2																			
3																			
4																			
5																			
6																			
7																			

Isilah bagian kosong dari pernyataan berikut.

- Tabel Periodik Unsur terdiri dari ____ *perioda*, dan ____ *golongan*.
- Unsur paling ringan terletak pada *perioda* ____ dan *golongan* ____.
- Golongan Alkali terletak pada _____.
- Kelompok Gas Mulia terletak pada _____.

03. Isilah titik-titik di bawah ini dengan memilih jawaban yang tersedia pada kolom jawaban.

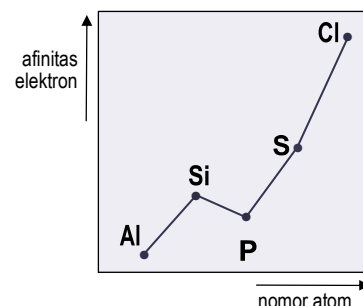
1.	___	Li, Na, K, Rb, Cs, dan Fr	a. Logam Mulia
2.	___	He, Ne, Ar, Kr, dan Xe	b. Gas Mulia
3.	___	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, dan Ra	c. Logam Alkali
4.	___	Pt, Au, dan Ag.	d. Golongan Halogen
5.	___	F, Cl, Br, dan I.	e. Logam Alkali Tanah

04. Pada masing-masing deret unsur berikut ini, mana unsur yang sifat kelogamannya paling tinggi?

- Deret I : Litium, Natrium, Kalium.
- Deret II: Litium, Berilium, Boron.

05. Amatilah grafik mengenai unsur seperioda di bawah ini!

- Unsur mana yang paling tinggi afinitas elektronnya?
- Unsur mana yang paling sukar membentuk ion negatif?
- Nyatakan hubungan antara afinitas elektron dan nomor atom!



R

RANGKUMAN 5.2

- Sifat unsur terutama sifat kimianya merupakan fungsi periodik dari nomor atomnya (Hukum Keperiodikan).
- Tabel Periodik Unsur (TPU) disusun berdasarkan kenaikan nomor atom. Pada TPU Unsur, unsur-unsur tersebar dalam dua lajur, yaitu lajur tegak (disebut golongan) dan lajur datar (disebut periode). Tabel Periodik Unsur terdiri dari 18 golongan dan 7 periode.
- Golongan merupakan kelompok unsur pada lajur tegak yang memiliki sifat hampir mirip satu dengan lainnya.
- Periode adalah kelompok unsur pada lajur mendatar yang sifatnya berubah (berbeda) secara periodik menurut perubahan nomor atom.
- Nomor golongan menunjukkan jumlah elektron pada kulit paling luar dari atom unsur yang bersangkutan.
- Nomor periode menunjukkan jumlah kulit elektron dari atom unsur yang bersangkutan.
- Jari-jari atom merupakan jarak antara inti atom dan kulit elektron paling luar.
- Potensial ionisasi (energi ionisasi) atom unsur adalah energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron dari atom unsur itu dalam keadaan gas.
- Afinitas elektron atom unsur adalah energi yang dilepaskan oleh atom unsur itu berwujud gas pada pengikatan elektron dari atom lain.
- Keelektronegatifan menunjukkan kecenderungan atom unsur untuk menarik pasangan elektron dalam molekulnya.

TABEL PERIODIK UNSUR & SIFAT KEPERIODIKAN UNSUR

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Periode 1	H							
Periode 2							F	GAS M U L I A
Periode 3								
Periode 4								
Periode 5								
Periode 6								
Periode 7	Fr							

semakin ke kiri semakin tinggi (jari2 atom; kelogaman; keelektropositifan)
 semakin ke kiri semakin rendah (kenonlogaman; af. elekt; keelektronegatifan)
 semakin ke bawah (jari2 atom; pot. ion.; kelogaman; keelektropositifan)
 semakin ke bawah (keelektronegatifan)

Catatan:

Ikhtisar sifat ini hanya berlaku terhadap Unsur2 Golongan A



TES FORMATIF 5.2

01. Tabel Periodik Unsur disusun berdasarkan:
 - A. kenaikan jari-jari atom unsur
 - B. kenaikan massa atom relatif unsur
 - C. kenaikan nomor atom unsur
 - D. kenaikan nomor massa atom unsur

02. Tabel Periodik Unsur yang sampai kini digunakan merupakan penyempurnaan terhadap Tabel Periodik yang disusun oleh:
 - A. Lothar Meyer
 - B. Mendeleev
 - C. New Lands
 - D. Dobereiner

03. Berikut ini merupakan kegunaan Tabel Periodik Unsur kecuali
 - A. dapat memperkirakan sifat logam dan sifat bukan-logam
 - B. dapat memperkirakan kelompok unsur yang memiliki kemiripan sifat
 - C. dapat memperkirakan perubahan periodik dari sifat unsur
 - D. dapat memperkirakan persen keberadaan unsur di alam.

04. Unsur-unsur pada Tabel Periodik Unsur disusun ke dalam:
 - A. Lajur tegak yang disebut perioda, dan lajur mendatar yang disebut golongan
 - B. Lajur tegak yang disebut golongan, dan lajur mendatar yang disebut perioda
 - C. Blok logam, blok semi-logam, dan blok bukan-logam
 - D. Golongan utama dan golongan transisi

05. Pada Tabel Periodik Unsur berlaku Hukum Periodik yang menyatakan bahwa,
 - A. Sifat unsur merupakan fungsi periodik dari nomor atomnya
 - B. Sifat unsur merupakan fungsi periodik dari nomor massanya
 - C. Sifat unsur merupakan fungsi periodik dari volum atomnya
 - D. Sifat unsur merupakan fungsi periodik dari massa atomnya

06. Nomor golongan dalam Tabel Periodik Unsur menunjukkan
 - A. Jumlah elektron
 - B. Jumlah kulit
 - C. Jumlah elektron valensi
 - D. Jumlah elektron dan jumlah kulit

07. Deretan unsur: P, Q, R, S, T terletak dalam golongan IIA dan tersusun menurut kenaikan nomor atom. Pernyataan berikut yang tidak tepat adalah:
 - A. Kelompok unsur itu memiliki jumlah kulit yang sama.
 - B. Kelompok unsur itu memiliki elektron valensi yang sama.
 - C. Kelompok unsur itu memiliki sifat yang hampir sama
 - D. Unsur T paling bersifat logam di antara kelompok unsur itu.

08. Deret unsur berikut ini disusun berdasar kenaikan nomor atom dan terletak dalam satu perioda: M, N, P, Q, R, S, T, U. Maka di antara kelompok unsur ini berlaku kecuali:
 - A. Unsur M merupakan unsur paling logam.
 - B. Unsur U merupakan unsur bukan-logam
 - C. Unsur U memiliki kulit paling banyak
 - D. Unsur M memiliki elektron valensi paling rendah

09. Yang dimaksud afinitas elektron adalah energi yang ...
- dilepaskan oleh atom netral yang berubah jadi ion positif dalam keadaan gas.
 - diserap oleh atom netral yang berubah jadi ion positif dalam keadaan gas.
 - dilepaskan oleh atom netral yang berubah jadi ion negatif dalam keadaan gas.
 - diserap oleh atom netral yang berubah jadi ion negatif dalam keadaan gas.
10. Diketahui bagian dari Tabel Periodik Unsur seperti berikut:

		Golongan						
		IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Perioda 3		Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl

Berdasarkan tabel ini, pernyataan yang tidak tepat adalah:

- Na merupakan logam paling elektropositif.
- Cl memiliki keelektronegatifan paling rendah
- Al dan Si memiliki baik sifat logam maupun sifat bukan-logam.
- Cl memiliki elektron valensi paling tinggi



BALIKAN DAN TINDAK LANJUT

Periksalah jawaban Sdr terhadap Tes Formatif 5.2 dengan cara mencocokkannya dengan Kunci Jawaban Tes yang disajikan pada halaman akhir Bahan Belajar Mandiri ini. Sdr dapat mengukur tingkat penguasaan (TP) Materi Kegiatan Belajar Mandiri 5.2 dengan cara menghitung jumlah jawaban yang benar (JJB) kemudian substitusikan ke dalam Rumus Tingkat Penguasaan berikut.

$$\text{Rumus: } TP = \frac{\text{JJB}}{10} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan (TP):

- 90% - 100% = Baik sekali
 80% - 89% = Baik
 70% - 79% = Cukup
 < 69% = Kurang

Bila Sdr mencapai TP minimal sebesar 80%, anda dapat meneruskan untuk melaksanakan Kegiatan Belajar 5.3. Namun bila kurang dari 80%, Sdr harus mempelajari kembali Kegiatan Belajar 5.2 terutama pada materi belum Sdr kuasai.

Di antara 18 golongan unsur hanya golongan VIIIA (unsur gas mulia) yang berada di alam dalam keadaan bebas (sukar bersenyawa); berarti sebagian besar unsur di alam berada dalam keadaan terikat (bersenyawa).

Ilmuwan yang berhasil menjawab mengapa dan bagaimana atom-atom itu berikatan adalah *W. Kossel* dan *Gilbert Newton Lewis*. Paper keduanya di tahun 1916 pada intinya membahas “Kestabilan Atom Gas Mulia, Dan Konfigurasi Stabil sebagai Dasar dari Atom-Atom Membentuk Ikatan”. Kini paper mereka dianggap sebagai awal teori ikatan.

Dalam Kimia dikenal berbagai tipe ikatan; pada bab ini hanya dibahas 3 golongan utama ikatan kimia yaitu Ikatan Ion (Ikatan Elektrovalen), Ikatan Kovalen, dan Ikatan Logam.

A. IKATAN ION

1. Konfigurasi Stabil Dan Pembentukan Ikatan

Nomor atom menjadi ciri penting dan menentukan sifat kimia setiap unsur (termasuk senyawanya). Dari nomor atom dapat ditetapkan konfigurasi elektron; dari konfigurasi elektron dapat diketahui elektron valensinya. Elektron valensi menentukan sifat unsur yang bersangkutan (termasuk senyawanya). (Lihat kembali Tabel 5.3.)

Kossel dan Lewis menghubungkan kestabilan atom-atom gas mulia terhadap konfigurasi elektronnya, terutama konfigurasi elektron kulit terluarnya (atau elektron valensi). Perhatikan Tabel 5.12 berikut.

Tabel 5.12. Konfigurasi Elektron Dan Elektron Valensi Atom Gas Mulia

Gas Mulia	Z	Konfigurasi Elektron					Elektron Valensi	Disebut
		K	L	M	N	O		
He	2	2e					2e	} Konfigurasi Duplet
Ne	10	2e	8e				8e	
Ar	18	2e	8e	8e			8e	} Konfigurasi Oktet
Kr	36	2e	8e	18e	8e		8e	
Xe	54	2e	8e	18e	18e	8e	8e	

Keterangan:

Pengisian kulit atom Bohr $2n^2$ hanya berlaku untuk $Z=1$ s/d $Z=18$. Selain cara Bohr, pengisian kulit dapat didasarkan pada Teori Atom Mekanika Kuantum.

Pada Tabel Periodik Unsur, unsur gas mulia ditempatkan pada Golongan VIIIA. Kossel, dkk menyatakan bahwa atom-atom gas mulia (Golongan VIIIA) bersifat stabil disebabkan karena atom-atomnya memiliki elektron valensi 8, dan mereka menyebutnya sebagai **konfigurasi oktet**. (Kecuali untuk gas He disebut sebagai **konfigurasi duplet**.)

Atom-atom unsur lainnya tidak berkonfigurasi oktet (atau duplet) seperti unsur gas mulia. Oleh karenanya mereka bersifat tidak stabil (atau dapat bereaksi dengan atom lain); atau dengan kata lain, “atom berikatan dengan atom lain membentuk molekul”. Teori ikatan memberikan dasar bahwa agar suatu atom unsur berada dalam keadaan stabil (atau memiliki konfigurasi stabil) maka atom itu harus memiliki konfigurasi stabil yakni konfigurasi oktet (atau konfigurasi duplet) terdekatnya. Bagaimana caranya? Caranya adalah dengan melakukan ikatan melalui elektron valensinya.

2. Pembentukan Ikatan Ion

Melalui pembentukan ion untuk memperoleh konfigurasi stabil merupakan bahasan utama dalam paper Kossel. Pembentukan ion dapat terjadi hanya melalui 2 cara:

- (1) pelepasan elektron dari atom kepada atom lain (pembentukan ion positif), atau
- (2) penerimaan elektron dari atom lain (pembentukan ion negatif).

Kemudian antar kedua ion itu saling berikatan membentuk senyawa.

Pertanyaan yang dapat diajukan adalah

“atom unsur mana yang dapat mengalami pelepasan atau penerimaan elektron?”

Tabel 5.13 memperlihatkan beberapa atom unsur yang mewakili golongannya dan kecenderungannya dalam pembentukan ion.

Tabel 5.13. Konfigurasi stabil melalui Pembentukan Ion positif dan Ion negatif.

Golongan	Atom Unsur			Konfigurasi Stabil	Pembentukan ion	Keterangan
	Simbol	Z	Konfigurasi			
IA	Li	3	2e-1e	2e	Li ⁺	Melepas 1e
	Na	11	2e-8e-1e	2e-8e	Na ⁺	
IIA	Be	4	2e-2e	2e	Be ²⁺	melepas 2e
	Mg	12	2e-8e-2e	2e-8e	Mg ²⁺	
VIA	O	8	2e-6e	2e-8e	O ²⁻	mengikat 2e
	S	16	2e-8e-6e	2e-8e-8e	S ²⁻	
VIIA	F	9	2e-7e	2e-8e	F ⁻	mengikat 1e
	Cl	17	2e-8e-7e	2e-8e-8e	Cl ⁻	

Keterangan: Z = nomor atom.

Tabel 5.13 memperlihatkan bahwa unsur golongan IA (Li, Na, dst.) di alam stabil sebagai ion positif +1 (yaitu sebagai ion-ion Li⁺, Na⁺, dst.) dengan cara melepaskan hanya sebuah elektron valensinya. Demikian juga unsur golongan IIA (Be, Mg, dst.) berada stabil sebagai ion positif +2 (yaitu sebagai Be⁺², Mg⁺², dst.) dengan cara melepaskan kedua elektron valensinya.

Pelepasan sebuah elektron:



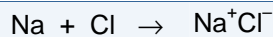
Sementara unsur golongan VIA (O, S) dan VIIA (F, Cl, Br) dengan cara masing-masing mengikat (menerima) elektron dari atom lain membentuk ion-ion negatif sebagai O⁻², S⁻², F⁻, Cl⁻, dst.

Pengikatan/penerimaan sebuah elektron:



Jadi atom-atom unsur berkecenderungan untuk memiliki konfigurasi oktet (atau duplet) seperti gas mulia terdekatnya. Pelepasan elektron tidak akan terjadi tanpa ada yang menerima (mengikat) elektronnya. Berarti, pelepasan dan penerimaan elektron harus terjadi secara serentak. Dapat dinyatakan bahwa, atom-atom Li, Na, K, dst. (melepaskan elektron) hanya bila melakukan ikatan dengan atom lain yang gampang mengikat (menerima) elektron, misalnya dengan atom F, Cl, Br, O, dst.

Pembentukan ikatan antara atom Na dan atom Cl dapat dinyatakan menurut persamaan reaksi berikut.



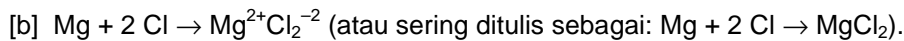
Disingkat: $\text{Na} + \text{Cl} \rightarrow \text{NaCl}$
Natrium klorida

Ikatan yang terjadi antar atom seperti atom Na dan atom Cl, atau Na dan O itulah yang disebut **ikatan ion** atau **ikatan elektrovalen**.

Ikatan Ion didefinisikan sebagai:

- Ikatan antara atom yang melepaskan elektron dan atom yang menerima elektron; atau
- Ikatan yang terbentuk karena serah-terima elektron; atau
- Ikatan antara ion positif (kation) dan ion negatif (anion).

Contoh lain:



(Karena 1 atom Mg melepaskan 2e maka untuk menerima 2e ini diperlukan 2 atom Cl.)

Unsur apa saja yang dapat berikatan secara ionis?

(Dari cara terbentuknya ikatan ion dan pengetahuan tentang keperiodikan sifat unsur pada Tabel Periodik Unsur, kita dapat meramal (menduga) unsur-unsur yang dapat berikatan secara ionis. Pasangan golongan unsur yang dapat membentuk ikatan ion di antaranya adalah pasangan-pasangan IA–VIIA; IA–VIA; IIA–VIIA; dan IIA–VIA.)

3. Senyawa Ion

Senyawa-senyawa yang terbentuk melalui ikatan ion dikelompokkan sebagai **senyawa ion**, atau **senyawa elektrovalen**. Kelompok senyawa ini, ion-ionnya tertata secara teratur dan saling terikat kuat (oleh gaya elektrostatik), dan pada keadaan kamar (25°C ; 1 atm) berada sebagai padatan kristal. Oleh karena itu senyawa ion memiliki sifat fisis padat, keras, dan bertitik leleh tinggi. Sifat fisis lainnya, senyawa ion dapat melarut baik ke dalam pelarut air dan berada sebagai ion-ionnya.

Rumus kimia senyawa ion ditulis sesuai dengan jumlah dan jenis atom pembentuknya, misalnya NaCl, MgCl_2 , Na_2O , MgO, dst.

B. IKATAN KOVALEN

Berbeda dengan *Kossel*, maka *Lewis* mengemukakan gagasan bahwa konfigurasi stabil dapat dicapai atom-atom melalui pemilikan bersama elektron (sebagai elektron ikatan bersama). *Irving-Langmuir* menamakan ikatan yang terbentuk sebagai ikatan kovalen.

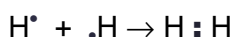
Untuk memperjelas gagasannya, Lewis menggambarkan elektron berupa titik (dan disebutnya sebagai **struktur Lewis**) yang kemudian diterapkannya dalam pembentukan molekul melalui ikatan kovalen.

Tabel 5.14. Struktur Lewis untuk Beberapa Atom Unsur

Simbol Atom	Z	Konfigurasi Elektron	El. Val.	Struktur Lewis
H	1	H [1e]	1	H [•]
C	6	C [2e–4e]	4	:C: atau $\cdot\dot{\text{C}}\cdot$
N	7	N [2e–5e]	5	$\cdot\dot{\text{N}}\cdot$
O	8	O [2e–6e]	6	:O:

Atom H (struktur Lewis: H^\bullet) dapat stabil jika memiliki konfigurasi duplet (konfigurasi gas mulia terdekat) dengan penambahan 1e. Bagaimana caranya? Caranya adalah dengan menyumbangkan elektron valensinya kepada atom lain yang juga berlaku sama; kedua elektron dimiliki bersama sebagai ikatan, misalnya dengan atom H^\bullet lainnya.

Pembentukan ikatan kovalen dapat digambarkan sebagai berikut.



↳ Sepasang elektron ini dimiliki bersama sebagai **elektron ikatan** sehingga masing-masing atom H mencapai konfigurasi duplet.

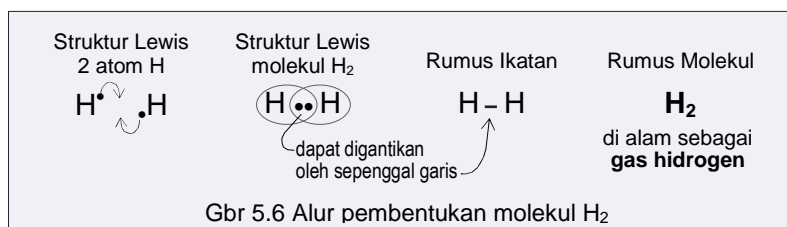
Dengan cara seperti inilah antar atom dapat membentuk ikatan kovalen yakni dengan cara masing-masing menyumbangkan elektron dan dimiliki bersama untuk mencapai konfigurasi gas mulia terdekatnya.

Ikatan kovalen dapat didefinisikan sebagai, ikatan yang terbentuk antar atom melalui pemilikan bersama pasangan elektron ikatan.

Pada umumnya atom-atom unsur yang dapat berikatan secara kovalen adalah atom unsur berelektron-valensi ≥ 4 (kecuali H). Ditinjau dari banyak dan asal pasangan elektron ikatan serta kedudukan pasangan elektron ikatan, dikenal berbagai tipe ikatan kovalen, seperti (1) Ikatan Kovalen Tunggal, (2) Ikatan Kovalen Rangkap-2, (3) Ikatan Kovalen Rangkap-3, (4) Ikatan Kovalen Koordinat, (5) Ikatan Kovalen Nonpolar, dan (6) Ikatan Kovalen Polar.

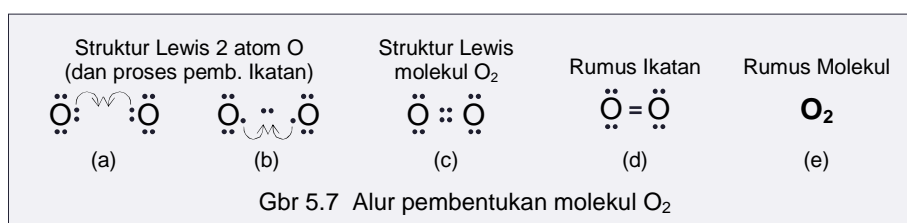
1. Ikatan Kovalen: Tunggal, Rangkap-2, Dan Rangkap-3

Ketiga macam ikatan kovalen ini dapat ditemui berturut-turut pada molekul-molekul H_2 , O_2 , dan N_2 . Bagaimana cara terbentuknya molekul dari 2 atom sejenis ini dan macam ikatan kovalennya, ikutilah contoh di bawah ini.



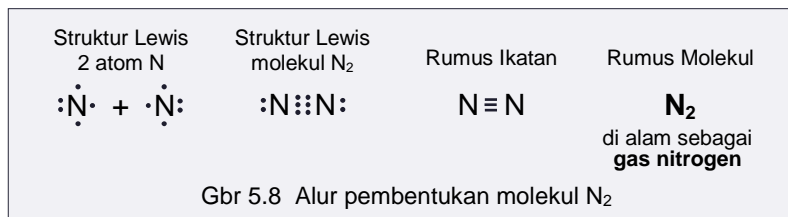
Pada Gbr 5.6: antar 2 atom H (berelektron-valensi 1) dapat membentuk konfigurasi-2 (konfigurasi duplet) dengan cara keduanya saling-sumbang membentuk sebuah pasangan elektron ikatan untuk dimiliki bersama.

Contoh lain molekul berikatan tunggal adalah: HCl, H_2O , NH_3 , CH_4 , dll.



Masing-masing atom O menyumbangkan 2e membentuk 2 pasang elektron ikatan. Bentuk [c] disebut struktur Lewis (atau molekul Lewis); bentuk [d] sebagai rumus ikatan; dan bentuk [e] sebagai rumus molekul unsur oksigen (di alam sebagai **gas O_2**).

Contoh lain molekul berikatan rangkap-2 adalah CO_2 ($O=C=O$), CS_2 ($S=C=S$), dst.

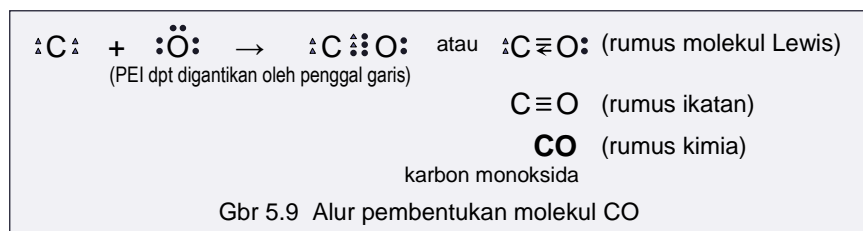


Catatan:

Ikatan kovalen antar 2 atom yang melibatkan hanya sepasang elektron ikatan (dapat digantikan sepenggal garis) disebut **ikatan kovalen tunggal**. Dua pasang elektron ikatan dapat digantikan oleh 2 penggal garis; (sebagai **ikatan kovalen rangkap-2**); dan 3 pasang elektron ikatan dapat digantikan oleh 3 penggal garis (sebagai **ikatan kovalen rangkap-3**).

2. Ikatan Kovalen Koordinat

Jika ketiga tipe ikatan kovalen di atas, ikatan berdasar saling-sumbang elektron sama banyak, maka pada pembentukan ikatan kovalen koordinat, pasangan elektron ikatannya sebagian atau seluruhnya berasal hanya dari salah satu atom. Ikatan kovalen koordinat dijumpai, misalnya pada molekul CO dan molekul SO₃. Berikut contoh pembentukan ikatan kovalen koordinat pada molekul CO.



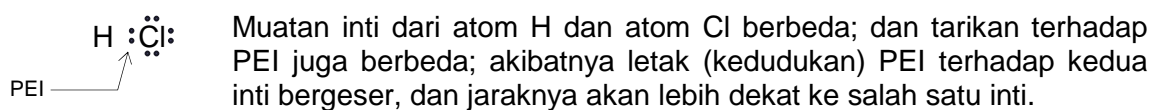
Catatan:

Ikatan kovalen koordinat, disebut juga ikatan kovalen datif. Pada contoh (Gbr 5.9), sepasang elektron ikatan seluruhnya berasal dari atom penyumbang digantikan oleh 1 penggal garis. (Selesaikan latihan 5.3 dan perhatikan struktur Lewisnya.)

3. Ikatan Kovalen Nonpolar dan Ikatan Kovalen Polar

Elektron itu merupakan partikel bermuatan negatif. Maka pergeseran letak PEI (pasangan elektron ikatan) mengakibatkan pergeseran muatan listrik pada molekulnya. Letak PEI pada molekul seperti H₂, O₂, N₂, dst adalah simetris. Pada molekul ini tidak mengalami pergeseran PEI; jadi tidak membentuk kutub listrik atau molekul bersifat tidak polar. Molekul-molekul yang tidak membentuk kutub muatan listrik dinamakan **molekul nonpolar**; dan ikatan kovalen yang terlibat disebut **ikatan kovalen nonpolar**.

Pergeseran PEI hanya terjadi pada molekul kovalen dari dua atom yang berbeda jenis. Contoh sederhana molekul kovalen dengan pergeseran PEI adalah molekul HCl.



Kemampuan atom dalam menarik PEI pada molekulnya, dapat diperkirakan dari perbedaan nilai keelektronegatifan. Unsur golongan VIIA (termasuk Cl) merupakan golongan unsur yang paling tinggi keelektronegatifannya dibandingkan dengan unsur golongan lain.

Dalam molekul HCl, PEI akan bergeser ke arah atom Cl (karena lebih elektronegatif dari atom H). Pergeseran PEI ini menyebabkan atom Cl bermuatan listrik sedikit lebih negatif (δ^-); dan sebaliknya atom H lebih positif (δ^+).

Untuk menggambarkan sifat ini, molekul HCl biasanya dinyatakan seperti berikut.

$\delta^+ \delta^-$ $\delta^+ \delta^-$
H - Cl atau HCl

Molekul HCl dikatakan mengalami polarisasi muatan listrik dengan membentuk 2 ujung kutub (polar), yakni kutub positif (δ^+), dan kutub negatif (δ^-).

Molekul kovalen terpolarisasi seperti HCl disebut molekul polar atau molekul dipol; ikatannya disebut ikatan kovalen polar. Semakin tinggi perbedaan keelektronegatifan antar kedua atom dalam molekul diatom, semakin polar molekul diatom itu. Molekul H₂O (air) dan Molekul NH₃ (amoniak) juga molekul kovalen polar.

4. Senyawa Kovalen

Ikatan ion menghasilkan senyawa ion, maka ikatan kovalen menghasilkan senyawa kovalen. Oleh karenanya kita juga mengenal beberapa macam senyawa kovalen di sekitar kehidupan; bergantung pada macam ikatan kovalen yang terlibat. Tepatnya dikenal senyawa kovalen seperti H₂, H₂O, NH₃, CH₄, CO, CO₂, dst.; dan dikenal pula senyawa kovalen nonpolar seperti H₂, O₂, Cl₂, CH₄, CO₂, dst. atau senyawa kovalen polar seperti H₂O, H₂S, NH₃, HCN, dsb.

Senyawa kovalen memiliki sifat berbeda dengan senyawa ion. Senyawa ion mudah larut dalam air, namun senyawa kovalen sukar larut dalam air tapi mudah larut dalam pelarut organik (kecuali senyawa kovalen polar). Umumnya senyawa kovalen bersifat tidak keras, memiliki titik didih rendah, dan ikatannya tidak sekuat ikatan ion.

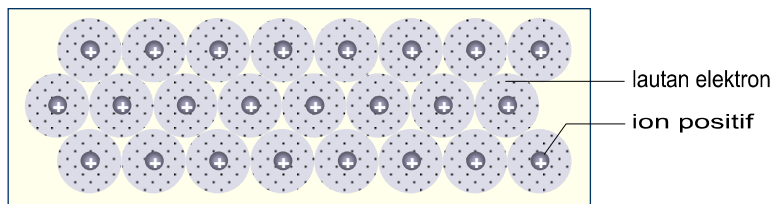
C. IKATAN LOGAM

Logam dalam kehidupan memiliki peran penting; misalnya untuk kerangka/konstruksi bangunan dan jembatan, untuk kawat penghantar, untuk badan dan komponen kendaraan, untuk pembuatan berbagai peralatan dalam pertukangan, permesinan, pertanian, rumah-tangga, dan lain-lain.

1. Teori Awan Elektron

Sifat khas logam telah diketahui oleh banyak orang, namun dapatkah kita memberikan jawaban atau menjelaskan tentang beberapa pertanyaan yang sering muncul di benak kita? Mengapa logam itu dapat menghantarkan arus listrik/panas, mengkilap, ulet, dan seterusnya; dan apa yang menyebabkannya? Adakah hubungan antara sifat logam dan sifat atom unsurnya?

Titik lebur logam yang tinggi, menyiratkan bahwa logam pada suhu kamar berwujud padat. Padatan logam yang tampak pada mata merupakan bangunan yang terdiri dari atom-atom logam yang tersusun secara teratur dan rapat serta terikat secara kuat. Pada Tabel Periodik Unsur, unsur-unsur logam memiliki potensial ionisasi dan keelektronegatifan yang relatif rendah. Sifat ini menunjukkan bahwa pengaruh inti atom logam terhadap elektron terluar (elektron valensi)-nya tidak kuat. Akibatnya, elektron valensi kehilangan pengaruh tarikan inti sehingga lebih mudah bergerak bebas dalam ruang di antara inti atom logamnya. Dengan kata lain, padatan logam dianggap sebagai susunan yang teratur dari ion-ion positif yang dikelilingi oleh awan (lautan) elektron negatif yang bergerak bebas.



Gbr 5.10 Bagan bangunan/susunan atom-atom logam dalam padatan logam.

Lautan dari elektron yang bergerak sangat bebas di antara ion-ion positif menyebabkan terjadinya interaksi berupa gaya ikat antar ion positif. Atau, lautan elektron menjadi perekat antar ion positif. Gaya ikat inilah yang dinamakan **ikatan logam**. Dalam hal ini lautan (lapisan) elektron negatif dapat dianggap sebagai perekat antar ion positif dari logam. Ikatan logam lebih lemah dibandingkan dengan ikatan ion dan ikatan kovalen.

2. Sifat Logam

Mengapa logam begitu luas digunakan dalam kehidupan? Logam memiliki beberapa sifat spesifik (khusus) yang tidak dimiliki oleh benda lain (kayu, atau plastik). Beberapa sifat spesifik logam antara lain:

- memiliki daya hantar listrik dan panas yang tinggi.
- sifat dan warna permukaannya khas (atau istilah umumnya: kilap logam).
- kuat dan keras serta bertitik-lebur tinggi.
- dapat ditarik, ditempa, atau dibentuk (atau istilah kesehariannya: ulet).

Teori awan elektron yang telah dikemukakan di atas merupakan salah satu teori tentang ikatan logam yang paling sederhana. Teori lainnya tidak dibahas dalam buku ini; namun demikian Teori Awan Elektron dapat dijadikan salah satu dasar untuk menjelaskan beberapa sifat umum dari logam.

Penghantar panas yang baik. Energi panas tergolong energi kinetik. Bila ujung logam dipanaskan maka panas akan diserap oleh ujung logam dengan meningkatnya energi kinetik elektron yang ditandai oleh meningkatnya suhu ujung logam itu. Elektron berenergi kinetik tinggi akan menumbuk elektron berenergi lebih rendah dan tumbukan berantai pun terjadi pada awan elektron dari badan logam lainnya. Jadi panas yang diserap oleh ujung logam dijalarkan ke seluruh badan logam melalui awan elektron dalam logam itu sendiri. Oleh karenanya semua logam bersifat dapat menghantarkan panas dengan baik. Sifat ini menjadikan logam dimanfaatkan untuk pembuatan berbagai peralatan di rumah tangga.

Penghantar listrik yang baik. Arus listrik pada hakekatnya adalah arus pergerakan elektron. Karena padatan logam terdapat awan elektron, maka arus listrik (arus elektron) yang masuk dari ujung badan-logam akan mendorong elektron dalam logam dan keluar di ujung lainnya. Kejadian ini yang dinamakan arus listrik mengalir melalui badan logam; atau terjadi hantaran arus listrik dalam logam.

Mengkilap. Kilap logam berhubungan dengan cahaya yang dipantulkan oleh permukaan logam. Cahaya merupakan energi terdiri atas berbagai komponen cahaya; setiap komponen mempunyai energi tertentu. Cahaya yang mengenai permukaan logam sebagian akan diserap logam dan sebagian lagi dipantulkan. Semakin halus permukaan logam semakin baik logam menyerap cahaya. Sebenarnya, awan elektronlah yang menyerap cahaya tersebut; cahaya yang diserap elektron dapat dipancarkannya lagi berupa cahaya. Cahaya yang dipancarkan dan mengenai mata kita inilah yang membuat logam itu tampak berkilap.

Liat. Sifat ini mengandung arti logam dapat-ditempa (*malleable*) berarti dapat dipalu menjadi lembaran tipis; dan dapat ditarik menjadi kawat. Sifat ini disebabkan relatif lemahnya ikatan antar inti positif sehingga lapisan inti mudah digeser (oleh tempaan atau tarikan) tanpa menyebabkan perubahan pada strukturnya.

Kekerasan dan Titik Leleh. Logam alkali merupakan golongan unsur yang paling rendah potensial ionisasi dan keelektronegatifannya di antara semua golongan unsur. Pengaruh inti logam alkali terhadap elektron-valensinya sangat rendah serta awan negatifnya yang tidak begitu kaya elektron (hanya berelektron valensi 1); akibatnya ikatan antar inti logam alkali tidak begitu kuat dan menjadikan jarak antar intinya tidak begitu rapat. Oleh sebab itu umumnya *logam alkali* merupakan padatan yang lunak (dapat diiris dengan pisau) dan *bertitik leleh rendah* (logam kalium meleleh pada $68,7^{\circ}\text{C}$).

Sebaliknya, logam-logam transisi bersifat keras dan bertitik leleh tinggi. Hal ini selain awan negatifnya kaya elektron juga adanya sumbangan ikatan kovalen antar inti atom logam transisi. Akibatnya, ikatan antara inti menjadi lebih kuat sehingga jarak antar inti relatif lebih rapat. Oleh karena itu *logam transisi* umumnya bersifat keras dan bertitik leleh tinggi. Wolfram merupakan logam sangat keras dan bertitik leleh 3410°C .

Dengan demikian dapat dipahami bahwa, mengapa umumnya logam-logam merupakan penghantar panas dan listrik yang baik. Selain itu, umumnya logam-logam juga mempunyai massa-jenis tinggi, keras, liat (dapat ditempa, ditarik, dan tidak mudah patah), dan mempunyai kilap yang khas.



L

LATIHAN 5.3

Ikatan Ion

01. Diketahui atom-atom unsur: Li; K; Mg; Ca; dan Al.
 - a. Tuliskan reaksi pembentukan ion dari atom unsur di atas.
 - b. Kelompokkan mana ion bermuatan +1; bermuatan +2; dan ion yang bermuatan +3.
02. Tuliskan pembentukan senyawa ion dan rumus kimianya antar kedua unsur berikut.
 - a. Kalium dan fluor
 - b. K dan O
 - c. Magnesium dan klor
03. Di antara senyawa berikut mana yang merupakan senyawa ion:
 - a. NH_3
 - b. Li_2S
 - c. AlCl_3
 - d. CCl_4
 - e. BaO
04. Sebutkan beberapa sifat senyawa ion.

Ikatan Kovalen

05. Gambarkan struktur Lewis dari atom unsur yang tertera pada kolom 2 dengan cara mengisi/melengkapi tabel yang telah disediakan.

No. Soal	Nama Unsur	Simbol Atom	Z	Jumlah Elektron	Konfigurasi elektron	Struktur Lewis
04a.	Silikon	_____	==	_____	_____	_____
04b.	Fosfor	_____	==	_____	_____	_____
04c.	Iodium	_____	==	_____	_____	_____

06. Tuliskan pula struktur Lewis dari molekul yang terbentuk antara atom C dan atom H dengan rumus molekul C_2H_2 . Jenis ikatan kovalen apa yang terlibat dalam molekul ini?
07. Diketahui molekul kovalen: I_2 ; Br_2 ; CH_4 ; CCl_4 ; CS_2 ; dan CH_3Cl . Tuliskan struktur Lewis dan struktur ikatan dari molekul-molekul tersebut.
08. Tunjukkan melalui struktur Lewis bahwa molekul SO_3 berikatan kovalen koordinat.
09. Sebutkanlah jenis ikatan kovalen yang terdapat pada molekul P_2O_3 .
10. Kelompokkanlah molekul-molekul berikut sebagai molekul nonpolar dan molekul polar.
 - a. $\text{Cl}-\text{Cl}$
 - b. $\text{Cl}-\text{F}$
 - c. $\text{F}-\text{F}$
 - d. $\text{Br}-\text{F}$
 - e. $\text{H}-\text{Br}$
 - f. $\text{I}-\text{Cl}$

Ikatan Logam

11. Berilah uraian singkat tentang ikatan logam.
12. Sebutkan 4 sifat penting dari logam.
13. Logam besi merupakan logam keras dan bertitik leleh tinggi; sementara belerang rapuh bertitik leleh rendah. Jelaskan mengapa besi bersifat seperti itu.
14. Mengapa logam tembaga pada umumnya dimanfaatkan sebagai kabel listrik.
15. Manakah unsur di bawah ini yang tergolong logam, semi-logam, dan mana yang nonlogam.
Silikon – iodium – krom – kalsium – belerang – litium – hidrogen.
(Petunjuk: Hubungkan sifat unsur dengan Tabel Periodik Unsur.)

R

RANGKUMAN 5.3

- Konfigurasi stabil merupakan konfigurasi elektron terluar dengan 8 elektron (disebut konfigurasi oktet). Sedangkan konfigurasi elektron terluar dengan 2 elektron (serupa dengan gas helium) disebut konfigurasi duplet.
- *Ikatan ion* (ikatan elektrovalen) adalah
 - ikatan yang terbentuk melalui serah-terima elektron antara unsur berpotensi-ionisasi rendah dan unsur berafinitas-elektron tinggi; atau
 - ikatan antara ion positif (kation) dan ion negatif (anion).
- Ikatan kovalen merupakan ikatan yang didasarkan pada pemilikan bersama elektron yang disumbangkan untuk pembentukan pasangan elektron ikatan.
- Didasarkan pada jumlah pasangan elektron ikatan dikenal ikatan kovalen tunggal, ikatan kovalen rangkap-2, dan ikatan kovalen rangkap-3.
- Ikatan kovalen koordinat adalah ikatan kovalen dimana pasangan elektron ikatannya berasal dari sumbangan salah satu atom.
- Didasarkan pada sifat keelektronegatifan dari atom-atom yang membentuk ikatan kovalen dikenal ikatan kovalen nonpolar dan ikatan kovalen polar.
- Kepolaran ikatan dalam molekul kovalen poliatom selain dipengaruhi oleh 2 faktor, yaitu faktor keelektronegatifan dan faktor bentuk ruang molekul yang bersangkutan
- Senyawa ion terbentuk dari ikatan antar ion; oleh karena itu senyawa ion umumnya berwujud padat (sebagai kristal ion), keras, dan bertitik-leleh tinggi serta mudah larut dalam pelarut air.
- Senyawa kovalen umumnya bertitik leleh rendah dan kurang larut dalam air; wujudnya bervariasi dari padat hingga gas, dan umumnya bergantung pada jumlah atom-atom yang membentuk ikatan.
- Ikatan logam merupakan ikatan dalam logam oleh adanya gaya ikat antar ion positif dengan lautan (lapisan) elektron negatif yang bergerak sangat bebas di antara ion positif itu dapat dianggap sebagai perekatnya. Ikatan logam lebih lemah dibandingkan dengan ikatan ion dan ikatan kovalen.
- Sifat logam umumnya antara lain penghantar panas dan listrik yang baik, keras dan kuat, mengkilap, serta dapat ditempa (dibentuk dan ditarik).

TF

TES FORMATIF 5.3

01. Kestabilan atau kereaktifan atom suatu unsur ditentukan oleh:

- | | |
|------------------|---------------------|
| A. Kulit valensi | C. Elektron valensi |
| B. Jumlah kulit | D. Nomor atom |

02. Diketahui beberapa atom unsur dengan konfigurasi elektronnya seperti berikut:

P [2e-8e]	Q [2e-8e-2e]	R [2e-8e-4e]	S [2e-8e-6e]
-----------	--------------	--------------	--------------

Atom unsur yang berada dalam keadaan stabil (sukar bereaksi) adalah:

- | | |
|-----------------|-----------------|
| A. atom unsur P | C. atom unsur R |
| B. atom unsur Q | D. atom unsur S |

03. Di antara kelompok unsur berikut:

P(Z=2); Q(Z=3); R(Z=4); S(Z=8); dan T(Z=9) dimana Z=nomor atom.

Atom-atom unsur yang membentuk konfigurasi oktet dengan cara mengikat elektron adalah atom-atom unsur:

- A. P dan Q
B. Q dan R
C. Q dan S
D. S dan T

04. Diketahui beberapa atom unsur dengan konfigurasi elektronnya seperti berikut:

P [2e-8e-1e]	Q [2e-8e-2e]	X [2e-8e-6e]	Y [2e-8e-7e]
--------------	--------------	--------------	--------------

Atom unsur yang paling reaktif adalah:

- A. P
B. Y
C. P dan Y
D. Q dan X

05. Atom unsur A (nomor atom 8) dapat memiliki konfigurasi elektron stabil dengan cara:

- A. Mengikat elektron dengan membentuk ion A^{2-}
B. Mengikat elektron dengan membentuk ion A^-
C. Melepaskan elektron valensinya membentuk ion A^+
D. Melepaskan elektron valensinya membentuk ion A^{2+}

06. Kecuali H dan gas mulia, dua golongan unsur yang paling mudah membentuk senyawa ion adalah:

- A. IA dengan VIA
B. IIA dengan VIA
C. IA dengan VIIA
D. IIA dengan VIIA

07. Senyawa ion antara Ca (gol. IIA) dengan Br (gol. VIIA) berikut tak mungkin terjadi kecuali ...

- A. CaBr
B. Ca_2Br
C. $CaBr_2$
D. Ca_2Br_3

08. Atom unsur X (Z=11) dapat membentuk senyawa ion dengan atom unsur:

- A. Q (Z=10)
B. P (Z=9)
C. N (Z=4)
D. M (Z=3)

09. Di antara senyawa berikut yang paling bersifat ion adalah:

- A. LiCl
B. NaCl
C. KCl
D. RbCl

10. Berikut ini merupakan sifat senyawa ion kecuali:

- A. mudah terbakar
B. padat dan keras
C. titik leleh tinggi
D. dapat larut dalam air

11. Atom C [2e-4e] dan atom S [2e-6e] membentuk senyawa kovalen yang mengandung:

- A. 2 ikatan kovalen tunggal
B. 2 ikatan kovalen rangkap-2
C. 1 ikatan kovalen tunggal dan 1 ikatan kovalen rangkap-2
D. 1 ikatan kovalen tunggal dan 1 ikatan kovalen rangkap-3

12. Diketahui atom-atom unsur: P (Z=8); Q (Z=9); dan R (Z=17). Ikatan kovalen tunggal dijumpai pada:

- A. P_2
B. Q_2
C. Q_2 dan R_2
D. P_2 dan R_2

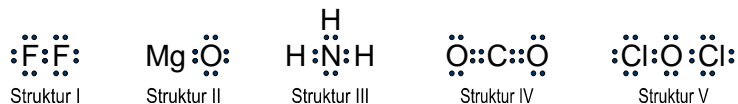
13. Mana di antara senyawa berikut yang paling polar?

- A. HF
B. HCl
C. ClF
D. BrF

14. Atom unsur X ($Z=15$) memiliki struktur Lewis:

- A. $\cdot\ddot{X}\cdot$ B. $\cdot\ddot{X}\cdot$ C. $\cdot\ddot{X}\cdot$ D. $\ddot{X}:$

15. Diketahui struktur Lewis untuk ikatan antara dua atom:



Senyawa yang bukan bersifat kovalen adalah senyawa dengan struktur:

- A. Struktur I C. Struktur III
B. Struktur II D. Struktur IV

16. Data tentang 5 atom unsur adalah **P** ($Z=17$); **Q** ($Z=16$); **R** ($Z=14$); dan **S** ($Z=12$). Senyawa yang tak mungkin terbentuk adalah:

- A. Senyawa kovalen dari **P** dan **S**
B. Senyawa kovalen dari **R** dan **S**
C. Senyawa ion dari **P** dan **S**
D. Senyawa ion dari **Q** dan **S**

17. Pada molekul SO_3 (S dan O golongan VIA) terdapat:

- A. 2 ikatan kovalen rangkap-2 dan 1 ikatan kovalen tunggal
B. 1 ikatan kovalen rangkap-2 dan 2 ikatan kovalen koordinat
C. 1 ikatan kovalen rangkap-2 dan 2 ikatan kovalen koordinat
D. 2 ikatan kovalen tunggal dan 1 ikatan kovalen koordinat

18. Senyawa berikut yang bersifat nonpolar adalah

- A. H_2O C. NH_3
B. CO_2 D. H_2S

19. Hal berikut yang tidak berkaitan dengan ikatan logam adalah,

- A. lautan elektron terletak di antara ion positif atom logam.
B. awan elektron dianggap sebagai perekat antar ion positif dari logam.
C. elektron dalam logam bergerak sangat bebas sedangkan ion positif tidak bergerak.
D. ion positif bergerak sama bebasnya dengan elektron di dalam logam.

20. Sifat berikut merupakan sifat umum dari logam, kecuali ...

- A. logam tidak mudah bereaksi dengan zat lain.
B. logam memberikan kilap pada permukaannya.
C. logam dapat ditempa (ditarik dan dibentuk).
D. logam merupakan penghantar panas dan listrik yang baik.



BALIKAN DAN TINDAK LANJUT

Periksalah jawaban Sdr terhadap Tes Formatif 5.3 dengan cara mencocokkannya dengan Kunci Jawaban Tes yang disajikan pada halaman akhir Bahan Belajar Mandiri ini. Sdr dapat mengukur tingkat penguasaan (TP) Materi Kegiatan Belajar Mandiri 5.3 dengan cara menghitung jumlah jawaban yang benar (JJB) kemudian substitusikan ke dalam Rumus Tingkat Penguasaan berikut.

$$\text{Rumus: } TP = \frac{\text{JJB}}{20} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan (TP):

85% - 100%	=	Baik sekali
75% - 84%	=	Baik
65% - 74%	=	Cukup
< 64%	=	Kurang

Bila Sdr mencapai TP minimal sebesar 75%, anda dapat meneruskan untuk membuka Bahan Belajar Mandiri 6. Namun bila kurang dari 75%, Sdr harus mempelajari kembali Kegiatan Belajar 5.3 terutama pada materi belum Sdr kuasai.



KUNCI JAWABAN TES FORMATIF 5

Tes Formatif 5.1	Tes Formatif 5.2	Tes Formatif 5.3	
01. C	01. C	01. C	11. B
02. C	02. B	02. A	12. C
03. D	03. D	03. D	13. A
04. D	04. B	04. B	14. C
05. C	05. A	05. A	15. B
06. D	06. C	06. C	16. C
07. A	07. A	07. C	17. C
08. C	08. C	08. B	18. B
09. D	09. D	09. D	19. D
10. C	10. B	10. A	20. A



DAFTAR PUSTAKA

- Blank, Emanuel. *Et al.* (1979). *Foundations of Life Science*. New York: Holt, Rinehart and Winston, Inc.
- Brown, Theodore L. and LeMay Jr, H. Eugene. (1977). *Chemistry: The Central Science*. Englewood, New Jersey: Prentice-Hall Inc.
- Chandler, John and Barnes, Dorothy. (1981). *Laboratory Experiments in General Chemistry*. Encino, California: Glencoe Publishing Co., Inc.
- Lippincott, W.T., Garret, A.B., dan Verhoek, F.H. (1980). *Chemistry – A Study of Matter*. Fourth Edition, New York: John Willey & Sons.
- Miller Jr., G.T. (1981). *Living in the Environment*. Edisi III. Belmont, California: Wadsworth Publishing Company, Inc.
- Miller Jr, G. Tyler. (1982). *Chemistry: A Basic Introduction*. Second Edition. Belmont, California: Wadsworth Publishing Company.
- Mortimer, C.E. (1985). *Chemistry*. Edisi V. Belmont, California: Wadsworth Publishing Company, Inc.
- Mulyono HAM. (2002). *Kimia 1 untuk SMU/MA Kelas 1*. Edisi Kedua. Bandung: Penerbit CV. Acarya Media Utama.
- Mulyono HAM. (2006a). *Kamus Kimia*. Edisi Kedua. Jakarta: Penerbit PT. Bumi Aksara.
- Mulyono HAM. (2006b). *Pembuatan Reagen Kimia di Laboratorium*. Edisi Pertama. Jakarta: Penerbit PT. Bumi Aksara.
- Neidig, H.A. and Spencer, J.N. (1978). *Introduction to the Chemistry Laboratory*. Boston, Massachusetts: Willard Grant Press.
- Pessenden, Ralf J. and Pessenden, Joan S. (1983). *Chemical Principles for The Life Science*. Second Edition. Boston: Allyn and Bacon, Inc.
- Russell, J.B., (1981), *General Chemistry*, Singapore: McGraw-Hill Book, Co.
- Sackheim, G. I., and Schultz, R. M. (1979). *Chemistry for the Health Science*. New York: Macmillan Company.
- Washton, Nathan S. (1974). *Teaching Science In Elementary and Middle Schools*. New York: David McKay Company, Inc.

