



# MODUL AUGMENTED REALITY IKATAN KIMIA

Atik Chandra Setya Arum



1

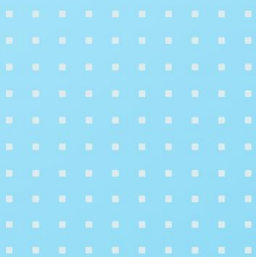
UNTUK KELAS  
X SMA/MA



# MODUL AUGMENTED REALITY IKATAN KIMIA

Mata pelajaran Kimia khususnya pada materi ikatan kimia sering kali dianggap abstrak dan sukar untuk dipahami. Anggapan ini mungkin saja muncul akibat banyaknya teori dan konsep yang tercakup dalam materi ikatan kimia kelas X SMA/MA.

Modul Ikatan Kimia Berbasis *Augmented Reality* ini disusun dengan mengacu pada kurikulum 2013. Modul ini berisikan materi ikatan kimia yang disertai contoh soal dan pembahasan yang dapat membantu siswa dalam memahami materi pembelajaran tersebut. Modul Ikatan Kimia Berbasis *Augmented Reality* disusun secara ringkas dan jelas, serta poin-poin penting yang memudahkan siswa memahami maksud dari materi pembelajaran tersebut. Kelebihan dari modul ini menyajikan materi ikatan kimia dengan tiga level representasi dan dapat memvisualisasikan proses pembentukan ikatan kimia dalam bentuk animasi 3D sehingga dapat meningkatkan minat belajar siswa.



**MODUL BERBASIS *AUGMENTED REALITY* PADA MATERI  
IKATAN KIMIA KELAS X SMA/MA**

Disusun oleh

**Atik Chandra Setya Arum**

[atikcandrasetiaarum@gmail.com](mailto:atikcandrasetiaarum@gmail.com)

Cetakan I

April 2022

Kantor Editorial

Program Studi Pendidikan Kimia

Fakultas Ilmu Tarbiyah Dan Keguruan

UIN Sunan Kalijaga Yogyakarta

Jl. Laksda Adisucipto Yogyakarta 55281

Telp. (0274) 51739

Email. [pkim@uin-suka.ac.id](mailto:pkim@uin-suka.ac.id)

## KATA PENGANTAR

Puji syukur dipanjatkan kepada Tuhan Yang Maha Esa Allah SWT, yang telah memberikan Rahmat dan Karunia-Nya kepada kita semua, sehingga penulis dapat menyelesaikan modul dengan judul “*Modul Ikatan Kimia berbasis Augmented Reality*”. Sholawat beserta salam selalu tercurahkan kepada Nabi Muhammad SAW, beserta keluarga, sahabat dan kita selaku umatnya hingga akhir zaman.

Modul ini memiliki banyak kelebihan yang tidak akan didapatkan di dalam modul lain. Selain mengandung materi yang lengkap dan disesuaikan dengan kurikulum kimia 2013 revisi, modul ini juga dilengkapi dengan teknologi *augmented reality* sehingga memunculkan kesan lebih interaktif dan konkret. Modul ini bermanfaat untuk mengembangkan kemampuan berpikir siswa mengenai tiga level representasi dalam materi ikatan kimia dan dapat digunakan guru sebagai bahan ajar alternatif.

Modul berbasis *augmented reality* ini berisi materi yang diambil dari buku-buku perguruan tinggi, sedangkan latihan soal diambil dari soal-soal UN, OSN Kimia untuk (Tingkat Kabupaten/Kota, Tingkat Provinsi, dan Tingkat Nasional), SBMPTN, SIMAK UI, dan latihan soal lainnya yang dirancang khusus agar variasi soal lebih lengkap.

Terselesainya modul ini tidak terlepas dari bantuan dari berbagai pihak. Penulis mengucapkan terima kasih atas dukungan dan bantuan yang diberikan dari berbagai pihak. Penulis menyadari bahwa modul ini masih banyak kekurangan. Oleh karena itu, saran dan kritik dari pembaca sangat penulis harapkan. Semoga modul ini dapat bermanfaat untuk menambah pengetahuan bagi pembaca umumnya dan bagi penulis khususnya.

Yogyakarta, April 2022

Penulis

Atik Chandra Setya Arum

**DAFTAR ISI**

<b>KATA PENGANTAR</b> .....	<b>iii</b>
<b>DAFTAR ISI</b> .....	<b>iv</b>
<b>MANFAAT MODUL</b> .....	<b>viii</b>
<b>PETUNJUK PENGGUNAAN MODUL</b> .....	<b>ix</b>
<b>PETA KONSEP</b> .....	<b>xi</b>
<b>BAB 1 IKATAN KIMIA</b> .....	<b>1</b>
A.    KESTABILAN ATOM.....	2
1.    Konfigurasi Elektron Gas Mulia.....	3
2.    Cara Mencapai Kestabilan .....	4
3.    Struktur Lewis .....	7
B.    IKATAN ION (ELEKTROVALEN) .....	12
1.    Pembentukan Ikatan Ion.....	12
2.    Sifat Senyawa Ion.....	14
C.    IKATAN KOVALEN.....	15
1.    Pembentukan Ikatan Kovalen.....	16
2.    Sifat senyawa kovalen.....	19
D.    KEPOLARAN .....	20
1.    Senyawa Kovalen Polar .....	20
2.    Senyawa Kovalen Nonpolar .....	21
3.    Faktor yang Mempengaruhi Kepolaran .....	21
4.    Menguji Kepolaran Suatu Zat.....	22
E.    IKATAN KOVALEN KOORDINASI.....	23
F.    PENGECEUALIAN DAN KEGAGALAN ATURAN OKTET .....	24
1.    Pengecualian Aturan Oktet .....	25
2.    Kegagalan Aturan Oktet .....	26
G.    IKATAN LOGAM.....	28

1. Sifat-sifat Ikatan Logam.....	29
2. Pembentukan Ikatan Logam.....	31
3. Ikatan Logam Beberapa Unsur.....	33
<b>BAB II GEOMETRI MOLEKUL .....</b>	<b>35</b>
A. TEORI TOLAKAN PASANGAN ELEKTRON VALENSI (VSEPR).....	36
B. TEORI DOMAIN ELEKTRON .....	37
C. TEORI HIBRIDISASI .....	40
D. CARA MERAMALKAN BENTUK MOLEKUL.....	43
<b>BAB III INTERAKSI ANTAR MOLEKUL .....</b>	<b>46</b>
A. GAYA VAN DER WAALS.....	47
1. Gaya Orientasi.....	49
2. Gaya Imbas .....	49
B. GAYA LONDON.....	51
C. IKATAN HIDROGEN .....	52
D. PENGARUH GAYA ANTARMOLEKUL TERHADAP SIFAT FISIKA ZAT .....	53
1. Pengaruh Ikatan Hidrogen pada Titik Didih .....	53
2. Pengaruh Gaya London Terhadap Titik Didih dan Titik Leleh .....	56
<b>LATIHAN SOAL.....</b>	<b>59</b>
<b>DAFTAR PUSTAKA .....</b>	<b>94</b>
<b>PROFIL PENULIS .....</b>	<b>101</b>

**KURIKULUM 2013**  
**KURIKULUM 2013 EDISI REVISI 2020**  
**(PERMENDIKBUD NOMOR 719/P/2020)**  
**KOMPETENSI INTI DAN KOMPETENSI DASAR**  
**MATA PELAJARAN KIMIA SMA/MA KELAS X**  
**MATERI IKATAN KIMIA**

Tujuan kurikulum mencakup empat kompetensi, yaitu (1) kompetensi sikap spiritual, (2) sikap sosial, (3) pengetahuan, dan (4) keterampilan. Kompetensi tersebut dicapai melalui proses pembelajaran intrakurikuler, kokurikuler, dan/atau ekstrakurikuler.

Rumusan kompetensi sikap spiritual yaitu, “Menghayati dan mengamalkan ajaran agama yang dianutnya”. Adapun rumusan kompetensi sikap sosial yaitu, “Menunjukkan perilaku jujur, disiplin, tanggung jawab, peduli (gotong royong, kerjasama, toleran, damai), santun, responsif, dan pro-aktif sebagai bagian dari solusi atas berbagai permasalahan dalam berinteraksi secara efektif dengan lingkungan sosial dan alam serta menempatkan diri sebagai cerminan bangsa dalam pergaulan dunia”. Kedua kompetensi tersebut dicapai melalui pembelajaran tidak langsung (*indirect teaching*), yaitu keteladanan, pembiasaan, dan budaya sekolah dengan memperhatikan karakteristik mata pelajaran, serta kebutuhan dan kondisi peserta didik.

Penumbuhan dan pengembangan kompetensi sikap dilakukan sepanjang proses pembelajaran berlangsung dan dapat digunakan sebagai pertimbangan guru dalam mengembangkan karakter siswa lebih lanjut.

**Kompetensi Inti:**

Memahami, menerapkan, menganalisis pengetahuan faktual, konseptual, prosedural berdasarkan rasa ingin tahunya tentang ilmu pengetahuan, teknologi, seni, budaya, dan humaniora dengan wawasan kemanusiaan, kebangsaan, kenegaraan, dan peradaban terkait penyebab fenomena dan kejadian, serta menerapkan pengetahuan prosedural pada bidang kajian yang spesifik sesuai dengan bakat dan minatnya untuk memecahkan masalah.

**Kompetensi Dasar:**

- 3.5. Membandingkan ikatan ion, ikatan kovalen, ikatan kovalen koordinasi, dan ikatan logam serta kaitannya dengan sifat zat.
- 3.6. Menerapkan Teori Pasangan Elektron Kulit Valensi (VSEPR) dan Teori Domain Elektron dalam menentukan bentuk molekul.
- 3.7. Menghubungkan interaksi antarion, atom dan molekul dengan sifat fisika zat.

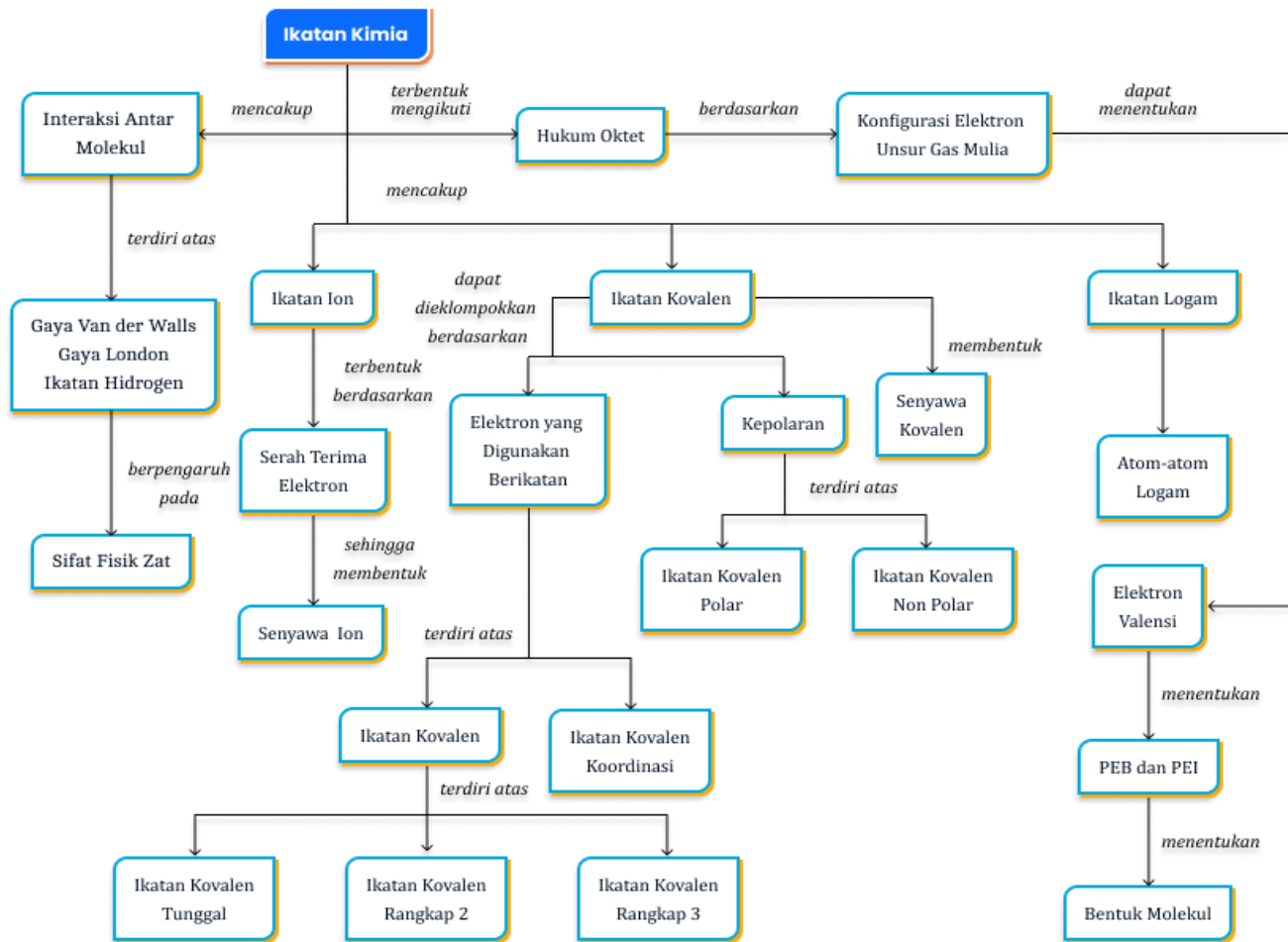
## MANFAAT MODUL

Referensi yang tersedia di sekolah cenderung masih menggunakan modul buku teks biasa. Referensi berupa modul yang berbasis teknologi *augmented reality* pada materi ikatan kimia ini dapat digunakan sebagai alternatif guru untuk merancang proses pembelajaran yang bersifat lebih interaktif sehingga modul terkesan lebih menarik dan materi menjadi lebih mudah dipahami. Siswa juga dapat menggunakan modul ini dan memperoleh manfaat berupa materi pembelajaran kimia yang lengkap, memperjelas representasi ikatan kimia yang masih abstrak, serta meningkatkan minat belajar siswa. Modul berbasis *augmented reality* pada materi ikatan kimia ini mempunyai karakteristik yaitu (1) *self instruction*, karena modul ini dapat digunakan untuk pembelajaran mandiri maupun di kelas; (2) *self contained*, yaitu seluruh materi ikatan kimia termuat dalam modul; (3) *stand alone*, modul yang dikembangkan tidak bergantung pada sumber belajar lain; (4) *adaptif*, modul tersebut dapat menyesuaikan perkembangan ilmu pengetahuan dan teknologi; dan (5) *user friendly*, modul memiliki instruksi dan paparan informasi yang mudah dimengerti. Selain itu, modul ini juga dilengkapi dengan animasi 3D, rangkuman materi, dan latihan-latihan soal.

**PETUNJUK PENGGUNAAN MODUL BERBASIS  
*AUGMENTED REALITY***

1. Siapkan dan buka modul berbasis *augmented reality* materi ikatan kimia.
2. Silahkan download aplikasi AR CA BOND (*Augmented Reality Chemical Bond*) pada link <https://bit.ly/ARCA BOND>
3. Instal dan jalankan aplikasi AR CA BOND pada *smartphone android* Anda.
4. Pada tampilan pertama aplikasi AR CA BOND, tekan tombol mulai untuk melanjutkan ke menu utama yang terdapat dalam aplikasi.
5. Buka bagian modul berbasis *augmented reality* materi ikatan kimia yang terdapat tulisan *scan me*.
6. Kemudian pilih menu AR Kamera dan *scan* gambar/marker yang ada di modul untuk melihat proses pembentukan ikatan kimia. Gunakan tombol-tombol yang ada di menu AR Kamera untuk melihat proses pembentukan ikatan kimia dengan jelas.
7. Selanjutnya akan muncul animasi 3D materi ikatan kimia.

# PETA KONSEP







## BAB 1

# IKATAN KIMIA

Alokasi Waktu: 3 x 45 menit

Salah satu manfaat mempelajari ikatan kimia yaitu dapat mengetahui sifat-sifat suatu senyawa dalam kehidupan sehari-hari sehingga kita dapat memanfaatkan secara maksimal dan menghindari hal-hal yang tidak diinginkan. Sebagai contoh senyawa  $H_2O$  yang dalam kehidupan kita dikenal dengan air. Air memiliki sifat penyerap panas yang baik sehingga bisa dimanfaatkan untuk mengompres orang yang demam. Air juga memiliki sifat penghantar listrik yang baik sehingga agar terhindar dari hal-hal yang tidak diinginkan seperti korsleting listrik, sehingga harus dijaga agar kabel tidak terendam dalam air.



Segala sesuatu di alam ini selalu membentuk suatu kestabilan. Begitu pula halnya dengan unsur kimia. Unsur-unsur akan saling bergabung membentuk suatu senyawa atau ion melalui ikatan kimia untuk mencapai kestabilan. Gas mulia merupakan unsur yang stabil sehingga di alam tetap berupa unsurnya. Kemampuan bergabung tersebut terjadi karena adanya gaya tarik-menarik antar unsur. Dengan demikian, unsur dapat membentuk senyawa yang khas dan berbeda, dengan unsur lain kekuatan daya tarik-menarik tersebut juga mempengaruhi sifat senyawa yang terbentuk.

## A. KESTABILAN ATOM

Unsur-unsur di alam cenderung ingin mencapai suatu kestabilan. Kestabilan diperoleh dengan cara bergabung dengan unsur lain, kemudian membentuk suatu molekul atau ion yang lebih stabil. Kemampuan bergabung tersebut terjadi karena adanya gaya tarik-menarik antarunsur (atom). Dengan demikian, setiap atom atau unsur dapat bergabung dengan unsur lain membentuk senyawa yang spesifik. Daya tarik-menarik antaratom membentuk suatu senyawa kimia disebut **ikatan kimia**.

---

*Stabil* adalah keadaan yang mantap, tenang, dan tidak goyah. Atom-atom berusaha menjadi stabil dengan cara berikatan (bekerja sama) dengan atom lain.

---

Ikatan kimia ditemukan pertama kali oleh ilmuwan asal Amerika Serikat bernama Gilbert Newton Lewis pada tahun 1916. Konsep ikatan kimia yang dikemukakan sebagai berikut.

- Gas mulia (He, Ne, Ar, Xe, dan Rn) sukar membentuk senyawa karena gas mulia memiliki susunan elektron yang stabil (tidak melepas dan menerima elektron di kulit terluarnya), sehingga disebut *inert*.
- Setiap atom ingin memiliki susunan elektron yang stabil dengan cara melepaskan atau menangkap elektron.
- Susunan elektron suatu atom dapat stabil dengan cara berikatan dengan atom lain.

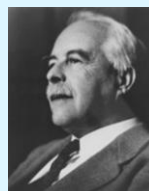
### 1. Konfigurasi Elektron Gas Mulia

Unsur-unsur di alam dapat dikelompokkan menjadi unsur logam, nonlogam, metaloid, dan gas mulia. Unsur gas mulia merupakan unsur yang paling stabil dibanding dengan unsur lain. Kestabilan ini disebabkan karena kulit terluarnya terisi penuh oleh elektron. Kulit terluar unsur gas mulia terisi penuh oleh 2 elektron (He) dan 8 elektron (Ne, Ar, Kr, Xe, dan Rn). Susunan gas mulia disebut susunan duplet (elektron valensi 2) dan susunan oktet (elektron valensi 8). Contoh susunan elektron He, Ne, dan Ar dapat dilihat pada **Gambar 1.1**.

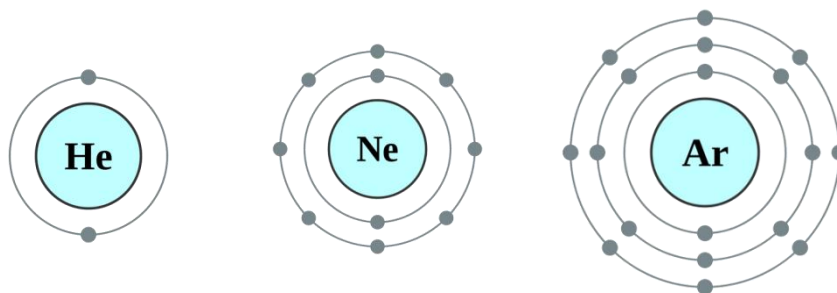


#### Info Tokoh

**Gilbert Newton Lewis (1875-1946)**



Lewis lahir di Weymouth, Massachusetts, USA. Ia terkenal berkat struktur lewisnya (*Lewis dot structure*). Ia mengembangkan teori valensi untuk reaksi kimia (1923) dan bersama muridnya Harold Urey. Lewis memiliki kontribusi besar dapat bidang teori asam basa, termodinamika, serta penelitian dalam bidangstruktur atom dan relativitas.



**Gambar 1.1** Susunan elektron He, Ne, dan Ar

Bagaimana konfigurasi elektron dari unsur yang stabil itu? Unsur-unsur di alam stabil dengan mengikuti konfigurasi elektron gas mulia terdekat. Berikut konfigurasi elektron dari gas mulia yang dapat dilihat pada **Tabel 1.1**.

**Tabel 1.1** Konfigurasi Elektron Unsur-unsur Gas Mulia

Atom	Konfigurasi Elektron	Elektron Valensi
${}^2\text{He}$	2	2
${}^{10}\text{Ne}$	2 8	8
${}^{18}\text{Ar}$	2 8 8	8
${}^{36}\text{Kr}$	2 8 18 8	8
${}^{54}\text{Xe}$	2 8 18 18 8	8
${}^{86}\text{Rn}$	2 8 18 32 18 8	8

## 2. Cara Mencapai Kestabilan

Unsur-unsur kimia stabil dengan cara berikatan dengan unsur yang lain. Kestabilan dapat dicapai dengan cara:

### a. Melepas elektron

Unsur yang energi ionisasinya kecil akan melepas elektron membentuk ion positif seperti pada unsur-unsur golongan alkali (IA) dan alkali tanah (IIA). Pada unsur golongan IA

cenderung melepas satu elektron, sedangkan unsur golongan IIA cenderung melepas dua elektron supaya mempunyai konfigurasi elektron stabil seperti gas mulia terdekat.

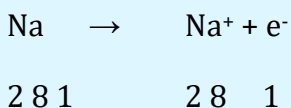
### Contoh



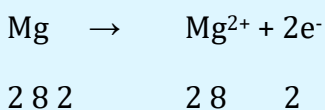
Gambarkan proses pembentukan kestabilan dari unsur  $_{11}\text{Na}$  dan  $_{12}\text{Mg}$ !

### Penyelesaian

Golongan IA stabil dengan cara melepas 1 elektron ( $_{11}\text{Na}$ )



Golongan IIA stabil dengan cara melepas 2 elektron ( $_{12}\text{Mg}$ )



### b. Menangkap elektron

Unsur yang energi ionisasinya besar akan menerima elektron dan membentuk ion negatif seperti pada unsur-unsur golongan oksigen (VIA) dan halogen (VIIA). Pada unsur golongan oksigen cenderung menerima dua elektron, sedangkan unsur golongan halogen cenderung menerima satu elektron supaya mempunyai konfigurasi elektron stabil seperti gas mulia terdekat.

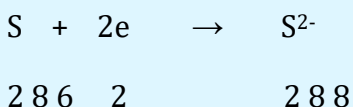


### Contoh

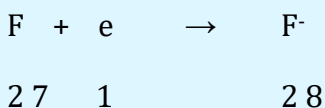
Gambarkan proses pembentukan kestabilan dari unsur  ${}_{16}\text{S}$  dan  ${}_{9}\text{F}$ !

#### Penyelesaian

Golongan VIA stabil dengan cara melepas 2 elektron ( ${}_{16}\text{S}$ )



Golongan VIIA stabil dengan menangkap 1 elektron ( ${}_{9}\text{F}$ )



#### c. Pemakaian pasangan elektron bersama

Pasangan elektron yang dipakai bersama terbentuk oleh unsur-unsur yang berikatan, dapat berasal dari kedua unsur yang bergabung atau dapat pula berasal dari salah satu unsur yang bergabung. Cara ini terjadi pada unsur-unsur yang memiliki keelektronegatifan tinggi karena unsur-unsur yang sama cenderung untuk menarik elektron. Konfigurasi elektron dapat lebih stabil dicapai dengan cara memasangkan elektron valensinya. Pemakaian elektron bersama juga terjadi pada unsur-unsur dengan elektronegativitas rendah. Jumlah elektron yang dipasangkan sesuai dengan keadaan paling stabil yang mungkin dicapai. Kecenderungan unsur-unsur untuk mencapai kestabilan dapat dilihat pada **Tabel 1.2**.

**Tabel 1.2** Kecenderungan Unsur-unsur untuk mencapai kestabilan

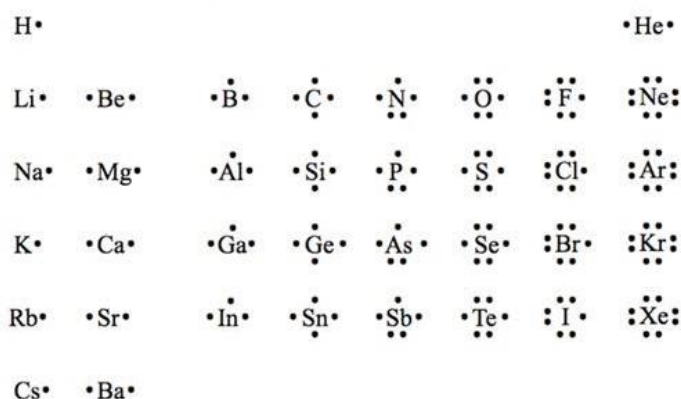
Golongan	Elektron Valensi	Contoh Konfigurasi Elektron	Kecenderungan untuk Mencapai Kestabilan
IA	1	${}_{3}\text{Li} : 2\ 1$	Melepaskan 1 elektron
IIA	2	${}_{4}\text{Be} : 2\ 2$	Melepaskan 2 elektron
IIIA	3	${}_{5}\text{B} : 2\ 3$	Melepaskan 3 elektron
IVA	4	${}_{6}\text{C} : 2\ 4$	Menerima 4 elektron
VA	5	${}_{7}\text{N} : 2\ 5$	Menerima 3 elektron
VIA	6	${}_{8}\text{O} : 2\ 6$	Menerima 2 elektron
VIIA	7	${}_{9}\text{F} : 2\ 7$	Menerima 1 elektron

### 3. Struktur Lewis

Struktur Lewis dikembangkan oleh Gilbert N. Lewis. Struktur Lewis menggambarkan cara atom-atom berikatan dalam membentuk molekul atau ion menggunakan lambang lewis. Lambang Lewis menggunakan simbol titik (.) untuk menggambarkan jumlah elektron valensi. Dalam struktur lewis, terdapat istilah pasangan elektron ikatan (PEI) dan pasangan elektron bebas (PEB).

Jumlah elektron valensi dalam setiap atom sama dengan letak golongan dari unsur tersebut kecuali helium. Sebagai contoh, Li termasuk dalam unsur golongan IA memiliki satu

elektron valensi yang digambarkan dengan satu titik; Be unsur golongan IIA memiliki dua elektron valensi (dua titik); dan seterusnya. Unsur-unsur dalam satu golongan yang sama mempunyai jumlah elektron valensi yang sama sehingga memiliki lambang titik Lewis yang sama. Logam transisi, lantanida, dan aktinida mempunyai kulit dalam yang tidak terisi penuh, sehingga secara umum lambang struktur Lewis dari unsur-unsur ini tidak dapat dituliskan secara sederhana. Struktur lewis golongan utama dapat dilihat pada **Gambar 1.2**.



**Gambar 1.2** Struktur Lewis Golongan Utama

Adapun prasyarat yang harus diketahui sebelum menggambarkan simbol Lewis dari suatu atom yaitu:

a. Konfigurasi elektron

Konfigurasi elektron menggambarkan penataan elektron-elektron dalam suatu atom. Konfigurasi elektron ini berfungsi untuk mengetahui jumlah kulit yang dimiliki sebuah atom dan elektron valensinya.

b. Elektron valensi

Elektron valensi adalah jumlah elektron pada kulit terluar dari suatu atom netral. Elektron valensi ini dapat berikatan dengan elektron-elektron valensi dari atom lain untuk membentuk ikatan kimia. Elektron valensi juga dapat menentukan sifat unsur kimia tersebut.

Langkah-langkah untuk menggambarkan struktur Lewis adalah sebagai berikut:

- 1) Semua elektron valensi harus muncul dalam struktur Lewis.
- 2) Semua elektron dalam struktur Lewis umumnya berpasangan.
- 3) Semua atom umumnya mencapai konfigurasi oktet (khusus untuk H, Li, Be, dan B adalah duplet).
- 4) Kadang-kadang terdapat ikatan rangkap 2 atau 3 (umumnya ikatan rangkap 2 atau 3 hanya dibentuk oleh atom C, N, O, P, dan S).



**Contoh**

1. Gambarkan struktur Lewis untuk H<sub>2</sub>O (Ar O = 8; H = 1)

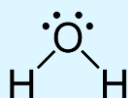
**Penyelesaian:**

H<sub>2</sub>O

- Konfigurasi elektron unsur O  
 ${}_8\text{O} = 2\ 6$   
 (menerima 2 elektron)
- Konfigurasi elektron unsur H  
 ${}_1\text{H} = 1$   
 (melepaskan 1 elektron)
- Struktur Lewis



- Rumus struktur

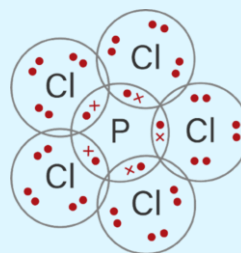


2. Gambarkan struktur Lewis untuk PCl<sub>5</sub> (Ar P = 31; Cl = 17)

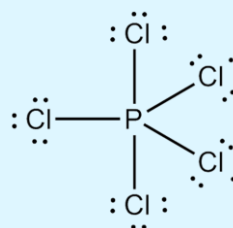
**Penyelesaian:**

PCl<sub>5</sub>

- Konfigurasi elektron unsur P  
 ${}_{15}\text{P} = 2\ 8\ 5$
- Konfigurasi elektron unsur Cl  
 ${}_{17}\text{Cl} = 2\ 8\ 7$
- Struktur Lewis



- Rumus struktur



**Latihan Soal**

Jawablah pertanyaan-pertanyaan di bawah ini dengan benar!

1. Gambarkan reaksi kestabilan untuk unsur-unsur berikut!
  - a.  ${}_{11}\text{K}$
  - b.  ${}_{20}\text{Ca}$
2. Gambarkan struktur Lewis untuk senyawa berikut!
  - a.  $\text{NH}_3$
  - b.  $\text{H}_2\text{S}$
  - c.  $\text{CH}_4$

Pernahkah kalian melarutkan garam dan gula? Ketika melarutkan garam dan gula, dengan ukuran partikel yang sama maka gula lebih mudah larut dibandingkan dengan garam. Hal tersebut dikarenakan adanya perbedaan sifat dari jenis ikatan antara gula dan garam. Garam mengandung ikatan ion sedangkan gula ikatan kovalen.

## B. IKATAN ION (ELEKTROVALEN)

Ikatan ion adalah ikatan yang terjadi karena adanya gaya tarik-menarik antarion positif dengan ion negatif. Pada ikatan ion terjadi proses serah terima elektron antara atom logam dan atom nonlogam. Oleh karena itu, ikatan ion dapat terjadi antar unsur-unsur logam dengan unsur-unsur nonlogam.

### 1. Pembentukan Ikatan Ion

Ikatan ion terjadi karena atom-atom yang mempunyai energi ionisasi rendah akan melepaskan elektronnya dan membentuk ion positif. Elektron yang dilepas akan ditangkap oleh atom yang mempunyai afinitas elektron besar untuk membentuk ion negatif.

Ion positif dan ion negatif yang terbentuk,

#### Info Kimia



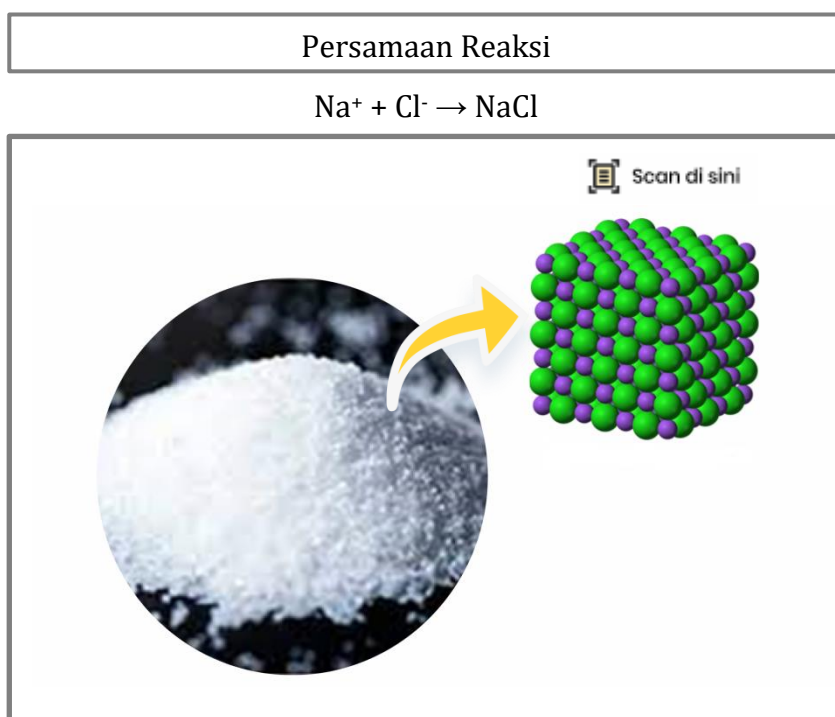
#### Manfaat Senyawa Ion dalam Deodoran



Deodoran merupakan senyawa ionik yang mengandung senyawa  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ . Deodoran berfungsi mengurangi atau menutupi bau badan. Senyawa aluminium klorida bekerja mengendalikan keringat dengan cara menutupi pori-pori sehingga keringat tidak keluar.

selanjutnya akan saling tarik-menarik dengan gaya elektrostatis membentuk senyawa yang netral. Jumlah ion negatif dan positif dalam senyawa yang terbentuk mempunyai perbandingan sedemikian rupa sehingga akan membentuk senyawa netral. Senyawa hasil pembentukan ikatan ion dinamakan senyawa ionik. Berikut adalah contoh senyawa ion dan proses pembentukannya yang dapat dilihat pada **Gambar 1.3**.

- a. Pembentukan ikatan ion pada natrium klorida (NaCl)



**Gambar 1.3** Natrium klorida

Natrium klorida (NaCl) dikenal dengan nama dagang garam dapur. Senyawa natrium klorida berwujud padatan dalam suhu kamar dan merupakan kristal berwarna putih berbentuk kubus yang mudah larut dalam air. NaCl juga merupakan salah satu contoh senyawa ionik yang terbentuk

dari unsur logam natrium (Na) dengan unsur nonlogam klor (Cl).

## 2. Sifat Senyawa Ion

Berikut ini beberapa sifat senyawa ion, antara lain:

a. Kristalnya keras tetapi rapuh

Apabila senyawa ion dipukul, akan terjadi pergeseran posisi ion positif dan ion negatif, dari yang semula berselang-seling menjadi berhadapan langsung. Hal ini menyebabkan ion positif bertemu muka dengan ion positif dan terjadi gaya tolak menolak. Inilah yang menyebabkan kristal senyawa ion bersifat rapuh.

b. Mempunyai titik leleh dan titik didih yang tinggi

Secara umum, senyawa ion mempunyai titik leleh dan titik didih yang tinggi karena kuatnya gaya elektrostatis yang ditimbulkan antara ion positif dan ion negatif sehingga senyawa ion ini bersifat non volatil (tidak mudah menguap).

c. Mudah larut dalam air

Pada saat kristal senyawa ion dimasukkan ke dalam air, maka molekul-molekul air akan menyusup diantara ion positif dan ion negatif sehingga gaya tarik-menarik elektrostatis dari ion positif dan ion negatif akan melemah, akhirnya terpecah dan larut dalam air.

d. Dapat menghantarkan arus listrik

Senyawa ion jika dilarutkan dalam air maka akan terurai menjadi ion positif dan ion negatif sehingga elektronnya dapat bergerak bebas. Oleh karena itu, senyawa ion dalam bentuk larutan dapat menghantarkan arus listrik.

- e. Semua senyawanya berwujud padat pada suhu kamar

Senyawa ion memiliki ikatan yang kuat antara ion positif dan ion negatif. Hal ini menyebabkan senyawa ion dalam suhu kamar berwujud padat.

### Latihan Soal



Jawablah pertanyaan-pertanyaan di bawah ini dengan benar!

1. Jelaskan apa yang dimaksud dengan ikatan ion!
2. Jelaskan sifat-sifat senyawa ion!
3. Gambarkan proses dan struktur Lewis dan pembentukan senyawa ion berikut!
  - a.  ${}_{12}\text{Mg}$  dengan  ${}_{9}\text{F}$
  - b.  ${}_{20}\text{Ca}$  dengan  ${}_{8}\text{O}$

## C. IKATAN KOVALEN

Ikatan kovalen merupakan ikatan yang terjadi karena adanya pemakaian bersama pasangan elektron. Pasangan elektron berasal dari masing-masing atom yang saling berikatan. Ikatan kovalen terbentuk antara atom-atom non logam (-) dengan atom-atom non logam (-). Hal ini disebabkan atom-atom nonlogam cenderung menerima elektron sehingga atom-atom nonlogam bergabung dan saling menggunakan sepasang elektron atau lebih untuk membentuk senyawa kovalen.

Secara garis besar, ikatan kovalen dapat digolongkan berdasarkan keelektronegatifan atom yang berikatan, jumlah pasangan elektron yang digunakan untuk berikatan, dan asal elektron yang digunakan untuk berikatan. Klasifikasi ikatan kovalen dapat dilihat pada **Tabel 1.3**.

**Tabel 1.3** Klasifikasi Ikatan Kovalen

No.	Dasar	Klasifikasi Ikatan Kovalen
1.	Jumlah pasangan elektron yang digunakan untuk berikatan	ikatan kovalen tunggal
		ikatan kovalen rangkap dua
		ikatan kovalen rangkap tiga
2.	Asal elektron yang digunakan untuk berikatan	ikatan kovalen murni/ikatan kovalen
		ikatan kovalen koordinasi
3.	Keelektronegatifan atom yang berikatan	ikatan kovalen non polar
		ikatan kovalen polar

## 1. Pembentukan Ikatan Kovalen

Pembentukan ikatan kovalen terjadi dengan cara pemakaian bersama pasangan elektron antar atom yang berikatan. Berdasarkan jenis ikatannya, ikatan kovalen dibedakan menjadi:

### a. Ikatan kovalen tunggal

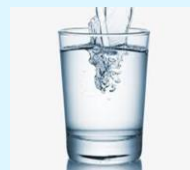
Ikatan kovalen tunggal merupakan ikatan kovalen yang

melibatkan pemakaian bersama satu pasang elektron oleh 2 atom yang berikatan. Ikatan kovalen yang terbentuk dilambangkan dengan garis tunggal (-). Contoh:

### Info Kimia



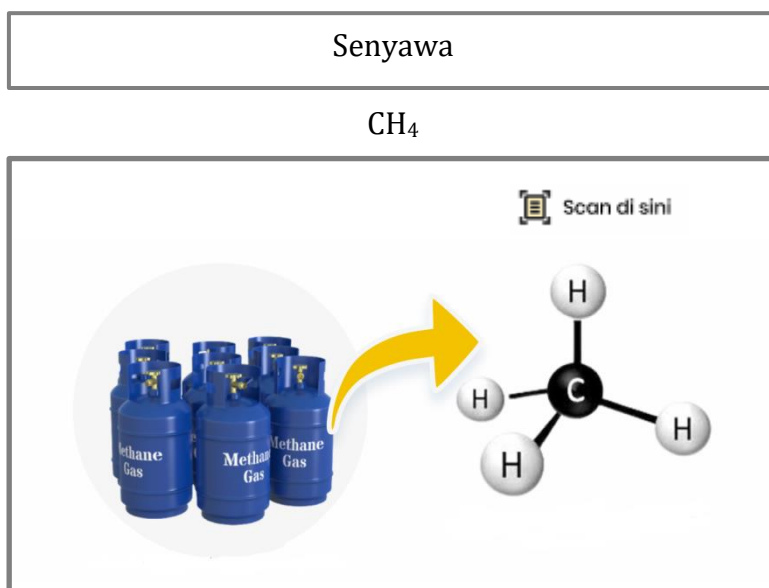
#### Air



Air dikenal dengan nama ramuan kehidupan dan pelarut universal. Seorang peneliti dari Jepang Dr. Masaru Emoto melakukan penelitian mengenai perilaku air. Masaru menjelaskan bahwa perubahan kristal air dapat terjadi karena resonansi sikap manusia. Ketika seseorang marah-marah didekat air putih, maka Kristal air akan berubah menjadi buruk. Sebaliknya ketika diberi sapaan dan doa-doa yang positif maka kristal airnya akan indah kembali.

- Proses pembentukan senyawa  $\text{CH}_4$

Ikatan kovalen antara atom hidrogen ( ${}_1\text{H}$ ) dengan atom klorin ( ${}_6\text{C}$ ) membentuk senyawa  $\text{CH}_4$ . Atom C memiliki 4 elektron valensi dan atom H memiliki 1 elektron valensi. Setiap 1 elektron dari atom C berikatan dengan 1 elektron atom H sehingga terjadi pemakaian elektron bersama membentuk ikatan kovalen tunggal. Oleh karena Berikut merupakan proses pembentukan senyawa metana yang dapat dilihat pada **Gambar 1.4**.



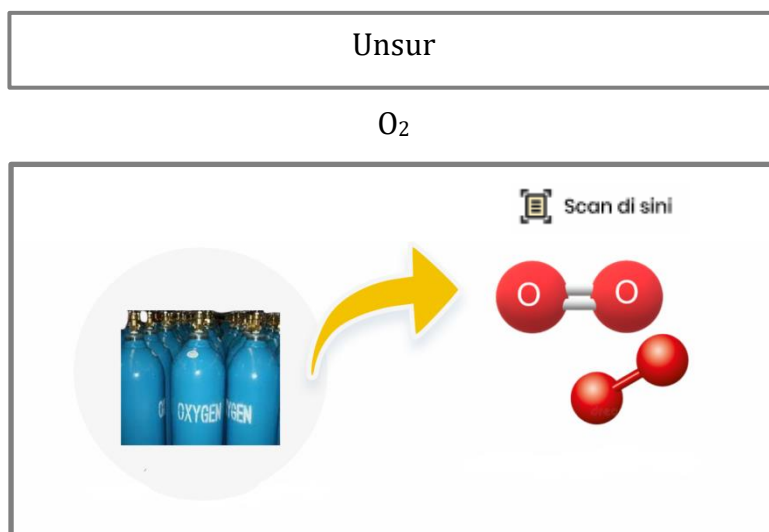
**Gambar 1.4** Metana

### b. Ikatan kovalen rangkap dua

Ikatan kovalen rangkap dua merupakan ikatan kovalen yang melibatkan pemakaian bersama dua pasang elektron oleh 2 atom yang berikatan. Ikatan kovalen yang terbentuk dilambangkan dengan garis rangkap dua ( $=$ ). Contoh:

- Proses pembentukan senyawa  $O_2$

Setiap atom oksigen memiliki 6 elektron valensi. Antar atom  $O$  berikatan dengan cara saling menyumbangkan dua elektron untuk berikatan. Berikut merupakan proses pembentukan  $O_2$  yang dapat dilihat pada **Gambar 1.5**.



**Gambar 1.5** Oksigen

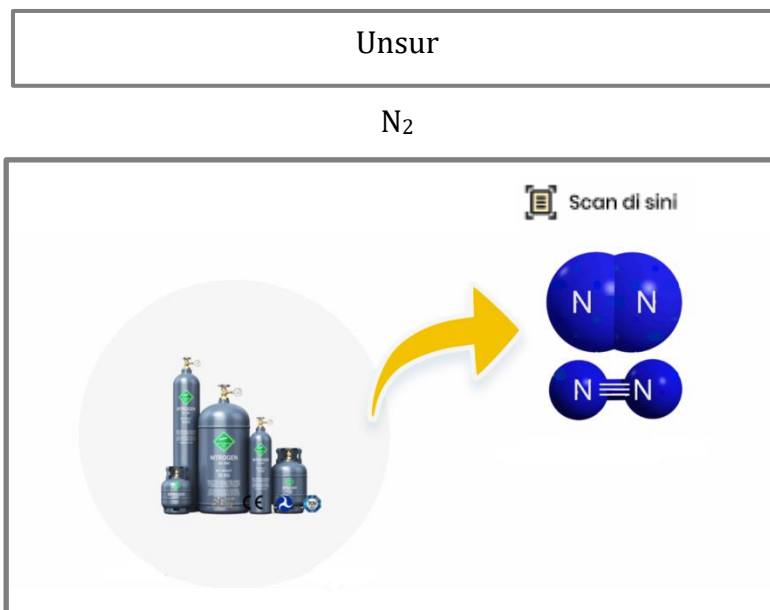
### c. Ikatan kovalen rangkap tiga

Ikatan kovalen rangkap tiga merupakan ikatan kovalen yang melibatkan pemakaian bersama tiga pasang elektron oleh 2 atom yang berikatan. Ikatan kovalen yang terbentuk dilambangkan dengan garis rangkap tiga ( $\equiv$ ). Contoh:

- Proses pembentukan senyawa  $N_2$

Setiap atom nitrogen memiliki 5 elektron valensi. Antar atom  $N$  berikatan dengan cara saling menyumbangkan tiga elektron untuk berikatan. Berikut

merupakan proses pembentukan  $N_2$  yang dapat dilihat pada **Gambar 1.6**.



**Gambar 1.6** Nitrogen

## 2. Sifat senyawa kovalen

- Senyawa kovalen sederhana cenderung memiliki titik didih rendah sehingga larutannya bersifat volatil (mudah menguap) karena gaya tarikmenarik antar molekulnya lemah.
- Senyawanya ada yang berwujud padat, cair, dan gas pada suhu kamar.
- Mudah larut dalam pelarut nonpolar, seperti benzena.
- Senyawa kovalen umumnya merupakan penghantar listrik dan panas yang kurang baik.

### Latihan Soal



Jawablah pertanyaan-pertanyaan di bawah ini dengan benar!

1. Tentukan senyawa kovalen dan jenis ikatan yang terbentuk dari reaksi antara atom-atom berikut.
  - a.  ${}^6\text{C}$  dan  ${}^1\text{H}$
  - b.  ${}^6\text{C}$  dan  ${}^8\text{O}$
2. Tentukan jenis ikatan kovalen rangkap pada molekul  $\text{C}_2\text{H}_4$  dan  $\text{C}_2\text{H}_2$ !

### D. SENYAWA KOVALEN POLAR DAN NONPOLAR

Kepolaran senyawa kovalen dapat ditentukan berdasarkan perbedaan keelektronegatifan atom-atom yang membentuk senyawa. Berdasarkan kepolarannya senyawa kovalen dibedakan menjadi:

#### 1. Senyawa Kovalen Polar

Senyawa kovalen polar terjadi pada atom-atom nonlogam yang tidak sejenis atau atom-atom yang mempunyai perbedaan keelektronegatifan besar. Pada molekul kovalen polar, pasangan elektron milik

### Info Kimia



#### Minyak dan Air



Pernahkah Anda melihat air dengan minyak tidak bercampur satu sama lain? Air dan minyak merupakan suatu senyawa kovalen yang memiliki kepolaran berbeda. Air mengandung ikatan polar sedangkan minyak mengandung ikatan nonpolar. Minyak dan air dapat campur dengan memberi sabun atau detergen. Kemampuan sabun atau detergen mencampurkan air dan minyak adalah dikarenakan molekul sabun atau detergen terdiri dari ikatan panjang rantai hidrokarbon C-H dan asetat. Rantai C-H ini bersifat nonpolar, sama seperti minyak. Sementara bagian asetat ini bersifat polar, sama seperti air.

bersama terletak lebih dekat pada inti atom yang mempunyai keelektronegatifan lebih besar. Hal ini disebabkan daya tarik elektron yang mempunyai keelektronegatifan besar akan lebih kuat. Akibatnya, pada ikatan tersebut terjadi polarisasi sehingga atom yang mempunyai keelektronegatifan besar membentuk kutub bermuatan negatif sedangkan atom yang mempunyai keelektronegatifan kecil membentuk kutub bermuatan positif. Oleh karena itu, dalam molekul tersebut terdapat dua kutub (dwi kutub). Contoh:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ , dan  $\text{NH}_3$ .

## 2. Senyawa Kovalen Nonpolar

Senyawa kovalen nonpolar terjadi jika kedua atom mempunyai perbedaan keelektronegatifan atau daya tarik elektron ke inti yang sama besarnya. Hal ini menyebabkan pasangan elektron milik bersama tidak memihak ke salah satu kutub. Akibatnya, pada ikatan tersebut tidak terjadi polarisasi. Contoh:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{F}_2$ , dan  $\text{PCl}_5$ .

## 3. Faktor yang Mempengaruhi Kepolaran

### a. Perbedaan Keelektronegatifan

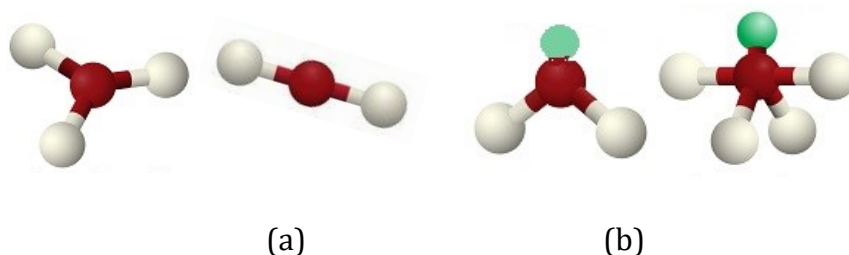
Kepolaran senyawa diatomik (2 atom) dapat ditentukan dari elektronegativitasnya. Senyawa polar memiliki perbedaan elektronegativitas yang besar, sedangkan senyawa nonpolar memiliki perbedaan elektronegativitas kecil atau nol.

b. Pasangan elektron bebas (PEB)

Senyawa polar memiliki PEB pada atom pusatnya, sedangkan senyawa nonpolar tidak memiliki PEB pada atom pusatnya.

c. Bentuk molekul

Bentuk geometri molekul dapat dibedakan menjadi simetris dan asimetris. Molekul yang bentuk geometrinya simetris akan bersifat nonpolar. Hal itu disebabkan ikatan kovalen polar yang terbentuk saling meniadakan. Molekul yang bentuk geometrinya asimetris bersifat polar. Berikut contoh bentuk geometri molekul simetri dan asimetri yang dapat dilihat pada **Gambar 1.7**.



**Gambar 1.7.** (a) molekul yang bentuknya simetris

(b) molekul yang bentuknya asimetris

#### 4. Menguji Kepolaran suatu Zat

Perbedaan antara ikatan kovalen polar dan ikatan kovalen nonpolar adalah ikatan kovalen polar akan terpolarisasi membentuk muatan parsial. Karena bermuatan, senyawa polar tentu dapat menarik elektron. Medan magnet dan medan listrik mempunyai muatan juga. Sifat tersebut dapat digunakan untuk menyelidiki kepolaran beberapa senyawa.

Kita dapat menguji kepolaran suatu zat dengan cara mengalirkan larutan zat tersebut, kemudian mendekatkannya dengan sepotong magnet. Jika dihasilkan aliran zat yang membelok, maka zat tersebut bersifat polar. Sebaliknya, jika dihasilkan aliran zat lurus (tidak berbelok) maka zat tersebut bersifat nonpolar.

### Latihan Soal



Jawablah pertanyaan-pertanyaan di bawah ini dengan benar!

1. Sebutkan 4 ciri-ciri dari senyawa kovalen nonpolar!
2. Mengapa ikatan HCl disebut sebagai ikatan kovalen polar? Jelaskan jawaban kalian.

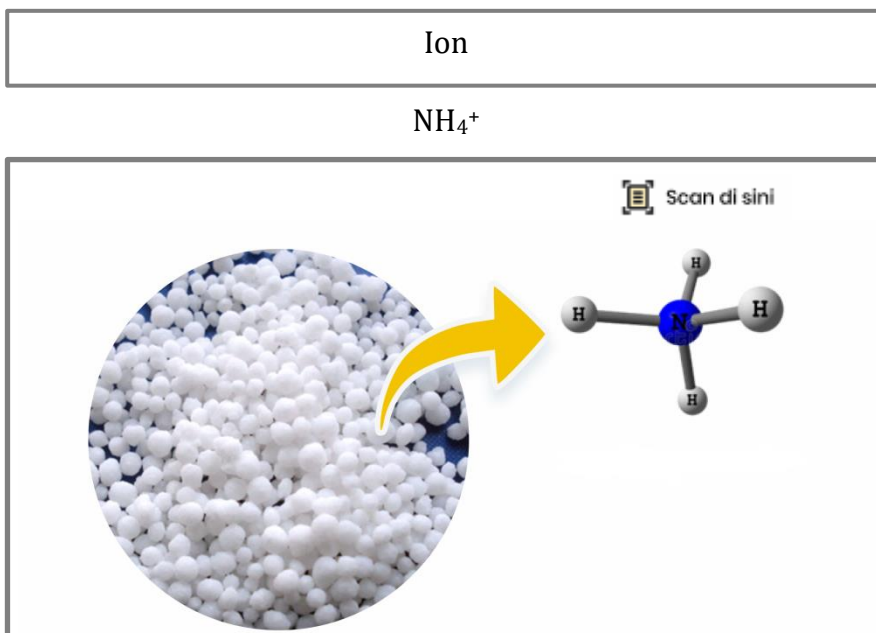
## E. IKATAN KOVALEN KOORDINASI

Ikatan koordinasi adalah ikatan kovalen dimana pasangan elektron yang digunakan bersama berasal dari salah satu atom. Dengan kata lain, pada ikatan kovalen koordinasi ada satu atom yang berperan sebagai donor pasangan elektron dan satu atom berperan sebagai akseptor pasangan elektron. Pasangan elektron yang digunakan untuk ikatan kovalen koordinasi dapat digambarkan dengan anak panah dengan arah dari donor ke akseptor pasangan elektron. Ikatan kovalen koordinasi juga disebut dengan ikatan semipolar atau ikatan dativ. Contoh:

- Proses Pembentukan ion amonium ( $\text{NH}_4^+$ )

Ikatan kovalen koordinasi  $\text{NH}_4^+$  terbentuk dari amonia ( $\text{NH}_3$ ) dan ion hidrogen ( $\text{H}^+$ ). Reaksi:  $\text{H}^+ + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+$ . Berikut

merupakan proses pembentukan  $\text{NH}_4^+$  yang dapat dilihat pada **Gambar 1.8**.



**Gambar 1.8** Ammonium

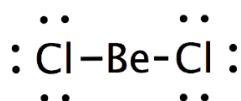
#### F. PENGECEUALIAN DAN KEGAGALAN ATURAN OKTET

Walaupun semua ikatan kovalen mematuhi aturan oktet, ternyata masih ada beberapa senyawa yang menyimpang dari aturan oktet, misalnya senyawa  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{BH}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{BCl}_3$ , dan  $\text{SF}_6$ . Hal ini disebut penyimpangan aturan atau pengecualian aturan oktet. Pengecualian aturan oktet dapat dibagi ke dalam tiga kategori yang ditandai oleh oktet tak lengkap, jumlah elektron ganjil, dan terdapat lebih dari delapan elektron di sekitar atom pusat.

## 1. Pengecualian Aturan Oktet

### a. Oktet Tak Lengkap

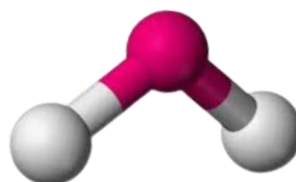
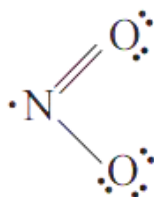
Penyimpangan ini terjadi pada beberapa senyawa dengan jumlah elektron valensi di sekitar atom pusat dalam suatu molekul stabil kurang dari delapan. Senyawa yang atom pusatnya mempunyai elektron valensi kurang dari 4 tidak dapat mencapai aturan oktet (golongan IA, IIA, dan IIIA). Contoh:  $\text{BeCl}_2$



Atom Be hanya memiliki empat elektron, sehingga senyawa  $\text{BeCl}_2$  stabil dengan tidak memenuhi aturan oktet.

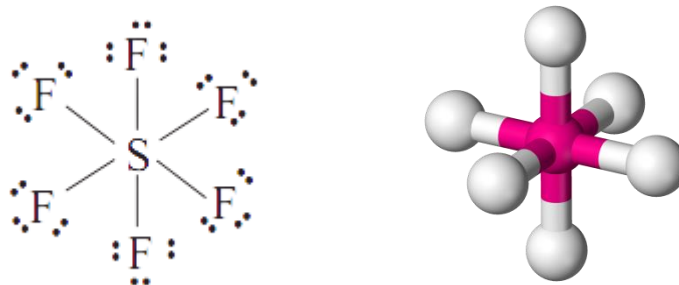
### b. Molekul Berelektron Ganjil

Beberapa molekul mempunyai jumlah elektron yang ganjil, misalnya nitrogen monoksida ( $\text{NO}$ ) dan nitrogen dioksida ( $\text{NO}_2$ ). Aturan oktet tidak mungkin dipenuhi pada molekul dengan jumlah elektron valensi ganjil, karena untuk memenuhi aturan oktet diperlukan pasangan elektron yang lengkap (delapan elektron) yang merupakan bilangan genap. Contoh:  $\text{NO}_2$



c. Oktet yang diperluas

Penyimpangan terjadi pada molekul dengan atom pusat yang dikelilingi lebih dari 8 elektron. Oktet yang diperluas hanya diperlukan untuk atom-atom dari unsur-unsur dalam periode ketiga ke atas. Di samping orbital 3s dan 3p, unsur-unsur dalam periode ketiga juga mempunyai orbital 3d yang dapat digunakan untuk membentuk ikatan. Salah satu contoh senyawa dengan oktet yang diperluas adalah sulfur heksafluorida ( $\text{SF}_6$ ) yang merupakan senyawa yang sangat stabil. Contoh:  $\text{SF}_6$



Dapat dilihat bahwa ada 12 elektron di sekitar atom S dan melebihi 8 elektron sehingga tidak memenuhi aturan oktet

## 2. Kegagalan Aturan Oktet

Aturan oktet gagal meramalkan rumus kimia senyawa unsur transisi maupun postransisi. Atom Sn mempunyai 4 elektron valensi, tetapi senyawanya banyak yang terbentuk dengan melepas 2 elektron. Begitu juga dengan Bi yang mempunyai 5 elektron valensi, tetapi senyawanya banyak yang terbentuk dengan melepas 1 atau 3 elektron. Pada umumnya,

senyawa unsur transisi maupun postransisi tidak memenuhi aturan oktet.

### Latihan Soal



Jawablah pertanyaan-pertanyaan dibawah ini dengan benar!

1. Sebutkan ciri-ciri ikatan kovalen koordinasi!
2. Gambarkan struktur lewis dari senyawa  $SO_3$  dan tunjukkan bagian mana yang termasuk ikatan kovalen koordinasi!

Atom logam dapat dibayangkan seperti kelereng yang terjejal dalam sebuah kotak yang saling bersentuhan satu sama lain. Karena tiap atom logam mempunyai kulit elektron yang belum terisi penuh, elektron valensi dapat bergerak bebas dan dapat berpindah dari satu kulit atom ke kulit atom yang lain. Dengan kata lain, elektron valensi tersebar membaaur dengan awan elektron yang menyelimuti semua logam. Oleh karena itu, semua logam dapat dibayangkan sebagai ion-ion positif yang menyelimuti awan elektron.

## G. IKATAN LOGAM

Suatu logam dapat digambarkan sebagai kesatuan inti-inti atom bermuatan positif yang terbenam dalam awan elektron valensi bermuatan negatif. Elektron valensi tersebut berfungsi sebagai perekat elektrostatis untuk mengumpulkan inti-inti atom yang bermuatan positif di dalam kristal logam.

Dengan demikian, yang dimaksud dengan ikatan logam adalah gaya yang mengumpulkan atom-atom logam sebagai hasil dari gaya tarik elektrostatis antara inti-inti atom dengan elektron terluar yang relatif tidak menentu tempatnya. Adanya elektron valensi yang berpindah-pindah (tidak menentu tempatnya/delokalisasi) tersebut mengakibatkan logam dapat menghantarkan arus listrik.

**Model lautan elektron** pada ikatan logam dapat dijelaskan oleh Lorentz. Lorentz mengusulkan sebuah model yang dikenal dengan model gas elektron atau model lautan elektron. Model ini didasarkan pada sifat logam berikut:

- **Energi ionisasi yang rendah**

Logam umumnya mempunyai energi ionisasi yang rendah. Secara tak langsung, pengertian ini merujuk pada elektron valensi yang tidak terikat dengan kuat oleh inti. Elektron valensi dapat bergerak dengan bebas di luar pengaruh inti. Dengan demikian, logam mempunyai elektron yang bebas bergerak.

- **Banyak orbital kosong**

Berbagai peneliti telah meneliti bahwa logam mempunyai banyak orbital yang kosong sebagai akibat elektron valensi logam lebih rendah daripada orbital valensi logam. Sebagai contoh, logam litium mempunyai orbital 2p yang kosong; natrium mempunyai orbital 3d dan 5d yang kosong; dan magnesium mempunyai orbital 3d dan 3d yang juga masih kosong.

- **Contoh Ikatan Logam**

Elektron yang paling luar pada sebagian besar logam biasanya mempunyai hubungan yang tidak erat dengan inti karena letaknya yang jauh dari muatan positif inti. Semua elektron valensi logam-logam yang bergabung membentuk lautan elektron yang bergerak bebas di antara inti atom. Elektron yang bergerak bebas beraksi sebagai ikatan terhadap ion bermuatan positif. Ikatan logam tidak mempunyai arah. Akibatnya ikatan tidak rusak ketika logam ditempa.

## 1. Sifat-sifat ikatan logam

### a. Mempunyai permukaan yang mengkilap

Elektron yang bebas bergerak pada logam dapat menyerap foton cahaya. Sebagian elektron bergerak tersebut

akan eksitasi. Eksitasi adalah proses penyerapan energi radiasi oleh atom tanpa terjadi ionisasi. Ketika elektron tereksitasi maka tingkat energinya akan meningkat. Ketika elektro tereksitasi tersebut kembali ke keadaan semula akan memancarkan gelombang tertentu (gelombang cahaya tampak) sehingga akan tampak mengkilap.

b. Penghantar listrik yang baik (konduktor)

Daya hantar listrik pada logam disebabkan oleh adanya elektron valensi yang bergerak bebas dalam kristal logam. Jika listrik dialirkan melalui logam, elektron-elektron valensi logam akan membawa muatan listrik ke seluruh logam dan bergerak menuju potensial yang lebih rendah sehingga terjadi aliran listrik dalam logam.

c. Penghantar panas yang baik

Sama halnya dengan daya hantar listrik, daya hantar panas juga disebabkan adanya elektron yang dapat bergerak dengan bebas. Jika bagian tertentu dipanaskan, maka elektron-elektron pada bagian logam tersebut akan menerima sejumlah energi sehingga energi kinetis bertambah yang membuat gerakannya makin cepat. Elektron-elektron yang bergerak cepat tersebut menyerahkan sebagian energi kinetisnya kepada elektron lain sehingga seluruh bagian logam menjadi panas dan naik suhunya.

d. Dapat ditempa, dibengkokkan, dan ditarik

Logam bersifat lentur (mudah ditempa, dibengkokkan tetapi tidak mudah patah). Karakteristik ini dapat terjadi karena kisi-kisi kation (ion positif) bersifat kaku (diam ditempat), sedangkan elektron valensi logam bergerak bebas.

Jika logam ditempa atau dibengkokkan akan terjadi pergeseran kation-kation, tetapi pergeseran ini tidak menyebabkan patah karena selalu dikelilingi oleh lautan elektron.

e. Berupa padatan pada suhu ruang

Atom-atom logam bergabung karena adanya ikatan logam yang sangat kuat membentuk kristal yang rapat. Hal ini menyebabkan atom-atom tidak memiliki kebebasan untuk bergerak. Pada umumnya, logam pada suhu kamar berwujud padat kecuali raksa (Hg) yang berwujud cair.

f. Memiliki titik didih dan titik leleh yang tinggi

Diperlukan energi dalam jumlah yang besar untuk bisa memutuskan ikatan logam yang sangat kuat pada atom-atom logam, sehingga dengan adanya ikatan yang sangat kuat ini menyebabkan logam memiliki titik didih dan titik leleh yang tinggi

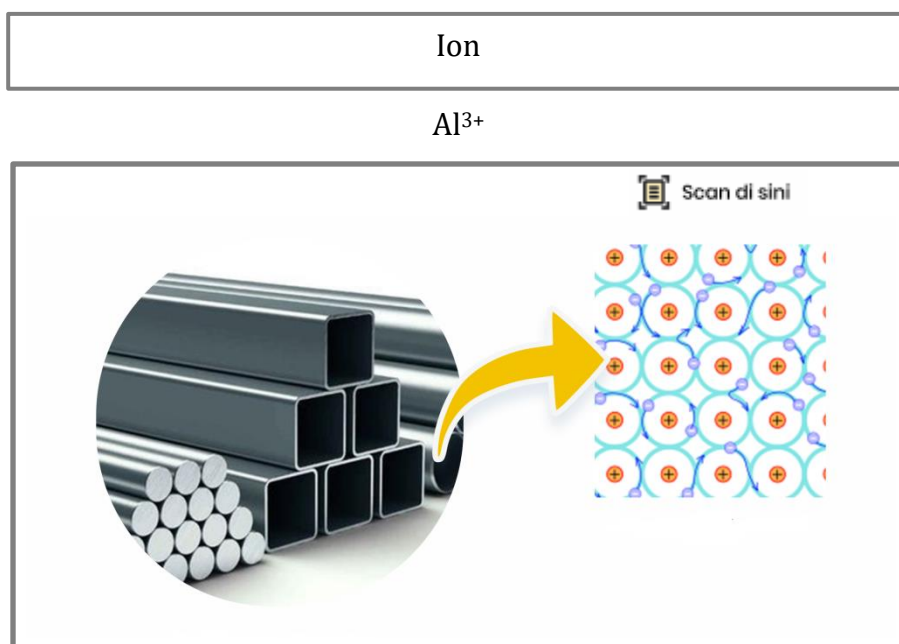
g. Memberikan efek fotolistrik dan efek termionik

Apabila elektron bebas pada ikatan logam memperoleh energi yang cukup dari luar, maka akan dapat menyebabkan terlepasnya elektron pada permukaan logam tersebut. Jika energi yang datang berasal dari berkas cahaya maka disebut efek foto listrik, tetapi jika dari pemanasan maka disebut efek termion.

## 2. Pembentukan ikatan logam

Pada proses pembentukan ikatan logam, dimana logam memiliki sedikit elektron valensi dan memiliki elektronegativitas yang rendah. Semua jenis logam cenderung melepaskan elektron

terluarnya sehingga membentuk ion-ion positif. Kulit terluar unsur logam relatif longgar (terdapat banyak tempat kosong) sehingga elektron terdelokalisasi, yaitu suatu keadaan dimana elektron valensi tidak tetap posisinya pada suatu atom, tetapi senantiasa berpindah-pindah dari satu atom ke atom lainnya. Elektron valensi logam bergerak dengan sangat cepat mengitari intinya dan berbaur dengan elektron valensi yang lain dalam ikatan logam tersebut sehingga menyerupai “awan” atau “larutan” yang membungkus ion-ion positif di dalamnya. Elektron bebas dalam orbit ini bertindak sebagai perekat atau lem. Kation logam yang berdekatan satu sama lain saling tarik menarik dengan adanya elektron bebas sebagai lemnya. Berikut contoh ikatan logam pada  $\text{Al}^{3+}$  yang dapat dilihat pada **Gambar 1.9**.



**Gambar 1.9.** Aluminium

### 3. Ikatan logam beberapa unsur

#### a. Ikatan logam natrium

Logam cenderung memiliki titik leleh dan titik didih yang tinggi sehingga memberikan kesan kuatnya ikatan yang terjadi antara atom-atomnya. Secara rata-rata logam seperti natrium (titik leleh  $97.8^{\circ}\text{C}$ ) meleleh pada suhu yang sangat jauh lebih tinggi dibanding unsur (neon) yang mendahuluinya pada tabel periodik. Natrium memiliki struktur elektron  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Tiap atom natrium tersentuh oleh delapan atom tengah dan orbital  $3s$  di semua delapan atom yang lain.

Tiap atom yang delapan ini disentuh oleh delapan atom natrium lainnya secara terus-menerus hingga diperoleh seluruh atom dalam bongkahan natrium. Semua orbital  $3s$  dalam semua atom saling tumpang tindih untuk memberikan orbital molekul dalam jumlah yang sangat banyak yang memperluas keseluruhan tiap bagian logam. Terdapat jumlah orbital molekul yang sangat banyak, tentunya karena tiap orbital hanya dapat menarik dua elektron. Elektron dapat bergerak dengan leluasa diantara orbital-orbital molekul tersebut, dan karena itu tiap elektron menjadi terlepas dari atom induknya. Elektron tersebut disebut terdelokalisasi. Logam terikat bersamaan melalui kekuatan daya tarik yang kuat antara inti positif dengan elektron yang terdelokalisasi.

#### b. Ikatan logam magnesium

Ikatan logam magnesium lebih kuat dan titik leleh juga lebih tinggi daripada natrium. Magnesium memiliki struktur elektronik terluar  $3s^2$ . Diantara elektron-elektronnya terjadi

delokalisasi, karena itu lautan yang ada memiliki kerapatan dua kali lipat daripada yang terdapat pada natrium. Sisa ion juga memiliki muatan dua kali lipat dan tentunya akan terjadi daya tarik yang lebih banyak antara ion dan lautan.

Atom-atom magnesium memiliki jari-jari yang sedikit lebih kecil dibandingkan atom-atom natrium dan karena itu elektron yang terdelokalisasi lebih dekat ke inti. Tiap atom magnesium juga memiliki 12 atom terdekat dibandingkan delapan yang dimiliki secara lebih lanjut.

c. Ikatan logam pada unsur transisi

Logam transisi cenderung memiliki titik leleh dan titik didih yang tinggi. Alasannya adalah logam transisi dapat melibatkan elektron 3d yang ada dalam kondisi delokalisasi seperti elektron pada 4s. Lebih banyak elektron yang dapat dilibatkan, kecenderungannya memiliki daya tarik yang lebih kuat.

### Latihan Soal



Jawablah pertanyaan-pertanyaan di bawah ini dengan benar!

1. Unsur-unsur logam bila bersenyawa dengan unsur-unsur non-logam mempunyai kecenderungan untuk membentuk ikatan ion. Bagaimana pendapat Anda tentang pernyataan ini? Jelaskan.
2. Mengapa kristal senyawa ion dapat pecah jika dikenai tekanan (dipukul)?
3. Mengapa ikatan ion lebih kuat dibandingkan dengan ikatan kovalen? Jelaskan secara singkat.



## BAB II

# GEOMETRI MOLEKUL

Alokasi Waktu: 2 x 45 menit

Bentuk (geometri) molekul berkaitan dengan susunan ruang atom-atom dalam molekul, kedudukan atom-atom dalam ruang tiga dimensi, dan besarnya sudut-sudut ikatan yang dibentuk dalam suatu molekul. Ikatan yang terjadi pada molekul tersebut dibentuk oleh pasangan-pasangan elektron. Bentuk molekul mempengaruhi sifat-sifat kimia dan fisisnya, seperti titik leleh, titik didih, kerapatan, dan jenis reaksi yang dialaminya.

Setelah mengetahui struktur Lewis dari suatu senyawa. Pernahkah kalian juga membayangkan bagaimana geometri molekul senyawa tersebut? Apakah geometri molekul senyawa satu dengan yang lain sama? Geometri molekul dapat diramalkan berdasarkan gaya elektrostatik antarelektron yang terlibat dalam pembentukan ikatan.

## A. TEORI TOLAKAN PASANGAN ELEKTRON VALENSI

Bentuk molekul menyatakan posisi atom-atom dalam molekul. Bentuk suatu molekul ditentukan oleh jumlah atom dan struktur atom-atom penyusun molekul tersebut. Bentuk molekul dapat divisualisasikan dalam model fisik untuk memahami karakter molekul.

Teori VSEPR adalah teori yang menggambarkan bentuk molekul berdasarkan tolakan pasangan elektron di sekitar atom pusat. Teori tolakan pasangan elektron ini dikenal dengan istilah VSEPR (*Valence Shell Electron Pair of Repulsion*). Bentuk molekul didasarkan kepada jumlah elektron yang saling tolak-menolak di sekitar atom pusat yang akan menempati tempat sejauh mungkin untuk meminimumkan tolakan. Teori VSEPR merupakan penjabaran sederhana dari rumus Lewis yang berguna untuk memprediksikan bentuk molekul poliatom berdasarkan struktur Lewis-nya.

Teori VSEPR pertama kali dikembangkan oleh Nevil Sidgwick dan Herbert Powell pada tahun 1940, dan dikembangkan lebih lanjut oleh Ronald Gillespie dan Ronald Nyholm. Ide dasar teori VSEPR

adalah adanya tolakan antara pasangan elektron sehingga pasangan elektron tersebut akan menempatkan diri pada posisi sejauh mungkin dari pasangan elektron lainnya. Posisi pasangan elektron satu dengan yang lain yang semakin berjauhan akan menyebabkan tolakan antar mereka menjadi semakin kecil. Pada posisi yang paling jauh yang dapat dicapai, tolakan antar pasangan elektron menjadi minimal. Tolakan antar pasangan elektron terjadi antara pasangan elektron bebas yang terlokalisasi pada atom pusat dan elektron ikat secara ikatan koordinasi. Teori VSEPR mengasumsikan bahwa masing-masing molekul akan mencapai geometri tertentu sehingga tolakan pasangan antarelektron di kulit valensi menjadi minimal.

## **B. TEORI DOMAIN ELEKTRON**

Atom diikat oleh atom lain dalam suatu molekul dengan menggunakan pasangan-pasangan elektron yang berada di atom pusat. Pasangan-pasangan ini mengalami gaya elektrostatis akibat dari muatan yang dimilikinya. Berdasarkan hal tersebut, pada tahun 1970, R.G. Gillespie mengajukan teori VSEPR (*Valence Shell Elektron Pair Repulsion*) yang menyatakan bahwa “pasangan-pasangan elektron akan berusaha saling menjauhi sehingga tolak-menolak antara pasangan elektron menjadi minimum”. Teori ini disebut juga teori domain elektron. Teori domain elektron adalah suatu cara meramalkan geometri molekul berdasarkan tolak-menolak elektron-elektron pada kulit luar atom pusat. Teori ini merupakan penyempurnaan dari teori VSEPR. Domain elektron berarti kedudukan elektron atau daerah keberadaan elektron.

Dalam suatu molekul kemungkinan terdapat Pasangan Elektron Ikatan (PEI) dan Pasangan Elektron Bebas (PEB). Pasangan Elektron Ikatan (PEI) adalah pasangan elektron yang digunakan untuk berikatan dan Pasangan Elektron Bebas (PEB) adalah pasangan elektron yang tidak digunakan untuk berikatan. Teori ini dikembangkan lebih lanjut untuk molekul yang memiliki ikatan rangkap. Ikatan rangkap tersebut terkungkung dalam suatu domain elektron. Domain elektron berlaku untuk pasangan elektron bebas yang terikat ke atom pusat suatu molekul.

Jumlah domain elektron ditentukan sebagai berikut:

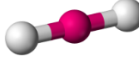
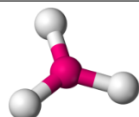
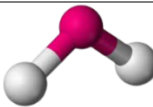
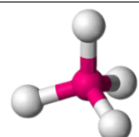
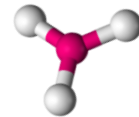
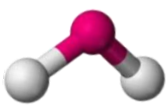
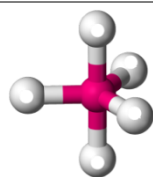
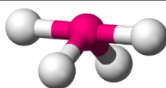
1. Setiap elektron ikatan (ikatan tunggal, rangkap atau rangkap tiga) merupakan satu domain.
2. Setiap pasangan elektron bebas merupakan satu domain.

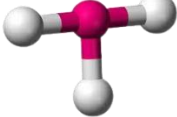

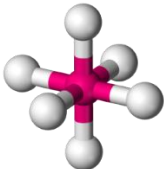
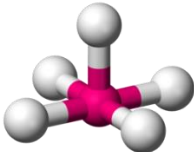
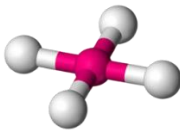
Prinsip-prinsip dasar dari Teori domain elektron adalah sebagai berikut:

1. Antar domain elektron pada atom pusat saling tolak-menolak sehingga mengatur diri sedemikian rupa sehingga tolakannya menjadi minimum.
2. Urutan kekuatan tolakan dari domain elektron:
  - a.  $PEB-PEB > PEB - PEI > PEI - PEI$
  - b. Akibat dari perbedaan kekuatan ini adalah mengecilnya sudut ikatan pada bentuk molekulnya.
3. Bentuk molekul hanya ditentukan oleh pasangan elektron ikatan (PEI).

Bentuk molekul, rumus, dan contoh senyawa yang dapat diramalkan menggunakan teori domain elektron dapat dilihat pada **Tabel 2.1**.

**Tabel 2.1** Bentuk Molekul Teori Domain Elektron

PE	PEI (X)	PEB (E)	Tipe	Bentuk Geometri Molekul	Contoh
2	2	0	$AX_2$	Linear	 $BeCl_2, CS_2$
3	3	0	$AX_3$	Trigonal datar	 $BCl_3, BF_3$
3	2	1	$AX_2E$	Trigonal bentuk V	 $SO_2, PbCl_2$
4	4	0	$AX_4$	Tetrahedral	 $CH_4, SO_4^{2-}$
4	3	1	$AX_3E$	Piramida trigonal	 $NH_3, PF_3$
4	2	2	$AX_2E_2$	Planar bentuk V	 $H_2O, SCl_2$
5	5	0	$AX_5$	Bipiramida trigonal	 $PCl_5, SOF_4$
5	4	1	$AX_4E$	Tetrahedral	 $SF_4, TeCl_4$

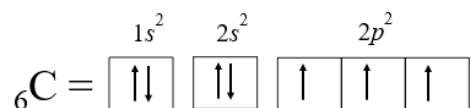
				terdistorsi (jungkat- jungkit)		
5	3	2	$AX_3E_3$	Planar huruf T		$ClF_3, BrF_3$
5	2	3	$AX_2E_3$	Linear		$I_3^-, IF_2^-$
6	6	0	$AX_6$	Oktahedral		$SF_6, IOF_5$
6	5	1	$AX_5E$	Piramida segiempat		$IF_5, BrF_5$
6	4	2	$AX_4E_2$	Segi empat datar		$ICl_4^-, XeF_4$

### C. TEORI HIBRIDISASI

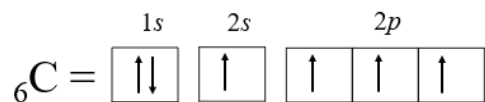
Teori domain elektron dapat digunakan untuk meramalkan bentuk molekul, tetapi teori ini tidak dapat digunakan untuk mengetahui penyebab suatu molekul dapat berbentuk seperti itu. Sebagai contoh, teori domain elektron meramalkan molekul metana ( $CH_4$ ) berbentuk tetrahedron dengan 4 ikatan C-H yang ekuivalen

dan fakta eksperimen juga sesuai dengan ramalan tersebut, akan tetapi mengapa molekul  $\text{CH}_4$  dapat berbentuk tetrahedron?

Atom karbon pada tingkat dasar memiliki konfigurasi elektron sebagai berikut:

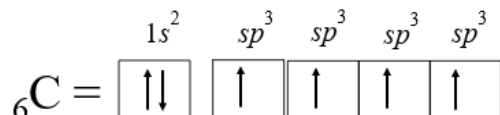


Dengan konfigurasi seperti itu, karbon hanya mampu membentuk 2 ikatan kovalen. Hal itu disebabkan atom karbon hanya memiliki 2 elektron yang tidak berpasangan. Karena atom karbon membentuk 4 ikatan kovalen, maka diperlukan 4 elektron tidak berpasangan. Untuk memenuhi hal itu, 1 elektron pada orbital 2s dapat dianggap dipromosikan ke orbital 2p sehingga konfigurasi atom karbon berubah menjadi berikut:



Keempat elektron itu tidak ekuivalen karena 1 elektron terdapat pada orbital 2s dan 3 elektron terdapat pada orbital 2p. akibatnya, bentuk molekul  $\text{CH}_4$  belum dapat dijelaskan. Agar dapat dijelaskan, keempat orbital yaitu 1 orbital 2s dan 3 orbital 2p mengalami hibridisasi. Hibridisasi adalah pencampuran orbital-orbital atom dari suatu atom (biasanya atom pusat) untuk menghasilkan satu set orbital atom baru yang disebut orbital hibrida. Pencampuran antara orbital 2s dan 3 orbital 2p menghasilkan 4 orbital hibrida  $sp^3$ . Elektron-elektron dalam orbital hibrida memiliki

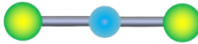
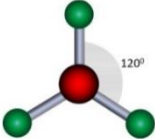
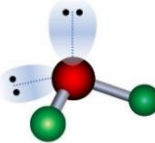
tingkat energi yang sama. Adapun konfigurasi elektron atom karbon yang telah mengalami hibridisasi adalah:

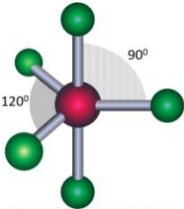
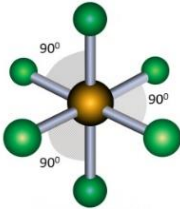


Hibridisasi tidak hanya menyangkut tingkat energi, tetapi juga bentuk orbital gambar. Sekarang, C dengan orbital hibrida  $sp^3$ , dapat membentuk 4 ikatan kovalen yang ekuivalen. Jadi, hibridisasi adalah peleburan orbital-orbital dari tingkat energi yang berbeda menjadi orbital-orbital yang setingkat.

Jumlah orbital hibrida (hasil hibridisasi) sama dengan jumlah orbital yang terlihat pada hibridisasi itu. Berbagai tipe hibridisasi disajikan dalam **Tabel 2.2**.

**Tabel 2.2** Berbagai Macam Hibridisasi

Orbital Asal	Orbital Hibrida	Bentuk Orbital Hibrida	Gambar
$s, p$	$sp$	linier	
$s, p, p$	$sp^2$	trigonal planar	
$s, p, p, p$	$sp^3$	tetrahedral	

$s, p, p,$ $p, d$	$sp^3d$	bipiramida trigonal	
$s, p, p,$ $p, d, d$	$sp^3d^2$	oktahedral	

#### D. CARA MERAMALKAN BENTUK MOLEKUL

Tipe molekul merupakan suatu notasi yang menyatakan jumlah domain (pasangan elektron) di sekitar atom pusat dari suatu molekul, baik domain ikatan maupun domain bebas. Tipe molekul ditentukan dengan notasi sebagai berikut:



Keterangan:

A = atom pusat

X = Pasangan Elektron Ikatan (PEI)

E = Pasangan Elektron Bebas (PEB)

m = Jumlah Pasangan Elektron Ikatan (PEI)

n = Jumlah Pasangan Elektron Bebas (PEB)

Bentuk molekul-molekul sederhana dapat diramalkan dengan cara menentukan:

1. Struktur Lewis senyawa yang dicari bentuk molekulnya

2. Banyaknya Pasangan Elektron Ikatan (PEI)
3. Banyaknya Pasangan Elektron Bebas (PEB)
4. Bentuk notasi
5. Tipe bentuk molekul.

### Contoh

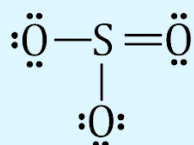


Tentukan tipe molekul  $\text{SO}_3$

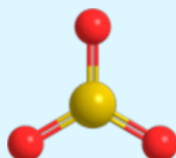
Penyelesaian:

1. Molekul  $\text{SO}_3$

- Menentukan struktur lewis  $\text{SO}_3$



- Menentukan banyaknya PEI : 3
- Menentukan banyaknya PEB : 0
- Bentuk notasi :  $\text{AX}_3$
- Tipe molekul : Trigonal Planar
- Bentuk molekul  $\text{SO}_3$



## Latihan Soal



Jawablah pertanyaan di bawah ini dengan benar!

1. Tentukanlah jumlah pasangan elektron ikatan dan pasangan elektron bebas molekul berikut:
  - a.  $\text{H}_2\text{S}$
  - b.  $\text{C}_2\text{H}_2$
2. Tentukan tipe molekul dari senyawa biner berikut:
  - a.  $\text{SnBr}_2$
  - b.  $\text{CO}_3^{2-}$
  - c.  $\text{AsF}_5$
3. Untuk masing-masing molekul/ion berikut, tentukan atom pusatnya dan hibridisasi untuk atom tersebut!
  - a.  $\text{CO}_2$
  - b.  $\text{BF}$
  - c.  $\text{ClO}_3$



### **BAB III**

# **INTERAKSI ANTAR MOLEKUL**

Alokasi Waktu: 2 x 45 menit

Gaya tarik-menarik antarmolekul (interaksi antarmolekul), yaitu gaya yang menyebabkan antarmolekul menjadi terikat dalam satu kelompok atau merupakan interaksi antara molekul-molekul dalam suatu zat (unsur atau senyawa) melalui gaya elektrostatis. Gaya antarmolekul ini sangat dipengaruhi kepolaran dari masing-masing molekul. Gaya tarik menarik antarmolekul sangat berkaitan dengan sifat fisika dari senyawa yang bersangkutan.

Kenapa titik didih setiap larutan berbeda-beda? Apa yang menyebabkan perbedaan tersebut? Hal ini berkaitan dengan adanya interaksi antarmolekul.

Gaya tarik-menarik antarmolekul (interaksi antarmolekul), yaitu gaya yang menyebabkan antarmolekul menjadi terikat dalam satu kelompok atau merupakan interaksi antara molekul-molekul dalam suatu zat (unsur atau senyawa) melalui gaya elektrostatis. Gaya antarmolekul ini sangat dipengaruhi kepolaran dari masing-masing molekul. Gaya tarik menarik antarmolekul sangat berkaitan dengan sifat fisika dari senyawa yang bersangkutan.

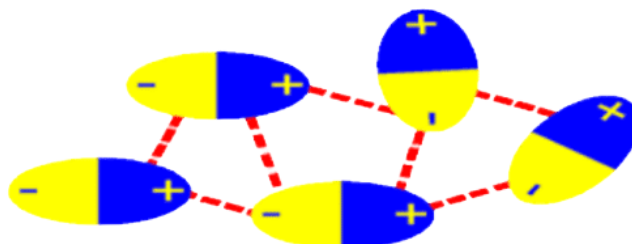
Ikatan kimia merupakan gaya intramolekul yang mengikat atom-atom di dalam molekulnya. Jika gaya ini diganggu maka akan terjadi reaksi kimia. Sementara itu, gaya antarmolekul adalah gaya tarik menarik antarmolekul yang berdekatan. Secara umum gaya antarmolekul lebih lemah dibandingkan gaya intramolekul. Gaya antarmolekul ini menentukan sifat-sifat fisik dari zat, seperti titik didih dan titik leleh. Ada 3 gaya antarmolekul, yaitu gaya tarik-menarik dipol sesaat (gaya London), gaya tarik-menarik dipol-dipol, dan ikatan hidrogen. Gaya tarik-menarik dipol sesaat dan gaya tarik-menarik dipol-dipol juga sering disebut gaya Van der Waals. Hal ini sesuai dengan hipotesis Johannes van der Waals pada tahun 1873 tentang adanya gaya antarmolekul.

#### **A. GAYA VAN DER WAALS**

Gaya Van Der Waals terjadi antarmolekul dimana molekul polar memiliki ujung-ujung yang muatannya berlawanan. Ketika

dikumpulkan, maka molekul polar akan mengatur dirinya (membentuk formasi) sedemikian hingga ujung yang bermuatan positif akan berdekatan dengan ujung yang bermuatan negatif dari molekul lain dengan formasi yang tidak tetap karena molekul selalu bergerak dan bertumbukan atau bertabrakan.

Gaya Van Der Waals diusulkan pertama kali 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 dari atom lain yang disebut gaya tarik-menarik elektrostatik (gaya coulomb). Umumnya terdapat pada senyawa polar. Contoh: HCl, HI, dan HBr. Gaya Van der Waals dapat dilihat pada **Gambar 3.1**.



**Gambar 3.1** Gaya Van der Waals

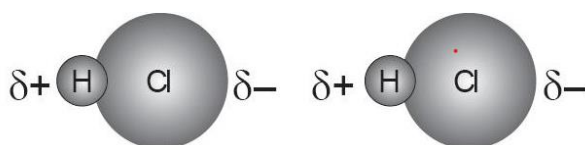
Gaya Van Der Waals ini bekerja bila jarak antarmolekul sudah sangat dekat, tetapi tidak melibatkan terjadinya pembentukan ikatan antar atom. Misalnya, pada suhu  $-160\text{ }^{\circ}\text{C}$  molekul  $\text{Cl}_2$  akan mengkristal dalam lapisan-lapisan tipis dan gaya yang bekerja untuk menahan lapisan-lapisan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

### 1. Gaya Orientasi

Gaya orientasi terjadi pada molekul-molekul yang mempunyai dipol permanen atau molekul polar. Interaksi 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.

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. Terjadinya gaya orientasi dapat dilihat pada **Gambar 3.2**.



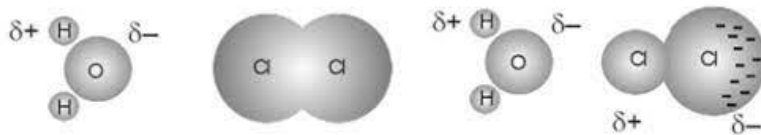
**Gambar 3.2** Terjadi Gaya Orientasi

### 2. Gaya Imbas

Gaya imbas terjadi bila terdapat molekul dengan dipol permanen, berinteraksi dengan molekul dipol sesaat. Adanya molekul-molekul polar dengan dipol permanen akan menyebabkan imbasan dari kutub molekul polar kepada molekul

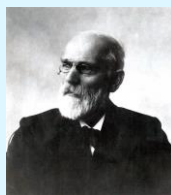
nonpolar, sehingga elektron-elektron dari molekul nonpolar tersebut mengumpul pada salah satu sisi molekul (terdorong atau tertarik), yang menimbulkan terjadinya dipol sesaat pada molekul nonpolar tersebut.

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. Contoh terjadinya gaya imbas dapat dilihat pada **Gambar 3.3**.



**Gambar 3.3** 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.

## Info Tokoh



### Johannes Diderik Van der Waals (1837 – 1923)

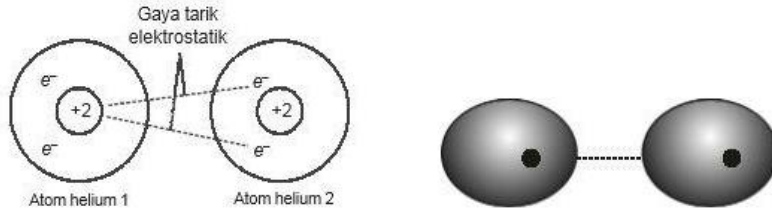
Telah lama diketahui bahwa sifat-sifat gas nyata berbeda dengan gas ideal, sebagaimana diperkirakan oleh teori termodinamika dan kinetika molekul gas. Van der Waals menunjukkan hipotesis kekontinuan keadaan zat gas dan cair dengan menggabungkan teori kinetika gas dengan teori kapilaritas dai Laplace.

Dalam teorinya mengenai keadaan yang sama (1880), menunjukkan sebuah keadaan kesetimbangan untuk senyawa yang homogen dalam syarat-syarat tekanan, volume, dan suhu (lihat persamaan gas); seperti persamaan gas ideal, kesetimbangannya berisi faktor tetap (berbeda untuk masing-masing senyawa) untuk menghitung kebenaran bahwa molekul-molekul mempunyai ukuran terbatas dan mengalami gaya tarikmenarik yangmah (sekarang dinamakan gaya Van der Waals). Atas pengabdianya dan penemuan persamaan pasangan campuran, ia menerima Hadiah Nobel Fisika tahun 1910. Ia menjadi profesor (1877-1907) di Universitas Amsterdam.

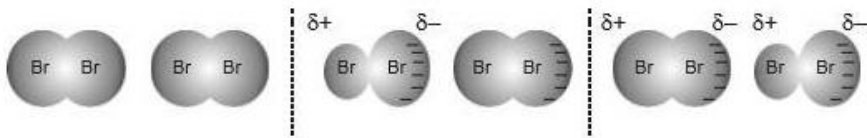
## B. GAYA LONDON

Gaya London adalah gaya tarik menarik antarmolekul nonpolar yang lemah akibat terbentuknya dipol sesaat karena adanya aliran elektron. Suatu getaran dalam sebuah molekul mengimbas (menginduksi) suatu geseran elektron-elektron suatu molekul di sebelahnya.

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. Contoh pembentukan dipol sesaat pada atom-atom helium dapat dilihat pada **Gambar 3.4**.



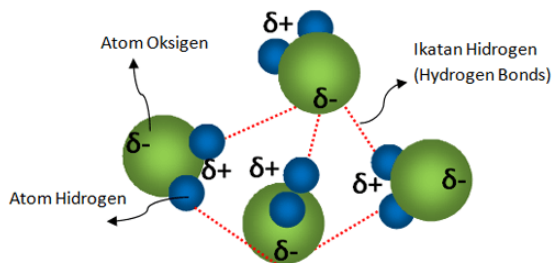
**Gambar 3.4** Dua skema yang menggambarkan pembentukan dipol sesaat pada atom-atom helium.



**Gambar 3.5** Terjadinya dipol sesaat

### C. IKATAN HIDROGEN

Ikatan hidrogen adalah ikatan yang terjadi antara atom hidrogen pada suatu molekul dengan atom nitrogen (N), oksigen (O), atau fluor (F) pada molekul yang lain. Ikatan ini termasuk yang paling kuat, namun juga memiliki ciri ikatan kovalen, yaitu mempunyai arah, lebih kuat dari Gaya Van der Waals, menghasilkan jarak antar atom yang lebih pendek dari jari-jari Van der Waals dan melibatkan pasangan dalam jumlah terbatas. Contoh: HF, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>OH, dan C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH. Sebagai contoh yaitu ikatan 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. Contoh ikatan hidrogen pada molekul H<sub>2</sub>O dapat dilihat pada **Gambar 3.6**.



**Gambar 3.6** Ikatan Hidrogen pada Molekul H<sub>2</sub>O

Senyawa yang di dalamnya terdapat ikatan hidrogen umumnya memiliki titik didih yang lebih tinggi dibandingkan dengan senyawa lain yang segolongan. 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.

#### **D. PENGARUH GAYA ANTARMOLEKUL TERHADAP SIFAT FISIKA ZAT**

Gaya antarmolekul yang dihasilkan memengaruhi sifat fisis senyawa, diantaranya titik didih dan titik leleh, wujud zat, kekentalan, kelarutan, dan bentuk permukaan cair.

##### **1. Pengaruh Ikatan Hidrogen pada Titik Didih**

Titik didih suatu zat dipengaruhi oleh:

- a) Mr, jika Mr besar maka titik didih besar dan Mr kecil maka titik didih kecil.

- b) Ikatan antarmolekul, jika ikatan kuat maka titik didih besar dan ikatan lemah maka titik didih kecil

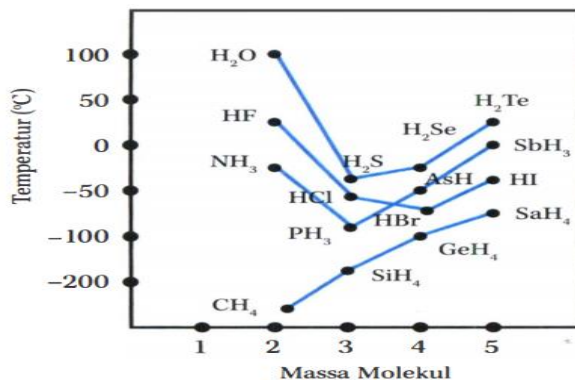
Perhatikan data Mr dan perbedaan keelektronegatifan senyawa golongan halogen (VIIA) pada **Tabel 3.1**.

**Tabel 3.1** Perbedaan Keelektronegatifan Senyawa halogen

Senyawa	Mr	Perbedaan Keelektronegatifan	Titik Didih (°C)
HF	20	2,0	+19
HCl	36,5	0,8	-85
HBr	81	0,7	-66
HI	128	0,4	-35

Jadi urutan titik didihnya: HF > HI > HBr > 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 dari CH<sub>4</sub> sampai SnH<sub>4</sub>, titik didih naik secara beraturan. Titik didih hidrida unsur-unsur golongan VIA dan golongan VA dapat dilihat pada **Gambar 3.7**.



**Gambar 3.7** Titik didih hidrida unsur-unsur golongan VIA dan golongan VA

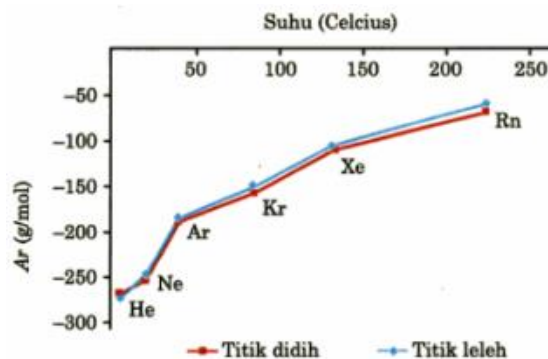
Unsur hidrida unsur-unsur golongan VIA ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ) terdapat penyimpangan yang sangat mencolok pada unsur  $\text{H}_2\text{O}$ . Penyimpangan yang sama juga terdapat pada  $\text{NH}_3$  dengan hidrida unsur-unsur golongan VA lain ( $\text{PH}_3$ ,  $\text{AsH}_3$ , dan  $\text{SbH}_3$ ) dan juga pada  $\text{HF}$  dengan hidrida unsur-unsur golongan VIIA lainnya ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ , dan  $\text{HAt}$ ). Sifat yang abnormal dari  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ , 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  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  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 elektrostatik antara atom hidrogen yang terikat pada atom yang memenuhi keelektronegatifan besar (atom F, O, atom N) dengan atom

berelektronegatifan besar dari molekul tetangga, baik antarmolekul sejenis maupun yang berlainan jenis.

## 2. Pengaruh Gaya London Terhadap Titik Didih dan Titik Leleh

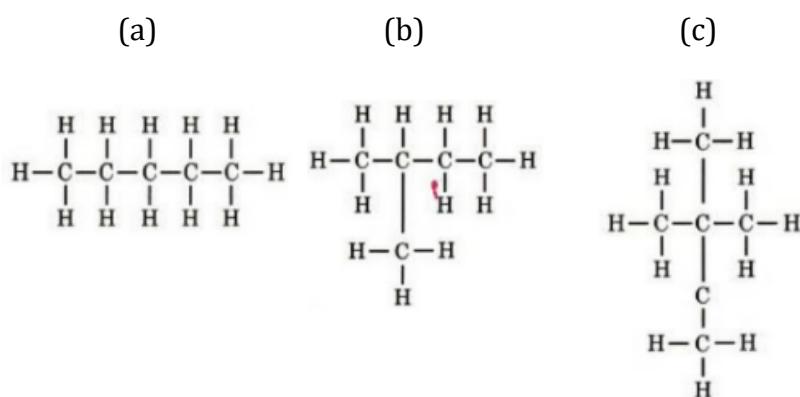
Seperti halnya ikatan hidrogen, kekuatan gaya London berbanding lurus dengan titik didih dan titik leleh. Semakin besar gaya London suatu senyawa, titik didih dan titik leleh akan semakin tinggi. Grafik antara Ar unsur-unsur golongan gas mulia dengan titik didih dan titik lelehnya dapat dilihat pada **Gambar 3.8**.



**Gambar 3.8** Grafik antara Ar unsur-unsur golongan gas mulia dengan titik didih dan titik lelehnya

Perhatikan **Gambar 3.8**. Jumlah elektron dalam suatu atom atau molekul berbanding lurus dengan massa atom atau molekul. Banyaknya elektron yang dimiliki atom atau molekul menyebabkan atom atau molekul tersebut semakin mudah membentuk dipol sesaat dan sipol terinduksi. Akibatnya, gaya London yang terbentuk semakin kuat. Semakin kuat gaya London, titik didih dan titik leleh akan semakin tinggi.

Selain Ar atau Mr, faktor lain yang mempengaruhi kekuatan gaya London adalah jumlah cabang suatu molekul. n-pentana, 2-metil-butana, dan 2,2-dimetil-propana merupakan molekul nonpolar sehingga senyawa-senyawa tersebut mempunyai gaya London. Jika kita mengamati rumus molekul, Mr dan struktur molekulnya, ketiga molekul tersebut mempunyai rumus molekul dan Mr yang sama, tetapi struktur molekul yang berbeda. Dengan demikian, n-pentana 2-metil-butana, dan 2,2-dimetil-propana merupakan isomer yang dapat dilihat pada **Gambar 3.9**.



**Gambar 3.9** (a) n-pentana tidak mempunyai cabang,  
(b) 2-metil butana mempunyai 1 cabang  
(c) 2,2-dimetil-propana mempunyai 2 cabang

Semakin sedikit jumlah cabang, titik didih dan titik lebur zat akan semakin tinggi. Hal tersebut disebabkan karena pada molekul yang berisomer, terbentuknya dipol terinduksi ditentukan oleh luas permukaan sentuh antarmolekul. Semakin luas permukaan sentuh, penginduksian semakin mudah terjadi sehingga dipol terinduksi akan lebih mudah terbentuk. Luas

permukaan sentuh n-pentana lebih besar daripada 2-metil-butana dan 2,2-dimetil-propana. Adapun luas permukaan sentuh 2-metil-butana lebih besar daripada 2,2-dimetil-propana.

### Latihan Soal



Jawablah pertanyaan di bawah ini dengan benar!

1. Air yang kita gunakan sehari-hari termasuk senyawa polar. Mengapa senyawa polar cenderung memiliki titik didih dan titik leleh yang lebih tinggi daripada senyawa nonpolar dengan massa molekul relatif sama?
2. Jelaskan mengapa titik didih propana lebih tinggi dari etana!
3. Apa yang kalian ketahui tentang Imbas? Jelaskan.

**LATIHAN SOAL****PAKET A****Materi : Ikatan Kimia****Kelas : X/MIPA****Waktu : 90 Menit****Petunjuk Umum**

1. Periksa dan bacalah soal dengan teliti sebelum mengerjakan
  2. Berilah tanda silang (X) pada huruf A, B, C, D atau E pada jawaban yang paling tepat!
  3. Gunakan waktu dengan efektif dan efisien
  4. Periksa kembali pekerjaan Anda, kemudian koreksi jawaban dengan mencocokkan pada kunci jawaban dan pembahasan yang telah disediakan.
- 

1. Pada proses pembentukan ikatan kimia, yang berperan penting adalah ....
  - A. nomor atom
  - B. elektron
  - C. nomor massa
  - D. proton
  - E. elektron valensi
2. Unsur-unsur di alam stabil, karena unsur-unsur tersebut mengikuti konfigurasi dari golongan ....
  - A. alkali
  - B. alkali tanah
  - C. karbon
  - D. halogen
  - E. gas mulia
3. Unsur golongan VIIIA yang tidak mempunyai elektron terluar oktet adalah ....
  - A. He
  - B. Ne
  - C. Ar
  - D. Kr
  - E. Xe
4. Suatu senyawa yang terbentuk dengan cara serah

- terima elektron antara atom logam dengan nonlogam mempunyai ikatan ....
- A. van der waals
  - B. ion
  - C. logam
  - D. kovalen
  - E. hidrogen
5. Diantara sifat berikut ini yang bukan sifat senyawa ion adalah ....
- A. rapuh
  - B. titik leleh tinggi
  - C. larutannya dapat menghantar listrik
  - D. lelehannya dapat menghantar listrik
  - E. padatnya dapat menghantar listrik
6. Pasangan senyawa di bawah ini yang merupakan senyawa ion adalah ....
- A. NaCl dan KBr
  - B. CH<sub>4</sub> dan NH<sub>3</sub>
  - C. SO<sub>2</sub> dan HCl
  - D. H<sub>2</sub>O dan KBr
  - E. KCl dan HCl
7. Di antara zat berikut ini, yang mengandung ikatan ion adalah ....
- A. es batu
  - B. silikon
  - C. perunggu
  - D. batu kapur
  - E. gula
8. Ikatan elektrovalen paling mudah terbentuk dari persenyawaan antara unsur ....
- A. golongan alkali dengan golongan alkali tanah
  - B. golongan halogen dan golongan alkali
  - C. golongan halogen dan golongan halogen
  - D. golongan alkali tanah dan golongan halogen
  - E. golongan oksigen dan golongan alkali
9. Unsur-unsur yang terdapat pada golongan VIIA akan berikatan ion dengan unsur-unsur yang terletak pada ....

- A. golongan IA dan IIA  
B. golongan IA dan IVA  
C. golongan IIA dan IVA  
D. golongan IVA dan VA  
E. golongan VA dan VIA
10. Perhatikan pernyataan berikut ini!
- 1) disebut juga sebagai kation
  - 2) terbentuk dari proses penangkapan elektron
  - 3) jumlah elektron lebih banyak dibandingkan proton
  - 4) disebut juga sebagai anion
  - 5) jumlah proton sama dengan elektron
- Pernyataan yang benar terkait ion negatif ditunjukkan oleh nomor ....
- A. 1, 2 dan 3  
B. 1, 3 dan 4  
C. 1, 4 dan 5  
D. 2, 3 dan 4  
E. 3, 4 dan 5
11. Menurut analisis kalian, pernyataan berikut yang menyimpang dari fakta tentang unsur  ${}_{11}\text{Na}$  jika berikatan dengan unsur  ${}_{17}\text{Cl}$  dalam membentuk senyawa NaCl adalah ....
- A. melepas satu elektron valensi  
B. memiliki muatan +1  
C. ionnya memiliki konfigurasi elektron  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$   
D. mengikuti aturan oktet  
E. membentuk ion  $\text{Na}^+$
12. Suatu senyawa memiliki ciri-ciri sebagai berikut.
- 1) berwujud padat pada suhu kamar
  - 2) meleleh pada suhu di atas  $400\text{ }^\circ\text{C}$
  - 3) larut dan mengion di dalam air
  - 4) larutannya dapat menghantarkan arus listrik

- Di antara senyawa berikut yang paling memungkinkan memiliki ciri-ciri diatas adalah ....
- A. HCl
  - B.  $\text{CCl}_4$
  - C. MgO
  - D.  $\text{H}_2\text{O}$
  - E.  $\text{NH}_3$
13. Cara untuk mendapatkan kestabilan unsur yang mempunyai nomor atom 6 adalah dengan ....
- A. melepaskan 4 elektron valensinya membentuk ion dengan muatan -4
  - B. mengikat 4 elektron dari atom lain menjadi ion dengan muatan -4
  - C. melepaskan 4 elektron valensinya membentuk ion dengan muatan +4
  - D. mengikat 4 elektron dari atom lain dengan membentuk ion dengan muatan +4
  - E. membentuk 4 pasangan elektron dengan atom lain.
14. Kelompok senyawa yang semuanya berikatan ion adalah ....
- A.  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}_2$ , dan  $\text{H}_2\text{O}$
  - B.  $\text{CH}_4$ , NaCl, dan  $\text{CaCl}_2$
  - C. NaCl, HCl, dan  $\text{H}_2\text{O}$
  - D. KCl, NaI, dan  $\text{MgBr}_2$
  - E.  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ , dan NaI
15. Senyawa yang terbentuk jika unsur Mg ( $Z = 12$ ) berikatan dengan unsur N ( $Z = 7$ ) memiliki rumus kimia ....
- A. MgN
  - B.  $\text{MgN}_2$
  - C.  $\text{Mg}_2\text{N}$
  - D.  $\text{Mg}_3\text{N}$
  - E.  $\text{Mg}_3\text{N}_2$
16. Diantara pasangan unsur berikut yang dapat membentuk senyawa ion adalah ....
- A. C ( $Z = 6$ ) dan Cl ( $Z = 17$ )
  - B. N ( $Z = 7$ ) dan H ( $Z = 1$ )

- C. C ( $Z = 6$ ) dan O ( $Z = 8$ )
- D. Mg ( $Z = 12$ ) dan Cl ( $Z = 17$ )
- E. P ( $Z = 15$ ) dan O ( $Z = 8$ )
17. Atom unsur yang akan membentuk ikatan ion dengan atom unsur X yang bernomor atom 17 adalah ....
- A.  ${}_6\text{C}$
- B.  ${}_8\text{O}$
- C.  ${}_{11}\text{Na}$
- D.  ${}_{14}\text{Si}$
- E.  ${}_{16}\text{S}$
18. Suatu senyawa yang terbentuk dengan cara menggunakan pasangan elektron bersama mempunyai ikatan ....
- A. van der waals
- B. ion
- C. logam
- D. kovalen
- E. hidrogen
19. Sebuah atom netral X mempunyai konfigurasi elektron sebagai berikut:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Jika unsur tersebut membentuk senyawa hidrida, maka jenis ikatan dan rumus senyawa yang terbentuk adalah ....
- A. Ion dengan rumus HX
- B. ion, dengan rumus  $\text{HX}_2$
- C. kovalen dengan rumus HX
- D. kovalen dengan rumus  $\text{HX}_2$
- E. kovalen dengan rumus  $\text{H}_2\text{X}$
20. Jika  ${}_{11}\text{X}$  unsur berikatan dengan unsur  ${}_{16}\text{Y}$  maka rumus senyawa dan jenis ikatan yang terjadi adalah .... (UN KIMIA 2010)
- A. XY, ion
- B.  $\text{X}_2\text{Y}$ , ion
- C.  $\text{XY}_2$ , ion
- D.  $\text{X}_2\text{Y}$ , kovalen
- E.  $\text{XY}_2$ , kovalen
21. Diketahui unsur X dan Y memiliki konfigurasi elektron sebagai berikut:
- X:  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$

Y: [Ne]  $3s^2 3p^5$

Apabila X dan Y bersenyawa, rumus senyawa yang terbentuk adalah .... (UN 2015)

- A.  $X_3Y$
- B.  $X_3Y_2$
- C.  $X_2Y$
- D.  $X_2Y_3$
- E.  $XY_3$

22. Suatu atom X mempunyai massa atom 39 dan jumlah neutron 20, sedangkan atom Y mempunyai jumlah proton 17. Jika kedua atom itu berikatan maka rumus molekulnya adalah ....

- A. XY
- B.  $XY_2$
- C.  $X_2Y_3$
- D.  $X_3Y_2$
- E.  $X_2Y$

23. Diketahui X, Y, dan Z dapat membentuk senyawa  $XH_4$ ,  $YH_3$ , dan  $H_2Z$ . Jika diketahui nomor atom X, Y, dan Z

berturut-turut 6, 7, 8, pernyataan berikut yang paling tepat adalah .... (SIMAK UI 2018).

- A.  $XH_4$  lebih polar dibanding  $YH_3$
- B.  $YH_3$  lebih polar dibanding  $H_2Z$
- C.  $H_2Z$  lebih polar dibanding  $XH_4$
- D.  $YH_3$  senyawa yang paling polar
- E.  $H_2Z$  senyawa yang paling tidak polar

24. Senyawa manakah yang momen dipolnya tidak sama dengan nol ....

- A.  $BCl_3$
- B.  $PCl_3$
- C.  $CH_4$
- D.  $PCl_5$
- E.  $BeCl_2$

25. Senyawa dibawah ini yang tidak memiliki ikatan kovalen koordinasi adalah ....

- A. amonia

- B. belerang dioksida  
C. belerang trioksida  
D. dinitrogen trioksida  
E. dinitrogen pentaoksida
26. Gas nitrogen ( $N_2$ ) yang terdapat di atmosfer bersifat kurang reaktif karena .... (Olimpiade Kimia Kabupaten Kota 2010).
- A. atom N tidak terdapat orbital 2d di kulit terluarnya  
B. kuatnya ikatan kovalen dalam molekul  $N_2$   
C. energi ionisasi yang tinggi dari nitrogen dibandingkan dengan oksigen  
D. kelarutan nitrogen dalam air sangat rendah  
E. gas nitrogen memenuhi
27. Molekul yang memiliki bentuk molekul tetrahedral adalah ....
- A.  $SF_4$   
B.  $XeF_4$   
C.  $H_2O$   
D.  $PCl_3$   
E.  $CH_4$
28. Molekul dengan orbital hibrida  $sp^2$  memiliki bentuk orbital ....
- A. linear  
B. segitiga datar  
C. segitiga piramida  
D. tetrahedral  
E. oktahedral
29. Sifat-sifat senyawa  $SF_6$  salah satunya adalah ....
- A. bentuk molekulnya tetrahedral  
B. mempunyai hibridisasi  $sp^3$   
C. mempunyai 2 PEI  
D. mempunyai 6 PEI  
E. bersifat polar
30. Gaya dispersi pada molekul-molekul non-polar terjadi akibat adanya ....
- A. dipol-dipol permanen  
B. dipol-dipol sesaat  
C. imbasan dipol poermanen

- D. gaya elektrostatik molekul polar
- E. ikatan hidrogen

**LATIHAN SOAL****PAKET B****Materi : Ikatan Kimia****Kelas : X/MIPA****Waktu : 90 Menit****Petunjuk Umum**

1. Periksa dan bacalah soal dengan teliti sebelum mengerjakan
2. Berilah tanda silang (X) pada huruf A, B, C, D atau E pada jawaban yang paling tepat!
3. Gunakan waktu dengan efektif dan efisien
4. Periksa kembali pekerjaan Anda, kemudian koreksi jawaban dengan mencocokkan pada kunci jawaban dan pembahasan yang telah disediakan.

- 
- 
1. Setiap unsur mampu membentuk ikatan kimia karena memiliki ....
    - A. elektron valensi
    - B. kecenderungan membentuk konfigurasi elektron gas mulia
    - C. lintasan elektron
    - D. neutron dalam inti atom
    - E. proton dan neutron
  2. Kr yang mempunyai nomor atom 36 termasuk golongan gas mulia. Hal ini ditunjukkan oleh ....
    - A. keelektronegatifan Kr besar
    - B. mudahnya bereaksi dengan unsur lain
    - C. membentuk ikatan ion
    - D. elektron valensinya 8
    - E. termasuk golongan VII A
  3. Jumlah pasangan elektron ikatan (PEI) yang dimiliki oleh  $\text{NH}_3$  adalah .... (diketahui nomor atom N = 7 dan H = 1)
    - A. 2
    - B. 3
    - C. 4

- D. 5  
E. 6
4. Kestabilan gas mulia dijadikan pijakan atom atom lain, sehingga atom-atom tersebut menginginkan konfigurasi seperti gas mulia dengan melakukan cara-cara di bawah ini **kecuali** ....
- A. melepas elektron  
B. menyerap elektron  
C. memasang elektron  
D. menerima pasangan elektron  
E. menerima minimal dua pasang elektron
5. Nomor atom unsur P, Q, R dan S adalah 6, 9, 11, dan 18. Pasangan unsur-unsur yang diharapkan dapat membentuk ikatan ion adalah ....
- A. P dan Q  
B. R dan Q  
C. Q dan S  
D. S dan R  
E. P dan S
6. Unsur X mempunyai konfigurasi  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ . Senyawa kloridanya mempunyai rumus ....
- A. XCl  
B. XCl<sub>2</sub>  
C. XCl<sub>3</sub>  
D. XCl<sub>4</sub>  
E. XCl<sub>5</sub>
7. Di antara kelompok molekul di bawah ini yang yang **tidak** mengikuti kaidah oktet adalah ... (OSK KIMIA 2016).
- A. CO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>  
B. O<sub>2</sub>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, CH<sub>3</sub>Cl  
C. BCl<sub>3</sub>, NO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>  
D. N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, HCN, NH<sub>4</sub><sup>-</sup>  
E. C<sub>2</sub>N<sub>2</sub>, ClNO<sub>2</sub>, CS<sub>2</sub>
8. Di antara unsur-unsur di bawah ini yang memiliki kecenderungan untuk menangkap elektron adalah ....
- A. <sub>1</sub>H  
B. <sub>7</sub>N  
C. <sub>9</sub>F  
D. <sub>15</sub>P

- E.  ${}_{20}\text{Ca}$
9. Suatu senyawa memiliki sifat-sifat sebagai berikut.
- 1) mempunyai titik leleh dan titik didih yang rendah
  - 2) dalam bentuk lelehan tidak dapat menghantarkan arus listrik
  - 3) dalam bentuk larutan tidak dapat menghantarkan arus listrik
- Jenis ikatan yang terdapat dalam senyawa tersebut adalah ....
- A. ikatan ion
  - B. ikatan hidrogen
  - C. ikatan kovalen polar
  - D. ikatan kovalen koordinasi
  - E. ikatan kovalen koordinasi
10. Diantara unsur golongan IVA, unsur yang istimewa karena semua elektron valensinya dapat berikatan adalah ....
- A. karbon
  - B. silikon
  - C. arsen
  - D. antimon
  - E. bismuth
11. Perbedaan antara ion  $\text{Na}^+$  dengan atom natrium adalah ....
- A. ion  $\text{Na}^+$  kelebihan 1 proton
  - B. ion  $\text{Na}^+$  kelebihan 1 elektron
  - C. ion  $\text{Na}^+$  kekurangan 1 elektron
  - D. ion  $\text{Na}^+$  kekurangan 1 proton
  - E. ion  $\text{Na}^+$  kekurangan 1 neutron
12. Nomor atom oksigen adalah 8. Dalam bentuk anionnya  $\text{O}^{2-}$  memiliki konfigurasi elektron yang tepat yaitu ....
- A. 2, 4
  - B. 2, 6
  - C. 2, 8
  - D. 2, 8, 1

E. 2, 8, 2

13. Diketahui unsur Na ( $Z = 1$ ) dan Ca ( $Z = 20$ ) akan berikatan dengan unsur Br ( $Z = 35$ ), N ( $Z = 7$ ) dan O ( $Z = 8$ ) membentuk senyawa ionik. Rumus kimia untuk senyawa ionik di bawah ini yang **tidak** benar adalah ....

- A.  $\text{Ca}_3\text{N}_2$
- B.  $\text{CaO}_2$
- C.  $\text{NaBr}$
- D.  $\text{Na}_2\text{O}$
- E.  $\text{Na}_3\text{N}$

14. Ikatan yang terjadi jika pasangan elektron yang digunakan bersama berasal dari salah satu atom, sedangkan yang lain hanya menyediakan tempat disebut ikatan ....

- A. ion
- B. kovalen
- C. kovalen koordinasi
- D. kovalen rangkap
- E. semipolar

15. Diketahui beberapa senyawa dan kesesuaiannya

dengan kaidah oktet sebagai berikut:

No	Senyawa	Kesesuaian dengan kaidah oktet
1.	$\text{PCl}_4$	menyimpang
2.	$\text{SiO}_2$	menyimpang
3.	$\text{SF}_6$	tidak menyimpang
4.	$\text{AlBr}_3$	tidak menyimpang
5.	$\text{C}_2\text{H}_6$	tidak menyimpang

Pasangan yang tepat ditunjukkan oleh nomor ....

- A. 1 dan 3
- B. 1 dan 5
- C. 2 dan 3
- D. 2 dan 4
- E. 4 dan 5

16. Diantara kelompok senyawa berikut yang kesemuanya terdapat ikatan kovalen koordinasi adalah ....

- A.  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$
- B.  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$
- C.  $\text{N}_3\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{SO}_3$
- D.  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{SF}_6$ ,  $\text{KCl}$
- E.  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$

17. Pasangan senyawa berikut yang berikatan kovalen rangkap tiga adalah ....
- A.  $O_2$  dan  $CO_2$
  - B.  $N_2$  dan  $CO_2$
  - C.  $N_2$  dan  $C_2H_2$
  - D.  $C_2H_2$  dan  $Cl_2$
  - E.  $Cl_2$  dan  $HClO$
18. Di bawah ini yang bukan termasuk ke dalam contoh ion poliatomik adalah ....
- A.  $Mg^{2+}$
  - B.  $OH^-$
  - C.  $SO_4^{2-}$
  - D.  $NH_4^+$
  - E.  $CN^-$
19. Senyawa yang mempunyai ikatan kovalen tunggal adalah ....
- A.  $H_2$
  - B.  $N_2$
  - C.  $O_2$
  - D.  $CO$
  - E.  $SO$
20. Unsur dengan konfigurasi elektron: 2, 8, 8, 2, jika akan mengikat unsur lain untuk membentuk senyawa, maka langkah terbaik dengan ....
- A. pelepasan 1 elektron, sehingga bermuatan  $1+$
  - B. pelepasan 2 elektron, sehingga bermuatan  $2+$
  - C. penangkapan 1 elektron, sehingga bermuatan  $1-$
  - D. penangkapan 2 elektron, sehingga bermuatan  $2-$
  - E. pemasangan 2 elektron dengan 2 elektron lainnya.
21. Ikatan logam sangat erat hubungannya dengan salah satu sifat logam berikut **kecuali** ....
- A. permukaan mengkilat
  - B. penghantar panas yang baik
  - C. titik didih yang tinggi
  - D. semikonduktor
  - E. titik leleh yang tinggi
22. Senyawa  $Cl_2O_3$  memiliki ikatan kovalen koordinasi sebanyak ....
- A. 1
  - B. 2

- C. 3  
D. 4  
E. 5
23. Interaksi dominan yang terjadi antara molekul pelarut dan terlarut pada larutan etilen glikol dalam air termasuk dalam ikatan ...
- A. ion-ion  
B. gaya London  
C. ikatan hidrogen  
D. ion-dipol permanen  
E. dipol terinduksi - dipol permanen
24. Jumlah PEI dan PEB molekul  $H_2O$  berturut-turut adalah ....
- A. 1 dan 2  
B. 1 dan 3  
C. 2 dan 1  
D. 2 dan 2  
E. 2 dan 3
25. Jika unsur  ${}_{15}G$  berikatan dengan  ${}_{17}Cl$  maka rumus senyawa dan jenis ikatan yang terjadi berturut-turut adalah ... (UN KIMIA 2009).
- A.  $G_2Cl$ , ionik  
B.  $GCl$ , kovalen  
C.  $GCl_3$ , kovalen  
D.  $G_2Cl_3$ , ionik  
E.  $GCl_2$ , kovalen
26. Pasangan molekul di bawah ini merupakan molekul polar dan nonpolar adalah ....
- A.  $O_2$  dan  $H_2O$   
B.  $HCl$  dan  $NH_3$   
C.  $CH_4$  dan  $PCl_5$   
D.  $PCl_3$  dan  $CCl_4$   
E.  $SF_6$  dan  $HBr$
27. Atom S ( $Z = 16$ ) dapat berikatan dengan O ( $Z = 18$ ) membentuk  $SO_3$ . Pernyataan yang benar untuk molekul  $SO_3$  adalah ... (SNMPTN 2012).
- A. berbentuk tetrahedral  
B. merupakan oksida asam  
C. sepasang elektron bebas pada atom pusat  
D. bersifat polar  
E. berbentuk oktahedron
28. Jenis ikatan dalam  $NH_4Cl$  adalah ....
- A. kovalen

- B. ion dan kovalen
- C. ion dan kovalen koordinat
- D. kovalen koordinat dan kovalen
- E. kovalen, kovalen koordinat, dan ion
29. Pembentukan ikatan kovalen koordinat antara  $\text{NH}_3$  dan  $\text{BF}_3$  berhubungan dengan ....
- A. penambahan jumlah elektron pada kulit valensi nitrogen
- B. pengurangan jumlah elektron pada kulit valensi nitrogen
- C. pemindahan elektron dari nitrogen ke boron
- D. pemindahan elektron dari boron ke nitrogen
- E. penggunaan bersama sepasang elektron antara nitrogen dengan boron
30. Nomor atom S dan F masing-masing adalah 16 dan 9. Kedua unsur tersebut dapat membentuk molekul  $\text{SF}_4$ . Bentuk molekul dan kepolaran senyawa  $\text{SF}_4$  adalah ... (SBMPTN 2018).
- A. tetrahedral dan nonpolar
- B. bipiramida segitiga dan polar
- C. planar segiempat dan nonpolar
- D. jungkat-jungkit dan polar
- E. piramida segiempat dan nonpolar

**PEMBAHASAN****PAKET A**

1. Pembahasan: **E**  
Yang berperan penting pada pembentukan ikatan kimia adalah elektron valensi.
2. Pembahasan: **E**  
Unsur-unsur di alam stabil dengan mengikuti konfigurasi dari gas mulia.
3. Pembahasan: **A**  
Unsur golongan VIIIA yang mempunyai elektron terluar tidak oktet yaitu He (duplet). Kaidah oktet adalah kaidah yang dapat dipenuhi apabila atom memiliki 8 elektron pada kulit terluar (elektron valensi) sedangkan unsur He memiliki 2 elektron pada kulit terluarnya (duplet).
4. Pembahasan: **B**  
Ikatan ion merupakan ikatan yang terjadi karena adanya serah terima elektron antara atom logam (+) dengan atom non logam (-) sebagai akibat gaya elektrostatik.
5. Pembahasan: **E**  
Berikut adalah sifat-sifat senyawa ion:
  - Kristalnya keras tetapi rapuh
  - Mempunyai titik lebur dan titik didih yang tinggi
  - Mudah larut di dalam air
  - Dalam bentuk lelehan dan larutan dapat menghantar arus listrik tetapi dalam bentuk padatan tidak dapat menghantarkan arus listrik karena jarak antar ionnya sangat rapat dan tidak bebas bergerak.Berdasarkan hal tersebut maka sifat senyawa ion kecuali padatannya dapat menghantar listrik.
6. Pembahasan: **A**  
NaCl : logam (Na) dan non logam (Cl)

KBr : logam (K) dan non logam (Br)

7. Pembahasan: **D**

Salah satu zat yang mengandung ikatan ionik adalah batu kapur. Batu kapur atau  $\text{CaCO}_3$  terbentuk dari ion  $\text{Ca}^{2+}$  dan  $\text{CO}_3^{2-}$ .

8. Pembahasan: **B**

Unsur yang paling mudah membentuk ion positif adalah unsur dari golongan IA dan golongan IIA karena mudah melepaskan elektron. Sedangkan unsur yang paling mudah membentuk ion negatif adalah unsur dari golongan VIA dan VIIA karena mudah menerima elektron.

9. Pembahasan: **A**

Ikatan ion terjadi antara unsur logam dengan unsur non-logam. Golongan VIIA merupakan golongan unsur non-logam, sedangkan golongan IA dan IIA

merupakan golongan unsur logam.

10. Pembahasan: **B**

Ciri-ciri dari ion negatif (-):

- Terbentuk ketika atom netral menangkap sejumlah elektron
- Jumlah elektron pada ion negatif lebih banyak dibandingkan jumlah protonnya. oleh karena itulah ion ini bermuatan negatif
- Ion negatif disebut juga dengan anion
- Muatan negatif pada ion ini melambangkan jumlah elektron yang ditangkap. Misalnya: atom netral Y menangkap 3 elektron membentuk ion  $\text{Y}^{3-}$

Berdasarkan ciri-ciri diatas, maka pernyataan yang benar tentang ion negatif ditunjukkan oleh nomor 2, 3 dan 4.

11. Pembahasan: **C**

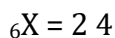
Na melepas 1 elektron dan membentuk ion  $\text{Na}^+$  sehingga konfigurasi elektronnya  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

12. Pembahasan: **C**

Ciri-ciri senyawa yang diketahui pada soal ini merupakan ciri-ciri dari senyawa ion. Jadi yang termasuk senyawa ion yaitu  $\text{MgO}$  ( $\text{Mg}$  = logam dan  $\text{O}$  = non logam).

13. Pembahasan: **E**

Atom-atom akan stabil bila konfigurasi elektron terluarnya dua (duplet) atau delapan (oktet), seperti konfigurasi elektron atom-atom gas mulia yang stabil. Konfigurasi atom X adalah sebagai berikut:



Berdasarkan sistem periodik, senyawa tersebut terletak pada golongan IVA yaitu karbon. Unsur golongan IVA umumnya

tidak elektron valensinya untuk berikatan. Hal tersebut terjadi karena 4 berada pada jumlah tengah (tidak cenderung melepas dan menarik elektron). Unsur golongan IVA akan mencapai kestabilan dengan membentuk 4 pasangan elektron dengan atom lain (membentuk ikatan kovalen).

Jadi cara untuk mendapatkan kestabilan atom unsur yang bernomor 6 adalah dengan membentuk 4 pasangan elektron dengan atom lain.

14. Pembahasan: **D**

Ikatan ion adalah ikatan yang terjadi antara ion positif dan ion negatif. Ikatan ion terbentuk dari unsur logam dan unsur nonlogam. Hal ini terjadi karena antara unsur logam dan nonlogam terdapat perbedaan daya tarik

elektron yang cukup besar sehingga terjadi serah terima elektron. Sehingga yang berikatan ion adalah KCl, NaI, dan  $\text{MgBr}_2$ .

#### 15. Pembahasan: E

Konfigurasi elektron:

$_{12}\text{Mg} = 2\ 8\ 2$  cenderung melepaskan dua elektron valensi tersebut untuk mencapai kestabilan, ion yang dibentuk adalah  $\text{Mg}^{2+}$ .

$_{7}\text{N} = 2\ 5$  cenderung menangkap tiga buah elektron untuk mencapai kestabilan, ion yang dibentuk adalah  $\text{N}^{3-}$ .

Setelah mengetahui ion dan muatan yang dibentuk oleh masing-masing unsur, maka rumus kimia dari senyawa yang terbentuk jika kedua unsur tersebut berikatan membentuk  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ .

#### 16. Pembahasan: D

Dalam membentuk ikatan ion, harus ada unsur yang melepas dan menerima

elektron, dan juga harus memiliki perbedaan keelektronegatifan yang besar.

Elektron yang dilepaskan Mg adalah 2, sedangkan Cl hanya menerima 1 elektron. Oleh karena itu, diperlukan 2 atom Cl (dikalikan 2) sehingga elektron yang dilepaskan sama dengan elektron yang diterima. Ikatan yang terjadi antara  $\text{Mg}^{2+}$  dengan  $2\text{Cl}^-$  adalah ikatan ion. Rumus kimia, yaitu  $\text{MgCl}_2$ .

#### 17. Pembahasan: C

Konfigurasi elektron:

$_{17}\text{X} = 2\ 8\ 7$  (kekurangan 1 elektron)

Karena X kekurangan 1 elektron, maka kita harus mencari unsur yang melepaskan 1 elektron yaitu unsur Na karena unsur Na kelebihan 1 elektron

$_{11}\text{Na} = 2\ 8\ 1$  (kelebihan 1 elektron).

18. Pembahasan: **D**

Ikatan yang terjadi karena pemakaian bersama pasangan elektron oleh dua atom yang berikatan. Ikatan kovalen terbentuk antara atom nonlogam (-) dengan atom nonlogam (-).

19. Pembahasan: **C**

Ikatan kovalen adalah ikatan yang terbentuk antara dua unsur atau lebih antar unsur nonlogam yang sama-sama menyumbangkan elektron ataupun memakai pasangan elektron bersama. Senyawa yang dihasilkan adalah senyawa kovalen.

Salah satu jenis senyawa hidrida adalah hidrida kovalen yaitu senyawa yang terbentuk antara unsur hidrogen dengan unsur nonlogam lainnya.

Pembentukan senyawa hidrida kovalen antara

unsur X dan H dijelaskan sebagai berikut.

- Unsur X dengan konfigurasi elektron di atas merupakan unsur nonlogam yang akan menangkap 1 elektron untuk mencapai kestabilan seperti unsur gas mulia (elektron valensi = 7).
- Unsur hidrogen mencapai kestabilan dengan menyumbangkan 1 elektron kepada unsur lain sehingga bisa saling berikatan.
- Unsur X menyumbang 1 elektron terluar dan H menyumbang 1 elektron membentuk senyawa HX.

Jadi, senyawa hidrida yang terbentuk antara unsur X dan H adalah senyawa HX.

20. Pembahasan: **B**

$_{11}\text{X} : 2\ 8\ 1 \rightarrow$  Agar stabil atom X melepas 1 elektron, sehingga menjadi  $\text{X}^{1+}$

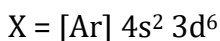
$_{16}\text{Y} : 2\ 8\ 6 \rightarrow$  Agar stabil atom Y menangkap 2 elektron, sehingga menjadi  $\text{Y}^{2-}$

Dengan demikian, ikatan antara unsur X dan Y adalah  $\text{X}^{1+} + \text{Y}^{2-} \rightarrow \text{X}_2\text{Y}$

Karena ikatan tersebut terjadi antara ion positif dan ion negatif maka jenis ikatannya adalah ikatan ion.

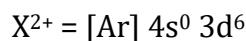
21. Pembahasan: **E**

Konfigurasi elektron unsur X dan Y



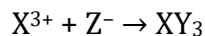
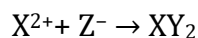
Agar stabil atom X melepas 2 elektron dari subkulit s sehingga, membentuk ion  $\text{X}^{2+}$ , atau melepas 3 elektron yaitu 2 dari subkulit s dan 1 dari subkulit d sehingga membentuk ion  $\text{X}^{3+}$ . Keadan kedua lebih stabil karena

subkulit d terisi setengah penuh.



$\text{X}^{3+} = [\text{Ar}] 4s^0 3d^5$  (lebih stabil).

Kemudian,  $\text{Y} = [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$  agar stabil atom Y menangkap 1 elektron membentuk ion  $\text{Y}^-$ . Jika kedua atom tersebut berikatan maka akan terjadi ikatan ionik, sebagai berikut:

22. Pembahasan: **A**

Jika berikatan maka atom cenderung menerima atau melepas elektron agar stabil (oktet). Konfigurasi kulit atom untuk setiap atom:

$_{19}\text{X} = 2\ 8\ 8\ 1$  (cenderung melepas elektron)

$_{17}\text{Y} = 2\ 8\ 7$  (cenderung menerima elektron)

X akan melepas 1 elektronnya ke atom Y

sehingga kedua atom itu stabil.

Jadi rumus molekulnya adalah XY.

### 23. Pembahasan: C

Anggap H adalah hidrogen.

${}_6X \rightarrow$  elektron valensi 4

$\rightarrow$  dengan H membentuk

$XH_4 \rightarrow$  tanpa PEB

${}_7Y \rightarrow$  elektron valensi 5

$\rightarrow$  dengan H membentuk

$YH_3 \rightarrow$  memiliki 1 PEB

${}_8Z \rightarrow$  elektron valensi 6

$\rightarrow$  dengan H membentuk

$H_2Z \rightarrow$  memiliki 2 PEB

Urutan kepolaran

berdasarkan jumlah PEB:

$H_2Z > YH_3 > XH_4$ .

### 24. Pembahasan: B

Senyawa kovalen polar mempunyai momen dipol tidak sama dengan nol. Contohnya:  $PCl_3$ . Karena  $PCl_3$  merupakan kovalen murni (nonpolar) yang memiliki ciri titik muatan negatif elektron persekutuan berhimpit,

sehingga pada molekul pembentuknya tidak terjadi momen dipol, dengan perkataan lain bahwa elektron persekutuan mendapat gaya tarik yang sama.

### 25. Pembahasan: A

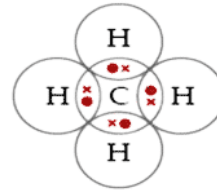
Senyawa belerang dioksida, belerang trioksida, dinitrogen trioksida dan dinitrogen pentaoksida memiliki ikatan kovalen koordinasi. Senyawa amonia tidak memiliki ikatan kovalen koordinasi.

Amonia terdiri dari unsur N dan H. Atom N memiliki 5 elektron valensi, untuk mencapai kestabilan atom N membutuhkan 3 elektron dari atom H. Atom H memiliki 1 elektron valensi dan untuk mencapai kestabilan membutuhkan 1 elektron dari atom N (tampak unsur-unsurnya memakai elektron bersama).

26. Pembahasan: **B**

Nitrogen adalah gas yang tidak berwarna, tidak berbau dan tidak berasa. Nitrogen merupakan gas terbanyak di atmosfer, yang membentuk 78,09% volume dari udara yang kita hirup. Nitrogen membentuk molekul gas yang stabil, tidak mudah bereaksi, dan tidak mudah terbakar. Gas Nitrogen ini stabil, dengan atom nitrogen membentuk susunan oktet yang memiliki elektron penuh, dengan berbagi tiga elektron dengan atom nitrogen lain, membentuk ikatan kovalen rangkap tiga, yang disebut ikatan rangkap tiga, di mana dua atom nitrogen pada molekul ini masing-masing menyumbang 3 elektron. ikatan rangkap tiga ini sangat kuat dan tidak mudah pecah sehingga gas

nitrogen di atmosfer tidak mudah bereaksi.

27. Pembahasan: **E**

PEI : 4

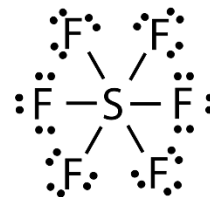
PEB : 0

Rumus Molekul :  $AX_4$

Jadi, yang memiliki bentuk molekul tetrahedral adalah  $CH_4$ .

28. Pembahasan: **B**

Segitiga datar atau trigonal planar merupakan bentuk molekul  $sp^2$ .

29. Pembahasan: **D**

$SF_6$  mempunyai bentuk molekul oktahedral, mempunyai hibridisasi  $sp^3d^2$ , tidak mempunyai PEB, mempunyai 6 PEI, dan bersifat nonpolar.

30. Pembahasan: **B**

Gaya dispersi pada molekul-molekul non-polar terjadi

akibat adanya dipol-dipol sesaat.

## PEMBAHASAN

## PAKET B

1. Pembahasan: **B**

Ikatan kimia terjadi karena setiap unsur mempunyai kecenderungan untuk memiliki konfigurasi elektron seperti gas mulia terdekatnya.

2. Pembahasan: **D**

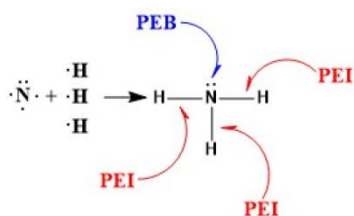
Konfigurasi elektron Kr

Kr = 2 8 18 8

Elektron valensinya 8 sehingga termasuk dalam golongan gas mulia.

3. Pembahasan: **B**

Struktur lewis NH<sub>3</sub>



PEI = 3

4. Pembahasan: **E**

Unsur-unsur gas mulia tidak dapat berikatan dengan atom lain karena unsur gas mulia sudah stabil.

Kestabilan ini diperoleh karena elektron yang berada di kulit terluar berjumlah 8 kecuali helium yang memiliki 2 elektron di kulit terluarnya. Oleh karena itu, konfigurasi elektron gas mulia menjadi tolok ukur untuk atom-atom lain dalam mencapai kestabilan. Cara yang dilakukan atom-atom untuk mencapai konfigurasi elektron dari unsur gas mulia adalah melepaskan elektron, menyerap elektron, memasang elektron, dan menerima pasangan elektron.

Jadi, yang bukan cara suatu atom untuk mencapai kestabilan adalah menerima minimal dua pasangan elektron.

5. Pembahasan: **B**

P = 2 4 (cenderung berikatan kovalen)

Q = 2 7 (menangkap e<sup>-</sup>)

R = 2 8 1 (melepas e<sup>-</sup>)

S = 2 8 8 (stabil)

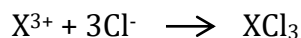
Maka yang dapat membentuk ikatan ion adalah unsur Q dan R. Unsur R akan melepas 1 elektron dan kemudian ditangkap oleh unsur Q sehingga membentuk senyawa RQ.

6. Pembahasan: **C**

- Unsur X (golongan IIIA)  
: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup>  
(konfigurasi elektron 2 8 3, cenderung melepaskan 3 elektron terluarnya membentuk ion X<sup>3+</sup>)
- Unsur Cl (golongan VIIA) : 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup> (konfigurasi elektron 2 8 7, cenderung menyerap 1

elektron membentuk ion Cl<sup>-</sup>)

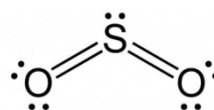
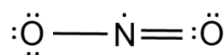
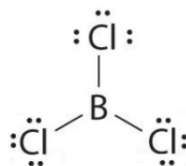
Berikut adalah reaksi yang terjadi:



Dengan demikian rumus senyawa yang terbentuk adalah XCl<sub>3</sub>.

7. Pembahasan: **C**

Yang dimaksud soal ini adalah molekul dengan atom pusat yang tidak mengikuti kaidah oktet. Kaidah oktet adalah aturan bahwa atom akan stabil bila di sekitarnya terdapat 8 elektron. Ini akan menjadi jelas bila molekul-molekul itu digambar struktur lewisnya.



8. Pembahasan: **C**

Berdasarkan sifat keperiodikan unsur, unsur yang paling mudah menangkap elektron memiliki keelektronegatifan paling besar. Keelektronegatifan merupakan kecenderungan suatu unsur untuk menarik elektron dalam suatu molekul senyawa untuk membentuk ion negatif.

Dalam satu periode dari kiri ke kanan, keelektronegatifan semakin bertambah/besar karena harga energi ionisasi dan afinitas elektron besar.

Unsur nonlogam F terletak di golongan VIIA yang berada di bagian paling kanan sehingga memiliki keelektronegatifan paling besar.

9. Pembahasan: **D**

Ciri-ciri ikatan kovalen koordinasi:

- a. Mempunyai titik leleh dan titik didih yang rendah
- b. Dalam bentuk lelehan tidak dapat menghantarkan arus listrik
- c. Dalam bentuk larutan tidak dapat menghantarkan arus listrik

10. Pembahasan: **A**

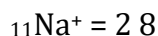
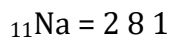
Unsur-unsur golongan IVA memiliki 4 elektron pada kulit terluarnya. Unsur-unsur golongan IVA cenderung untuk memasang 4 elektron valensinya untuk mencapai kestabilan. Atom karbon merupakan salah satu unsur yang berada di golongan IVA dan memiliki kekhasan. Kekhasan dari atom karbon yaitu semua elektron valensinya dapat berikatan sedangkan unsur dari golongan lain tidak dapat

membentuk ikatan kovalen sebanyak 4 buah dengan kaidah oktet. Ikatan kovalen yang terbentuk dari unsur karbon relatif kuat.

Oleh karena itu, unsur golongan IVA yang istimewa karena semua elektron valensinya dapat berikatan adalah karbon (C).

#### 11. Pembahasan: C

Unsur natrium (Na) adalah atom netral atau tidak bermuatan dengan konfigurasi elektron lengkap. Sedangkan ion  $\text{Na}^+$  merupakan atom yang bermuatan positif (atau kation), yakni atom yang melepaskan (atau kehilangan) satu elektron terluar. Ion  $\text{Na}^+$  diperoleh dari atom natrium yang melepaskan satu elektronnya sehingga bermuatan positif, dengan konfigurasi elektron berikut:



Berdasarkan uraian di atas dapat disimpulkan bahwa perbedaan antara ion  $\text{Na}^+$  dengan atom natrium adalah ion  $\text{Na}^+$  kekurangan 1 elektron dari atom natrium.

#### 12. Pembahasan: C

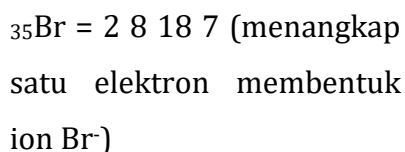
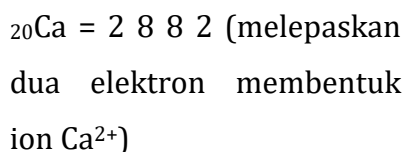
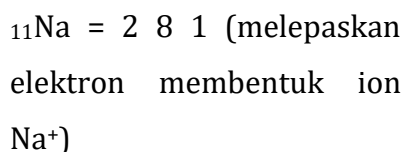
Jumlah elektron = nomor atom - muatan

$$\text{Jumlah elektron} = 8 - (-2) = 10$$

Konfigurasi dari 10 elektron adalah 2 8

#### 13. Pembahasan: B

Konfigurasi elektron:



${}_7\text{N} = 2\ 5$  (menangkap tiga elektron membentuk ion  $\text{N}^{3-}$ )

${}_8\text{O} = 2\ 6$  (menangkap dua elektron membentuk ion  $\text{O}^{2-}$ ).

#### 14. Pembahasan: **C**

Jika pasangan elektron yang digunakan bersama hanya berasal dari salah satu atom saja, maka ikatan yang terbentuk disebut dengan ikatan kovalen koordinasi.

#### 15. Pembahasan: **B**

Oktet = elektron valensi 8

Duplet = elektron valensi 2

Nomor atom P = 15, Cl = 17,

Si = 14, O = 8, S = 16, F = 9,

Al = 13, Br = 35, C = 6 dan H

= 1.

Atom pusat = atom yang jumlahnya sedikit

Atom cabang = atom yang jumlahnya banyak.

Yang perlu kita cari hanya elektron valensi dari atom pusat. Caranya adalah dengan menambahkan elektron valensi atom pusat dengan elektron yang

disumbangkan oleh atom cabang.

Jika ev atom cabang = 1 dan 7, maka e yang disumbangkan hanya 1 buah = Kovalen tunggal

Jika ev atom cabang = 6, maka e yang disumbangkan adalah 2 buah = Kovalen rangkap 2

Jika ev atom cabang = 5, maka e yang disumbangkan adalah 3 buah = kovalen rangkap 3.

#### 16. Pembahasan: **E**

Ikatan Kovalen Koordinasi, merupakan ikatan yang terjadi bila hanya satu atom saja yang menyumbangkan pasangan elektron. Ikatan ini hanya terjadi diantara unsur non-logam dengan unsur non-logam. Ikatan kovalen koordinasi hanya dapat terjadi jika salah satu ang sangat elektronegatif (F, O, atom mempunyai

pasangan elektron bebas (PEB).

Ikatan kovalen koordinasi terjadi pada senyawa non logam dan non logam. Oleh karena itu, ikatan kovalen koordinasi terdapat pada senyawa  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_5$  dan  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

17. Pembahasan: **C**

Yang berikatan kovalen rangkap tiga adalah  $\text{N}_2$  dan  $\text{C}_2\text{H}_2$ .

18. Pembahasan: **A**

Berdasarkan jumlah atomnya, ada dua jenis ion yaitu:

- Ion monoatomik = ion yang terdiri dari satu unsur saja. Pada soal diatas, yang merupakan ion monoatomik adalah  $\text{Mg}^{2+}$  yang hanya tersusun atas atom Mg.
- Ion poliatomik = ion yang tersusun lebih dari satu unsur.

Karena yang ditanyakan adalah yang bukan termasuk ion poliatomik maka jawabannya adalah A.

19. Pembahasan: **A**

Karena H memiliki konfigurasi elektron "1" dengan 1 elektron valensi dan kekurangan 1 elektron agar sama dengan gas mulia Helium (He), maka akan ada 1 elektron yang digunakan bersama dan membentuk ikatan kovalen tunggal, dengan struktur lewis:



20. Pembahasan: **B**

Melepaskan  $2e^-$  sehingga muatannya menjadi  $2+$ , pelepasan elektron terjadi untuk mencapai kestabilan (kaidah oktet).

21. Pembahasan: **D**

Contoh ikatan logam terjadi pada logam besi, logam perak, logam seng dan lain-

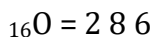
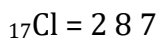
lain. Beberapa sifat dari ikatan logam adalah

- Titik didih dan titik leleh tinggi
- Permukaan Mengkilap
- Konduktor Listrik dan Panas
- Lentur (tidak kaku)

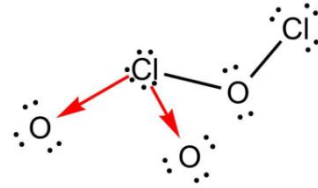
Ikatan logam yang tidak berhubungan dengan salah satu sifat logam adalah semikonduktor

#### 22. Pembahasan: A

Senyawa  $\text{Cl}_2\text{O}_3$  tersusun atas 2 atom Cl dan 3 atom O. Unsur klor (Cl) memiliki nomor atom 17. Sedangkan unsur Oksigen (O) memiliki nomor atom 16. sehingga konfigurasi elektron masing-masing unsur adalah:



Untuk membentuk suatu senyawa yang stabil, Cl dapat membentuk senyawa diatomik  $\text{Cl}_2\text{O}_3$ .



Dari struktur tersebut terdapat 2 pasang ikatan kovalen koordinasi  $\text{Cl}=\text{O}$ .

#### 23. Pembahasan: C

Ikatan hidrogen adalah ikatan yang terjadi antara atom H dengan atom yN). Etilen glikol dan air sama-sama bersifat polar. Saat air bercampur dengan etilen glikol, atom H dari etilen glikol akan membentuk ikatan hidrogen dengan atom O dari air. Begitupun sebaliknya, atom H dari air akan membentuk ikatan hidrogen dengan atom O dari etilen glikol.

#### 24. Pembahasan: D

$\text{H}_2\text{O}$  memiliki pasang elektron berikatan/PEI nya 2 dan pasangan elektron bebasnya 2 jadi tipe molekul nya adalah  $\text{AX}_2\text{E}_2$ .

25. Pembahasan: **C**

Kita selesaikan dengan menguraikan nomor atomnya dengan nomor atom gas mulia.

$${}_{15}\text{G} = 15 - 18 = -3 \rightarrow \text{menangkap 3 elektron}$$

$${}_{17}\text{Cl} = 17 - 18 = -1 \rightarrow \text{menangkap 1 elektron}$$

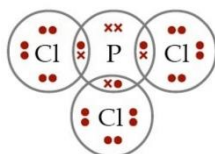
Karena sama-sama menangkap elektron maka terjadi pemakaian elektron secara bersama-sama sehingga ikatan yang terbentuk adalah ikatan kovalen dengan rumus senyawa  $\text{GCl}_3$ .

26. Pembahasan: **B**

$\text{PCl}_3$  (molekul polar) dan  $\text{CCl}_4$  (molekul nonpolar)

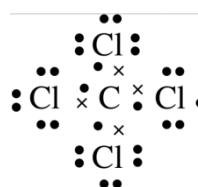
- ${}_{15}\text{P} = 2\ 8\ 5$
- ${}_{17}\text{Cl} = 2\ 8\ 7$

Struktur lewisnya:



- Atom P dan Cl memiliki beda keelektronegatifan cukup besar sehingga elektron ikatan tertarik mendekati menu atom Cl. Senyawa  $\text{PCl}_3$  juga memiliki pasangan elektron bebas yang membuat strukturnya tidak simetris.
- ${}_{6}\text{C} = 2\ 4$
- ${}_{17}\text{Cl} = 2\ 8\ 7$

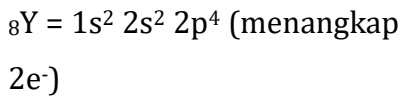
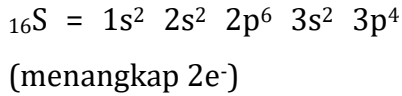
Struktur lewisnya:



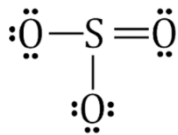
- Atom C dan Cl memiliki beda keelektronegatifan kurang dari 0,5. Bentuk molekul  $\text{CCl}_4$  sangat simetris tanpa adanya pasangan elektron bebas pada C sebagai atom pusat.

27. Pembahasan: **B**

Jika dikonfigurasi atom S dan O maka:



Jika digambarkan struktur lewis  $\text{SO}_3$ :



- Bentuk molekul jika menggunakan teori domain elektron maka memiliki domain elektron  $\text{AX}_3$  (A = atom pusat, X = PEI) sedangkan PEB = 0, maka bentuknya segitiga datar.
- Merupakan oksida asam yang jika direaksikan dengan air akan menghasilkan  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Oksida asam berasal dari gabungan unsur

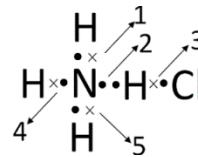
non logam (S) dengan oksigen (O).

- Tidak memiliki PEB.
- Karena tidak ada PEB maka bersifat nonpolar

Jadi, pernyataan yang benar adalah merupakan oksida asam

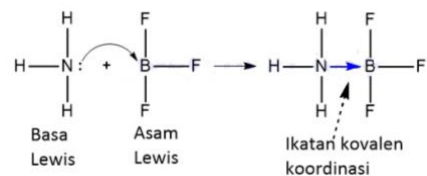
28. Pembahasan: **D**

Pada senyawa  $\text{NH}_4\text{Cl}$  terdapat empat ikatan kovalen dan satu ikatan kovalen koordinasi.



Ikatan kovalen ditunjukkan oleh nomor 1, 3, 4, dan 5  
Ikatan kovalen koordinasi ditunjukkan oleh nomor 2

29. Pembahasan: **C**



Ikatan kovalen koordinasi terjadi karena atom N dari  $\text{NH}_3$  menyumbangkan

pasangan elektronnya (PEB) ke atom B dalam  $\text{BF}_3$  dan digunakan bersama dalam berikatan membentuk  $\text{NH}_3 \cdot \text{BF}_3$ .

### 30. Pembahasan: D

Konfigurasi elektron dari atom:

$_{16}\text{S} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  atau 2 8 6 (konfigurasi elektron Bohr)

Elektron valensi S = 6

$_{9}\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5$  atau 2 7 (konfigurasi elektron Bohr)

Elektron valensi (ev) F = 7

$\text{SF}_4$  total ev = ev S + (ev F  $\times$  banyaknya F)

$$= 6 + (7 \times 4)$$

$$= 6 + 28$$

$$= 34$$

Jumlah PEI = total ev : 8

$$= 34 : 8$$

$$= 4 \text{ PEI}$$

$\text{SF}_4 \rightarrow 4 \text{ PEI (X}_4\text{) dan 1 PEB}$

Jadi, tipe molekul  $\text{SF}_4$  adalah

$\text{AX}_4\text{E}$  dengan bentuk tetrahedral terdistorsi.

Karena terdapat 1 PEB

menyebabkan tarikan

elektron menjadi tidak

merata atau asimetris maka

$\text{SF}_4$  bersifat polar.

**DAFTAR PUSTAKA**

- Chang, Raymond. (2005). *Kimia Dasar: Konsep-Konsep Kimia Inti Jilid 1*. Jakarta: Erlangga.
- Justiana, Sandri & Muchtaridi. (2009). *Kimia 1, SMA kelas X*. Jakarta: Yudhistira.
- Kamaludin, Agus. (2016). *Modul Kimia Sekolah*. Yogyakarta: Pendidikan Kimia UIN Sunan Kalijaga.
- Kamaludin, Agus. (2017). *Super Soal Kimia 1001++ SMA Kelas X*. Yogyakarta: Pendidikan Kimia UIN Sunan Kalijaga.
- Khamidinal, Triwahyuningsih, dan Premono, S. (2009). *Kimia SMA/MA X*. Jakarta: Pusat Perbukuan Departemen Pendidikan Nasional.
- Petrucci, Ralph H. (1987). *Kimia Dasar: Prinsip dan Terapan Modern*. Jakarta: Erlangga.
- Rahardjo, S. B, & Ispriyanto. (2014). *Kimia Berbasis Eksperimen 1 untuk Kelas X SMA dan MA*. Solo: Tiga Serangkai Pustaka Mandiri.
- Rahayu, Imam. (2009). *Praktis Belajar Kimia untuk Kelas X SMA/MA*. Jakarta: Pusat Perbukuan, Departemen Pendidikan Nasional.

**DAFTAR GAMBAR**

- Gambar 1.1 Susunan elektron He, Ne, dan Ar  
<https://www.pngdownload.id/png-ln424h>
- Gambar 1.2 Struktur Lewis Golongan Utama  
<http://www.chem.co.id>
- Gambar 1.3 Natrium Klorida  
<https://shopee.co.id>
- Gambar 1.4 Metana  
<https://energiindogasnusantara.com>
- Gambar 1.5 Oksigen  
<https://www.heatingandprocess.com>
- Gambar 1.6 Nitrogen  
<https://qd-ruiming.en.made-in-china.com>
- Gambar 1.7 Ammonium  
<https://www.pakarkimia.com>
- Gambar 1.8 Aluminium  
<https://www.pakarkimia.com>
- Gambar 3.1 Gaya Van der Waals  
<http://kmtk.ums.ac.id>
- Gambar 3.2 Terjadi Gaya Orientasi  
<http://safi-tri.blogspot.com>
- Gambar 3.3 Gaya Imbas  
<http://sabriantosaber.blogspot.com>
- Gambar 3.4 Pembentukan Dipol Sesaat Atom Helium  
<http://safi-tri.blogspot.com>
- Gambar 3.5 Terjadinya Dipol Sesaat  
<https://kimiaekspansi.blogspot.com>
- Gambar 3.6 Ikatan Hidrogen pada Molekul H<sub>2</sub>O  
<https://www.siswapedia.com>

Gambar 3.7 Titik Didih Hidrida

<https://roboguru.ruangguru.com>

Gambar 3.8 Grafik Ar Unsur Golongan Gas Mulia dengan Titik Didih dan Titik Lelehnya

<https://www.nafiun.com>

Gambar 3.9 n-pentana; 2- metil butana; 2,2-dimetil-propana

<https://id.quora.com>

## GLOSARIUM

### A

#### **Anion**

Suatu atom yang menerima tambahan elektron sehingga atom tersebut menjadi ion yang bermuatan negatif.

### B

#### **Bentuk Molekul**

Suatu gambaran geometris yang dihasilkan jika inti atom-atom terikat dihubungkan oleh garis lurus, berkaitan dengan susunan ruang atom-atom dalam molekul.

### D

#### **Dipol**

Penggunaan ide momen pada dipol listrik untuk mengukur suatu “polaritas” dari ikatan kimia didalam suatu molekul.

#### **Domain Elektron**

Kedudukan atom atau daerah kedudukan atom.

### E

#### **Elektron Valensi**

jumlah elektron pada kulit terluar dari suatu atom netral

### G

#### **Gaya London**

Gaya tarik-menarik antara molekul yang lemah.

#### **Gaya Tarik Antarmolekul**

Gaya yang mengukuhkan atom-atom dalam molekul.

#### **Gaya Van der Waals**

Gaya dipol-dipol secara kolektif.

### I

#### **Ikatan Hidrogen**

Ikatan yang terjadi antara atom hidrogen pada suatu molekul

dengan atom nitrogen (N), oksigen (O), atau fluor (F) pada molekul yang lain

### **Ikatan Ion**

Ikatan yang terjadi karena adanya serah terima elektron antara atom logam (+) dengan atom non logam (-) sebagai akibat gaya elektrostatis.

### **Ikatan Kimia**

Gaya tarik-menarik antara atom agar atom tersebut menjadi stabil.

### **Ikatan Kovalen**

Ikatan yang terjadi karena pemakaian bersama pasangan elektron oleh dua atom yang berikatan. Ikatan kovalen terbentuk antara atom nonlogam (-) dengan atom nonlogam (-).

### **Ikatan Kovalen Koordinasi**

Ikatan kovalen di mana pasangan elektron yang dipakai

bersama berasal dari salah satu atom yang berikatan.

### **Ikatan Kovalen Rangkap**

Ikatan kovalen dimana masing-masing atom menyumbangkan dua atau lebih elektron untuk digunakan bersama dalam berikatan

### **Ikatan Logam**

Gaya yang mengumpulkan atom-atom logam sebagai hasil dari gaya tarik elektrostatis antara inti-inti atom dengan elektron terluar yang relatif tidak menentu tempatnya.

## **K**

### **Kaidah Duplet**

Kaidah yang dapat dipenuhi apabila atom memiliki 2 elektron pada kulit terluar (elektron valensi).

### **Kaidah Oktet**

Kaidah yang dapat dipenuhi apabila atom memiliki 8 elektron pada kulit terluar (elektron valensi).

### **Kation**

Suatu atom yang melepaskan elektron terluarnya sehingga atom tersebut menjadi ion yang bermuatan positif.

### **Konfigurasi Elektron**

Menggambarkan penataan elektron-elektron dalam suatu atom.

### **P**

### **PEB**

Pasangan Elektron Bebas adalah elektron yang berasal dari satu atom yang tidak digunakan untuk berikatan dengan unsur lain.

### **PEI**

Pasangan Elektron Ikatan adalah elektron yang berasal dari satu atom dengan atom yang lain yang digunakan untuk berikatan.

### **S**

### **Senyawa Nonpolar**

Senyawa yang terbentuk akibat adanya suatu ikatan antar elektron pada unsur-unsur yang membentuknya. Hal ini terjadi karena unsur yang berikatan tersebut mempunyai nilai keelektronegatifan yang sama/hampir sama.

### **Senyawa Polar**

Senyawa yang terbentuk akibat adanya suatu ikatan antar elektron pada unsur-unsurnya. Hal ini terjadi karena unsur yang berikatan tersebut mempunyai nilai keelektronegatifan yang berbeda.

## **Stabil**

Keadaan yang mantap, tenang, dan tidak goyah. Atom-atom berusaha menjadi stabil dengan cara berikatan (bekerja sama) dengan atom lain.

## **T**

### **Teori Domain Elektron**

Penyempurnaan dari teori VSEPR. domain elektron berarti kedudukan elektron atau daerah keberadaan elektron, di mana jumlah domain ditentukan oleh Pasangan Elektron Ikatan atau pasangan elektron.

## **V**

### **VSEPR**

Teori yang menyatakan bahwa baik pasangan elektron dalam ikatan kimia maupun pasangan elektron yang tidak dipakai bersama (yaitu pasangan elektron mandiri) saling tolakmenolak.



## PROFIL PENULIS



**Atik Chandra Setya Arum**, Ia lahir di Temanggung, 16 September 2000. Penulis menempuh pendidikan dari jenjang Sekolah Dasar sampai Sekolah Menengah Atas di Kabupaten Temanggung, Jawa Tengah. Penulis menempuh Sekolah Dasar di SD Negeri 1 Jombor, kemudian melanjutkan ke SMP Negeri 1 Ngadirejo, dan SMA Negeri 1 Parakan. Sekarang penulis sedang menempuh pendidikan di Universitas Islam Negeri Sunan Kalijaga Yogyakarta pada program studi Pendidikan Kimia.

Sejauh ini penulis juga mengikuti beberapa organisasi, ketika duduk di bangku SD aktif di pramuka, kemudian di SMP dan SMA aktif di organisasi PMR dan ekstrakurikuler paduan suara. Padatnya perkuliahanpun tidak menghalangi penulis untuk berorganisasi. Penulis mengikuti beberapa organisasi antara lain organisasi kedaerahan, organisasi intra dan ekstra kampus, serta organisasi dalam prodi yaitu HMPS-Pendidikan Kimia. Penulis juga pernah mengikuti mengajar di sekolah dan telah belajar menjadi tentor privat. Selain itu, pengalamannya dalam kegiatan *mikroteaching* di kampus sangat berkontribusi dalam proses penyusunan modul ini.

Penulis sangat berharap dengan adanya modul berbasis *augmented reality* ini dapat membantu teman-teman dalam mempelajari kimia

khususnya materi ikatan kimia dan bisa dijadikan sebagai salah satu media pembelajaran di sekolah. Penulis juga sangat berterima kasih kepada seluruh pihak yang telah membantu sehingga produk modul berbasis *augmented reality* ini dapat terselesaikan. Kritik dan saran yang membangun penulis harapkan untuk penyempurnaan modul ini.