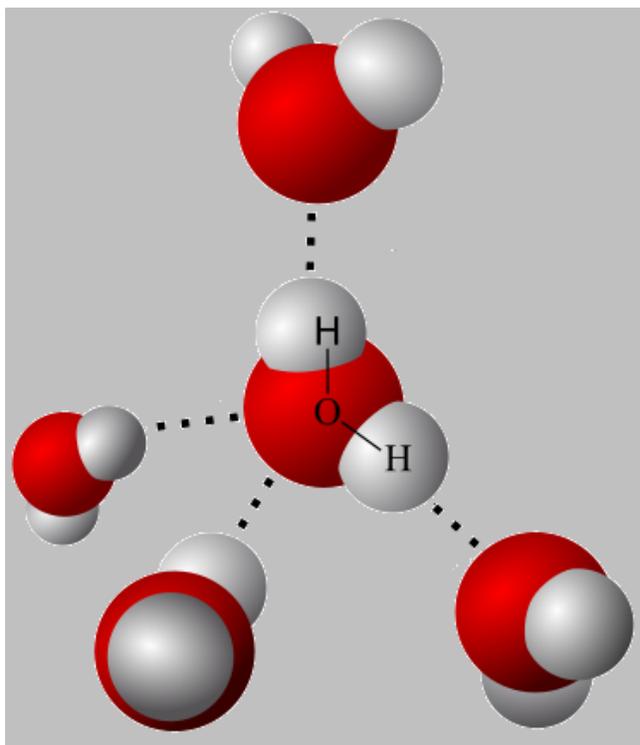


RAHMAT GUNAWAN

# KIMIA SISTEM FASA



MULAWARMAN UNIVERSITY PRESS

Copyright © 2024 Rahmat Gunawan

PUBLISHED BY MULAWARMAN UNIVERSITY PRESS

[HTTP://WWW.UNMUL.AC.ID](http://www.unmul.ac.id)

Licensed under the Gadjah Mada University Press: you may not use this file except in compliance with the License. You may obtain a copy of the License at <http://www.unmul.ac.id>. Unless required by applicable law or agreed to in writing, either express or implied. See the License for the specific language governing permissions and limitations under the License.

*Samarinda, East Kalimantan, January 2024*

*Buku ini untuk mahasiswaku di Bumi Etam....*



# Daftar Isi

1	<i>Sifat molekular zat</i>	11
1.1	<i>Sifat molekular solid</i>	11
1.2	<i>Sifat molekular liquid</i>	11
1.3	<i>Sifat molekular gas</i>	12
2	<i>Gaya antarmolekul</i>	13
2.1	<i>Karakteristik gaya antarmolekul</i>	13
2.2	<i>Kepolaran senyawa</i>	13
2.2.1	<i>Elektronegatifitas atom</i>	14
2.2.2	<i>Tabel Pauling</i>	14
2.3	<i>Momen dipol</i>	15
2.3.1	<i>Momen dipol &amp; muatan elektron (<math>\delta</math>)</i>	15
2.3.2	<i>Pendekatan rumus momen dipol</i>	15
2.3.3	<i>Momen ikatan dalam molekul</i>	16
2.3.4	<i>Beberapa soal tentang momen dipol</i>	18
2.4	<i>Sifat fisika senyawa</i>	18
2.5	<i>Gaya antarmolekul</i>	20
2.5.1	<i>Gaya ion-ion</i>	20
2.5.2	<i>Gaya dipol-dipol</i>	22
2.5.3	<i>Gaya ion-dipol</i>	25
2.5.4	<i>Gaya dipol-terinduksi</i>	25
2.5.5	<i>Gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi</i>	27
2.5.6	<i>Gaya tolak antar molekul</i>	29
3	<i>Diagram Fase</i>	31
3.1	<i>Perubahan Fase</i>	31
3.1.1	<i>Perubahan: padatan <math>\longleftrightarrow</math> cairan</i>	33
3.1.2	<i>Perubahan: cairan <math>\longleftrightarrow</math> gas</i>	33
3.1.3	<i>Perubahan: padatan <math>\longleftrightarrow</math> gas</i>	34

3.2	<i>Kurva Transisi Fase</i>	34
3.2.1	<i>Diagram fase (P,T)</i>	35
3.2.2	<i>Diagram fase (P,V)</i>	36
3.3	<i>Diagram Fase Air</i>	36
3.3.1	<i>Titik-titik penting Diagram fase air</i>	36
3.3.2	<i>Perbandingan diagram fase senyawa H<sub>2</sub>O</i>	38
	<i>Riwayat Akademik Penulis</i>	39

# Daftar Gambar

1.1	Ilustrasi molekul padatan dengan Model Billyard	11
1.2	Ilustrasi molekul cairan dengan Model Billyard	11
1.3	Ilustrasi molekul gas dengan Model Billyard	12
2.1	Model proses pelarutan garam NaCl oleh H <sub>2</sub> O.	13
2.2	Linus Pauling penemu konsep kepolaran molekul (sumber: <a href="http://www.britannica.com">http://www.britannica.com</a> ).	14
2.3	Contoh sebagian dari Tabel Pauling.	14
2.4	Peter J. W. Debye, penemu konsep elektronik dan momen dipol (sumber: <a href="http://pubs.acs.org">http://pubs.acs.org</a> ).	15
2.5	Model arah momen dipol HCl.	15
2.6	Model arah momen dipol ( $\mu = 0 D$ ) molekul CO <sub>2</sub> .	16
2.7	Model arah momen dipol ( $\mu = 0 D$ ) molekul <i>trans</i> -C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> .	16
2.8	Model arah momen dipol ( $\mu \neq 0 D$ ) molekul <i>cis</i> -C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> .	17
2.9	Model arah momen dipol ( $\mu \neq 0 D$ ) molekul SO <sub>2</sub> .	17
2.10	Model arah momen dipol H <sub>2</sub> O.	18
2.11	Model perbandingan daya alir antara senyawa H <sub>2</sub> O dan C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> .	18
2.12	Model interaksi kutub positif dengan kutub negatif darigaya antar-molekul.	19
2.13	Model perbedaan antara titik didih HCl dengan Ar.	19
2.14	Model perbedaan antara titik didih H <sub>2</sub> O, HF, NH <sub>3</sub> dan Ne.	20
2.15	Model gaya dipol-dipol antar molekul H <sub>2</sub> O.	20
2.16	Ilustrasi reaksi pembentukan dan gaya ion-ion antara molekul NaCl.	21
2.17	Model perubahan jari-jari atom menjadi ionnya untuk senyawa NaCl.	21
2.18	Perbandingan energi antara ikatan ionik dengan gaya ion-ion dari senyawa NaCl.	22
2.19	Model gaya dipol-dipol antar molekul.	22
2.20	Model ikatan hidrogen senyawa H <sub>2</sub> O.	23
2.21	Kurva kerapatan vs suhu untuk senyawa H <sub>2</sub> O dengan anomali pada suhu 4°C.	24
2.22	Model ikatan hidrogen pada padatan senyawa H <sub>2</sub> O.	24

- 2.23 Model pelarutan garam ionik KF oleh senyawa polar  $H_2O$ . 25
- 2.24 Model pelarutan gula oleh senyawa  $H_2O$ . 25
- 2.25 Konsep gaya dipol-terinduksi antara molekul polar HCl dengan molekul non-polar  $Cl_2$ . 26
- 2.26 Konsep gaya dipol-terinduksi antara kation  $Na^+$  dengan atom Ar. 26
- 2.27 Fritz London penemu konsep gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi (sumber: <http://www.biografiasyvidas.com>). 27
- 2.28 Konsep gaya dipol-terinduksi antara atom Ar. 27
- 2.29 Konsep gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi antara molekul non-polar  $Cl_2$ . 28
- 2.30 Konsep gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi antara molekul non-polar HCl. 29
- 2.31 Van der Waals. 29
- 2.32 Gambaran sedarnaha tentang interaksi tarikan dan tolakan gaya Vander Waals. (Sumber: [www.scienceaid.co.uk](http://www.scienceaid.co.uk)). 29
- 2.33 Hubungan Energi potensial dengan jarak antar molekul. 30
  
- 3.1 Ilustrasi kesetimbangan fase cair-gas. 31
- 3.2 Ilustrasi kesetimbangan fase cair-gas berdasarkan perbedaan tekanannya. 31
- 3.3 Ilustrasi transisi perubahan fase: panas fusi (Atas) dan panas penguapan (Bawah). 32
- 3.4 Perubahan fase: padatan, cairan dan gas. 32
- 3.5 Ilustrasi transisi perubahan fase: padatan ke/dari cairan. 33
- 3.6 Ilustrasi transisi perubahan fase: cairan ke/dari gas. 33
- 3.7 Ilustrasi transisi perubahan fase: padatan ke/dari gas. 34
- 3.8 Perbandingan diagram fase dari berbagai senyawa. 35
- 3.9 Diagram fase untuk senyawa  $SO_2$  pada perubahan tekanan, P, dan volume, V. 36
- 3.10 Diagram fase untuk senyawa  $H_2O$  pada perubahan tekanan, P, dan suhu, T. 37
- 3.11 Titik-titik penting dari diagram fase senyawa  $H_2O$ . 37
- 3.12 Perbandingan diagram fase untuk senyawa  $H_2O$  dengan unsur Ar dan senyawa  $CO_2$ . 38

# *Daftar Tabel*

- 2.1 Data eksperimen kapasitas panas spesifik berbagai senyawa. 23
- 2.2 Data eksperimen titik didih gas-gas mulai. 28



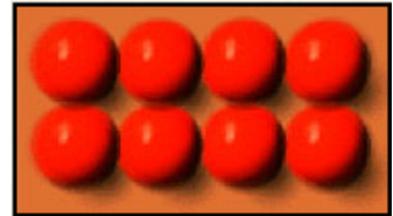
# 1

## Sifat molekular zat

SIFAT MOLEKULAR ZAT dipelajari dari mulai Sifat molekular solid, cairan hingga gas.

### 1.1 Sifat molekular solid

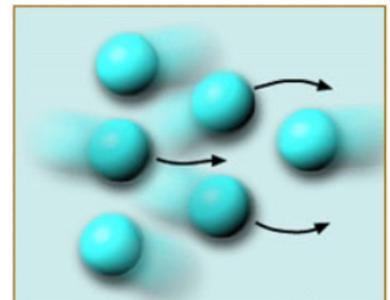
1. Struktur zat sangat rapi
2. Energi kinetik (energi gerak dan vibrasi) sangat kecil
3. Memiliki gaya atraktif dan hanya bisa bervibrasi
4. Tidak dapat mengalir dan kaku
5. Tidak dapat dikompres, dimana untuk tiap 1 mol memiliki volume 10 sampai 100  $cm^3$
6. Difusi sangat lambat dan tidak memiliki daya konveksi
7. Ekspansi termal sangat rendah, tiap kenaikan  $1^{\circ}C$  hanya 0,005% volume bertambah dari bentuk awal
8. Tegangan permukaan susah diukur



Gambar 1.1: Ilustrasi molekul padatan dengan Model Billyard

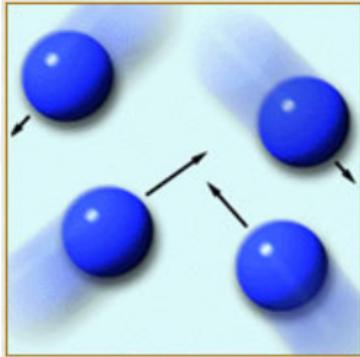
### 1.2 Sifat molekular liquid

1. Struktur zat rapi tetapi memiliki drajat kebebasan tinggi
2. Energi kinetik tinggi dan tiap materi bisa bergerak atau bergantian posisi
3. Memiliki gaya atraktif kecil karena molekul lebih bebas secara individual



Gambar 1.2: Ilustrasi molekul cairan dengan Model Billyard

4. Vibrasi molekul dapat berlangsung
5. Dapat mengalir dan kekakuan rendah
6. Dapat dikompres tetapi dapat menahan kompresi
7. Difusi dapat diukur dan memiliki daya konveksi
8. Ekspansi termal rendah, tiap kenaikan  $1^{\circ}\text{C}$  hanya 0,0212% volume bertambah dari bentuk awal
9. Tegangan permukaan mudah diukur



Gambar 1.3: Ilustrasi molekul gas dengan Model Billyard

### 1.3 Sifat molekular gas

1. Struktur zat tidak rapi dan memiliki derajat kebebasan sangat tinggi
2. Energi kinetik sangat tinggi dan gaya atraktif sangat besar karena tiap materi bisa bergerak bebas secara individual
3. Vibrasi molekul dapat berlangsung bebas
4. Dapat mengalir dan kekakuan tidak ada
5. Dapat dikompres dan tertahan mendekati bentuk liquid
6. Untuk tiap 1 mol memiliki volume sekitar  $24000\text{ cm}^3$
7. Difusi dapat diukur dan memiliki daya konveksi
8. Ekspansi termal tinggi, tiap kenaikan  $1^{\circ}\text{C}$  dapat mencapai 0,366% volume bertambah dari bentuk awal
9. Tegangan permukaan susah diukur

# 2

## Gaya antarmolekul

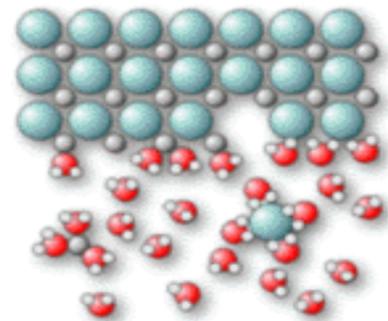
GAYA ANTARMOLEKUL akan sangat mempengaruhi sifat fisika dan sifat kimia suatu unsur atau suatu senyawa. Sedangkan gaya antarmolekul juga sangat dipengaruhi oleh perbedaan kepolaran suatu atom atau molekul suatu senyawa.

### 2.1 Karakteristik gaya antarmolekul

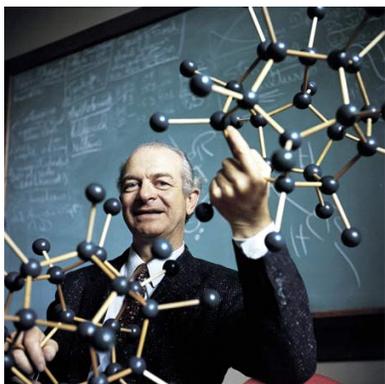
Gaya antarmolekul memiliki energi yang lebih tinggi dibandingkan dengan energi dari ikatan kovalen suatu senyawa, dengan kata lain bahwa kekuatan interaksi dari gaya antarmolekul adalah lebih lemah dari ikatan kovalen, misalkan diperlukan energi sebesar  $239 \text{ kJ}$  untuk memutuskan  $1 \text{ mol}$  ikatan  $\text{Cl}_2$  dan hanya membutuhkan energi sebesar  $\pm 100 \text{ kJ}$  untuk mengatasi tarik-menarik  $1 \text{ mol}$  dari senyawa  $\text{Cl}_2$ , yaitu  $\text{Cl}_2 \cdots \text{Cl}_2$ .

Demikian juga pemisahan antar kation  $\text{Na}^+$  dengan anion  $\text{Cl}^-$ , dimana pada kondisi padatan makan energi yang dibutuhkan jauh lebih besar yaitu  $773 \text{ kJ}$  dibandingkan dengan pada kondisi dalam pelarut  $\text{H}_2\text{O}$  yaitu sebesar  $-769 \text{ kJ}$ . Hal ini karena ikatan ionik  $\text{NaCl}$  tanpa pelarut  $\text{H}_2\text{O}$  lebih kuat dibandingkan dengan adanya pelarut  $\text{H}_2\text{O}$ . Ilustrasi molekular dari model ini dapat dilihat pada Gambar 2.1, dimana kation  $\text{Na}^+$  berinteraksi dengan orientasi gugus oksigen dari molekul  $\text{H}_2\text{O}$ , sedangkan anion  $\text{Cl}^-$  berinteraksi dengan orientasi gugus hidrogen dari molekul  $\text{H}_2\text{O}$ .

Gaya antarmolekul tidak terarah dan lebih jauh jelajah kerja gayanya dibandingkan ikatan kovalen Gaya antarmolekul tidak sama dengan gaya intermolekul (ikatan kimia).



Gambar 2.1: Model proses pelarutan garam  $\text{NaCl}$  oleh  $\text{H}_2\text{O}$ .



Gambar 2.2: Linus Pauling penemu konsep kepolaran molekul (sumber: <http://www.britannica.com>).

## 2.2 Kepolaran senyawa

### 2.2.1 Elektronegatifitas atom

Harga Kepolaran senyawa pertama kali dirumuskan oleh Kimiawan dari Amerika Serikat yaitu Linus Pauling. Linus Pauling memetakan konsep kepolaran yang berdasarkan harga elektronegatifitas suatu atom penyusun molekul, dan dapat diuraikan sebagai berikut:

1. Kepolaran sangat dipengaruhi oleh harga elektronegatifitas atom yang dilambangkan dengan  $\chi$ . Dan ukuran/skala harga  $\chi$
2. Pauling, mengusulkan harga usulan skala antara derajat elektronegatifitas atom antara  $\chi = 0$  sampai  $\chi = 4$
3. Pada skala Pauling, atom yang paling tinggi adalah F,  $\chi = 4$  dan atom yang paling rendah adalah Cs,  $\chi = 0,7$
4. Semakin besar harga  $\chi$  maka semakin besar karakter ioniknya, dimana karakter ionik  $> 50\%$  bila  $\chi > 1,7$

### 2.2.2 Tabel Pauling

Gambar 2.3: Contoh sebagian dari Tabel Pauling.

golongan→	I	II	III	IV	V	VI	VII	Jari-jari
periode ↓								↓
1	H 2.20							
2	Li 0.98 +1	Be 1.57 +2	B 2.04 +3	C 2.55 +4	N 3.04 +5	O 3.44 +6	F 3.98 +7	
3	Na 0.93	Mg 1.31	Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	
4	K 0.82	Ca 1.00					Br 2.96	
5	Rb 0.82	Sr 0.95					I 2.66	

*skala Pauling,  $\chi$*

Penjelasan Tabel Pauling yaitu seperti pada Gambar 2.3 adalah sebagai berikut:

1. Elektronegatifitas naik dalam satu periode pada arah ke kanan
2. Elektronegatifitas turun dalam satu golongan pada arah ke bawah
3. Elektronegatifitas bertambah bila:
  - (a) elektron valensi bertambah
  - (b) jari-jari atom berkurang

## 2.3 Momen dipol

Konsep momen dipol suatu molekul adalah akibat dari adanya konsep kepolaran yang dijelaskan dari Pauling, dimana konsep ini menerangkan adanya resultan gaya antar atom penyusun sehingga kepolaran suatu molekul terbentuk dan berarah. Momen dipole terbentuk dengan konsep yang diusulkan oleh Peter J. W. Debye seorang Fisikawan asal Amerika Serikat:

### 2.3.1 Momen dipol & muatan elektron ( $\delta$ )

1. Momen dipol molekul akan menentukan sifat polar molekul.
2. Momen dipol adalah konsep yang menjelaskan gaya intermolekul.
3. Momen dipol ditentukan oleh jarak ikatan kimia yang terpisah oleh dua muatan yang cenderung berlawanan muatan.
4. Momen dipol diilustrasikan oleh arah panah ( $\rightarrow$ ) dari atom yang bermuatan positif ( $\delta^+$ ) menuju atom muatan negatif ( $\delta^-$ ).
5. Resultan gaya juga dilambangkan dengan arah panah ( $\rightarrow$ ) yang bergantung pada geometri bentuk molekulnya.

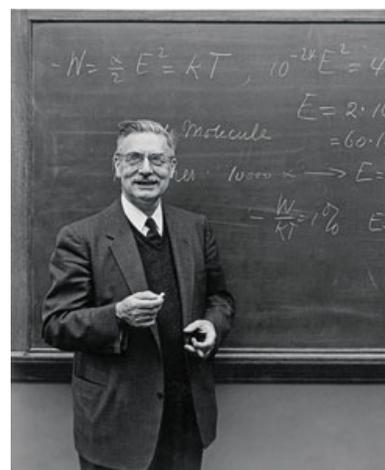
### 2.3.2 Pendekatan rumus momen dipol

1. Momen dipol dihitung dengan rumus:

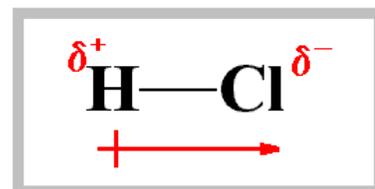
$$\mu = rQ \quad (2.1)$$

dimana  $r$  adalah jarak antar atom penyusun molekul dan  $Q$  adalah muatan elektron dari atom penyusun molekul

2. Momen dipol dinyatakan dalam satuan Debyes atau  $D$ , dimana  $1D = 3,336 \times 10^{-30} \text{ Cm}$  dan satuan momen dipol adalah Debye ( $D$ ) atau Coulomb-meter ( $Cm$ )



Gambar 2.4: Peter J. W. Debye, penemu konsep elektronik dan momen dipol (sumber: <http://pubs.acs.org>).



Gambar 2.5: Model arah momen dipol HCl.

3. Dari Tabel Pauling, momen dipol juga dapat dihitung dengan rumus:

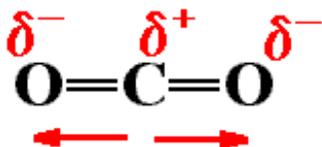
$$\mu = \chi_A - \chi_B \quad (2.2)$$

dimana  $A$  dan  $B$  adalah atom-atom penyusun molekul  $AB$ , sedangkan  $\chi_i$  adalah derajat elektronegatifitas atom  $i$ .

4. Karakter kepolaran suatu molekul lebih kecil dari 50% bila  $\chi > 1,7$ , maka molekul akan berkarakter dipol permanen.

### 2.3.3 Momen ikatan dalam molekul

Momen dipol juga terjadi akibat adanya momen ikatan dalam suatu molekul, dimana momen ikatan adalah ikatan antar atom yang memiliki muatan elektron yang berlawanan dalam suatu molekul. Seperti yang tampak pada Gambar 2.6 terdapat dua momen ikatan yaitu:



Gambar 2.6: Model arah momen dipol ( $\mu = 0 D$ ) molekul  $CO_2$ .

1.  $O^{(\delta^-)} = C^{(\delta^+)}$  arah momen ikatannya ke kanan
2.  $O^{(\delta^-)} = C^{(\delta^+)}$  arah momen ikatannya ke kiri

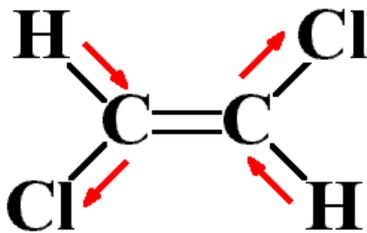
Dengan demikian maka jumlah atau resultan dari momen ikatan dari kedua ikatan di atas merupakan momen dipol dari molekul  $CO_2$ , dan hal ini berlaku untuk semua molekul.

Contoh Soal 2.1: Contoh Soal tentang momen dipol (Gunakan tabel Pauling).

Jelaskan dan gambarkan arah momen dipol molekul  $CO_2$  dan *trans*-1,2-dikloroetena? Buktikan bahwa momen dipol keduanya adalah nol?

**Jawab:**

1. Untuk  $CO_2$  dapat dilihat pada Gambar 2.6 menghasilkan harga momen dipol  $\mu = 0 D$
2. Untuk *trans*-1,2-dikloroetena dapat dilihat pada Gambar 2.7 menghasilkan harga momen dipol  $\mu = 0 D$



Gambar 2.7: Model arah momen dipol ( $\mu = 0 D$ ) molekul *trans*- $C_2H_2Cl_2$ .

Harga momen dipol ( $\mu = 0 D$ ) untuk molekul *trans*-1,2-dikloroetena terjadi karena arah gaya saling berlawanan dari gugus atom Cl adalah sama kuat dan menghasilkan resultan gaya yang saling meniadakan atau nol. Pada gugus zig-zag molekul *trans*-1,2-dikloroetena yaitu (Cl-C=C-Cl) dianggap lurus sehingga memberi nilai  $\mu = 0 D$ .

Gaya tarik dari atom C terhadap atom H juga menghasilkan bentuk gugus zig-zag yaitu (H-C=C-H) dan resultan gaya yang saling meniadakan. Sehingga secara keseluruhan gugus-gugus dalam molekul *trans*-1,2-dikloroetena memberi nilai  $\mu = 0 D$ .

Demikian juga pada molekul  $\text{CO}_2$  menghasilkan resultan gaya sama dengan nol akibat tarikan berlawanan sama kuat dari masing-masing atom O. Kedua senyawa ini menghasilkan sifat senyawa berupa senyawa non-polar.

Untuk molekul yang hampir identik, misal *cis*-1,2-dikloroetena dan  $\text{SO}_2$ , memberi jawaban yang berbeda yaitu mempunyai nilai momen dipol dan kepolaran yang berbeda.

Jelaskan dan gambarkan arah momen dipol molekul  $\text{SO}_2$  dan *cis*-1,2-dikloroetena? Buktikan bahwa momen dipol keduanya adalah tidak nol?

**Jawab:**

1. Untuk *cis*-1,2-dikloroetena dapat dilihat pada Gambar 2.8 menghasilkan harga momen dipol  $\mu = 1,89 D$
2. Untuk  $\text{SO}_2$  dapat dilihat pada Gambar 3.9 menghasilkan harga momen dipol  $\mu \neq 0 D$

Harga momen dipol ( $\mu = 1,89 D$ ) untuk molekul *cis*-1,2-dikloroetena terjadi karena arah gaya saling mengarah ke atas walaupun saling seong berlawanan dari gugus atom Cl dan menghasilkan resultan gaya yang saling mendukung. Pada gugus bentuk perahu molekul *cis*-1,2-dikloroetena yaitu ( $\text{Cl}-\text{C}=\text{C}-\text{Cl}$ ) memberi nilai momen dipol  $\mu \neq 0 D$ .

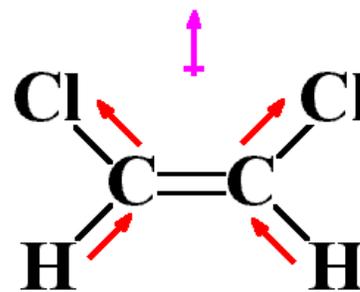
Gaya tarik dari atom C terhadap atom H juga menghasilkan bentuk gugus perahu ( $\text{H}-\text{C}=\text{C}-\text{H}$ ) dan resultan gaya terjadi tidak memberi harga yang mamadai bila dibandingkan dengan posisi *cis* pada molekul ini. Sehingga secara keseluruhan gugus-gugus dalam molekul *cis*-1,2-dikloroetena memberi nilai  $\mu = 1,89 D$ .

Namun untuk molekul  $\text{SO}_2$  menghasilkan resultan gaya yang tidak sama dengan nol akibat adanya tarikan searah yang kuat dari masing-masing atom O. Kedua senyawa ini menghasilkan sifat senyawa berupa senyawa polar.

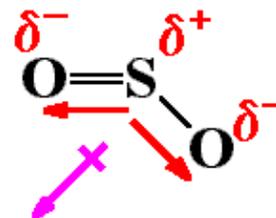
$$\delta_{(\text{O}=\text{S})}^- \gg \delta_{(\text{O}-\text{S})}^- \quad (2.3)$$

Arah resultan gaya pada molekul  $\text{SO}_2$  adalah cenderung bergeser ke arah momen ikatan  $\text{O}=\text{S}$  dibandingkan dengan ke arah momen ikatan  $\text{O}-\text{S}$ , hal ini karena moen ikatan  $\text{S}=\text{O}$  lebih kuat dibandingkan momen ikatan  $\text{S}-\text{O}$ , dan arah moemen dipol molekul  $\text{SO}_2$  dapat dilihat pada Gambar 3.9.

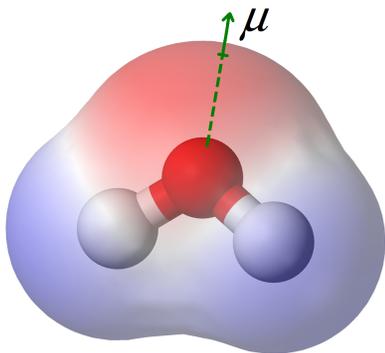
Contoh Soal 2.2: Contoh Soal tentang momen dipol dan kepolaran.



Gambar 2.8: Model arah momen dipol ( $\mu \neq 0 D$ ) molekul *cis*- $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$ .



Gambar 2.9: Model arah momen dipol ( $\mu \neq 0 D$ ) molekul  $\text{SO}_2$ .



Gambar 2.10: Model arah momen dipol H<sub>2</sub>O.

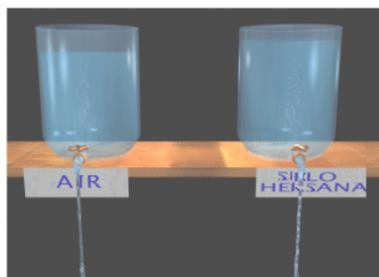
### 2.3.4 Beberapa soal tentang momen dipol

Berdasarkan konsep momen dipol suatu molekul, maka jawablah pertanyaan-pertanyaan berikut:

1. Molekul manakah yang memiliki momen dipol paling besar: HI atau HCl?
2. Unsur manakah yang memiliki afinitas elektron yang terbesar: Oksigen atau karbon?
3. Bagaimana perkiraan bentuk molekul CO<sub>2</sub>? Apakah CO<sub>2</sub> termasuk molekul polar?
4. Terangkan arah momen dipol untuk molekul CO<sub>2</sub>? dan molekul H<sub>2</sub>O?
5. Unsur manakah yang memiliki afinitas elektron yang terbesar: Klorin, karbon atau hidrogen?
6. Bagaimana perkiraan bentuk molekul triklorometana?
7. Estimasi harga momen dipol ikatan C-Cl dan C-H? Terangkan arah momen dipol dan kepolaran senyawa ini?

## 2.4 Sifat fisika senyawa

Sifat fisika senyawa sangat ditentukan oleh perbedaan kepolaran atom dan molekul yang mempengaruhi kekuatan gaya antarmolekul



Gambar 2.11: Model perbandingan daya alir antara senyawa H<sub>2</sub>O dan C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>.

1. **Gaya elektrostatis**, gaya tolakan dan tarikan yang mengakibatkan adanya daya alir atau fluida suatu cairan. Gaya ini sangat dipengaruhi oleh kepolaran senyawa. Misal perbandingan antara senyawa air, H<sub>2</sub>O, dan senyawa silko-heksana, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>.

Kepolaran yang ditandai dengan momen dipol H<sub>2</sub>O lebih besar dari pada momen dipol C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>, yaitu:

$$\mu_{(\text{H}_2\text{O})} \gg \mu_{(\text{C}_6\text{H}_{12})} \quad (2.4)$$

Kepolaran juga dilihat pada stereokimia suatu molekul, dimana molekul C<sub>6</sub>H<sub>12</sub> lebih sterik dibandingkan dengan molekul H<sub>2</sub>O. Semakin tinggi sterik suatu molekul maka semakin rendah kepolarannya.

Maka senyawa yang polar akan lebih mudah mengalir dibandingkan yang non-polar, dengan demikian senyawa H<sub>2</sub>O akan mengalir lebih cepat dibandingkan dengan senyawa C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>.

2. **Polaritas antarmolekul**, polaritas antarmolekul akan mempengaruhi gaya elektrostatis suatu senyawa, dimana polaritas molekul cenderung menghasilkan interaksi antara gugus atom yang bermuatan negatif ( $\delta^-$ ) dengan gugus atom yang bermuatan positif ( $\delta^+$ ).

Pada senyawa  $\text{H}_2\text{O}$  memiliki gaya elektrostatis yang cukup besar akibat kepolaran air yang cukup besar, dimana muatan elektron terdiri dari negatif pada atom O dan positif pada atom H.

Polaritas molekul ini juga sangat tergantung pada jenis fase senyawa, pada senyawa gas polaritas molekulnya menghasilkan panjang ikatan fisika yang lebih panjang dibandingkan dengan pada fase cairan dan padatan, dan dapat diungkapkan:

$$(\delta^- \cdots \delta^+)_{(gas)} > (\delta^- \cdots \delta^+)_{(cairan)} > (\delta^- \cdots \delta^+)_{(padatan)} \quad (2.5)$$

Panjang ikatan fisika yang berbeda antara masing-masing fase tersebut mempengaruhi sifat fisika diantaranya titik didih dan titik beku senyawa.

3. **Titik didih**, titik temperatur saat fase cairan menjadi fasa gas sangat dipengaruhi oleh gaya antarmolekul. Semakin besar kekuatan gaya antarmolekul maka semakin besar harga titik didihnya. Sebagai contoh perbandingan titik didih antara senyawa HCl dengan unsur Ar, maka berdasarkan harga elektronegatifitas masing-masing atomnya maka didapat bahwa senyawa HCl lebih polar dibandingkan dengan unsur Ar.

$$\mu_{(\text{HCl})} \gg \mu_{(\text{Ar})} \quad (2.6)$$

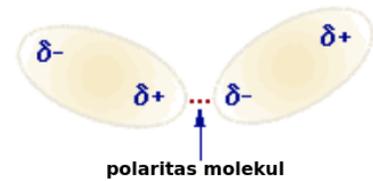
Momen dipol senyawa HCl lebih besar daripada momen dipol unsur Ar mengakibatkan kepolaran senyawa HCl lebih besar daripada unsur Ar.

$$T_d(\text{HCl}) > T_d(\text{Ar}) \quad (2.7)$$

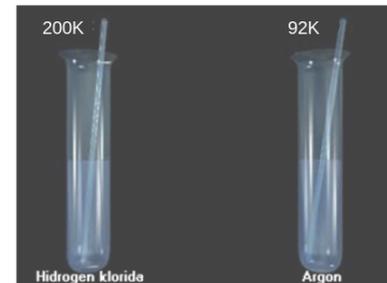
Kepolaran senyawa HCl yang lebih besar akan menyebabkan ikatan fisika antar molekulnya menjadi lebih kuat bila dibandingkan dengan ikatan antar atom Ar, hal ini menyebabkan titik didih senyawa HCl lebih tinggi bila dibandingkan dengan unsur Ar.

4. **Jumlah gaya antarmolekul**, jumlah gaya antarmolekul akan mempengaruhi kekuatan gaya antarmolekul suatu senyawa atau unsur.

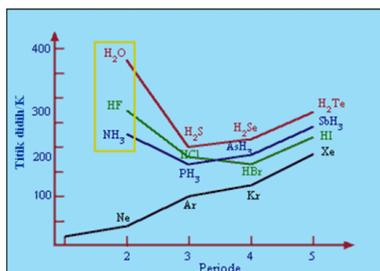
Secara molekular, jumlah gaya antarmolekul senyawa  $\text{H}_2\text{O}$  lebih besar dibandingkan dengan senyawa HF dan  $\text{NH}_3$  juga unsur Ne.



Gambar 2.12: Model interaksi kutub positif dengan kutub negatif dari gaya antarmolekul.



Gambar 2.13: Model perbedaan antara titik didih HCl dengan Ar.



Gambar 2.14: Model perbedaan antara titik didih H<sub>2</sub>O, HF, NH<sub>3</sub> dan Ne.

Jumlah gaya antarmolekul juga mempengaruhi perbedaan momen dipol suatu senyawa, sehingga didapat:

$$\mu(\text{H}_2\text{O}) \gg \mu(\text{HF}) \gg \mu(\text{NH}_3) \gg \mu(\text{Ne}) \quad (2.8)$$

Perbandingan jumlah gaya antarmolekul masing-masing senyawa di atas adalah sebagai berikut:

$$\text{H}_2\text{O} > \text{HF} > \text{NH}_3 > \text{Ne} \quad (2.9)$$

Perbedaan jumlah gaya antarmolekul ini menyebabkan perbedaan titik didih masing-masing senyawa. Dengan demikian dapat diungkapkan bahwa:

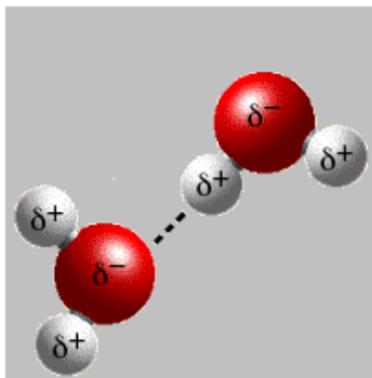
$$T_d(\text{H}_2\text{O}) > T_d(\text{HF}) > T_d(\text{NH}_3) > T_d(\text{Ne}) \quad (2.10)$$

Jumlah gaya antarmolekul ini tidak secara langsung bergantung pada harga elektronegatifitas atom-atom penyusun senyawanya, namun jumlah gaya antarmolekul sangat dipengaruhi oleh kekuatan gaya tarik pasangan elektron (*lone pair*) yang ada pada atom pusat molekul.

## 2.5 Gaya antarmolekul

Gaya antarmolekul timbul akibat sifat kepolaran molekul. Sifat kepolaran molekul ini akan ditentukan oleh momen dipol molekul, dan secara umum terbagi menjadi 6 gaya antarmolekul:

1. Gaya ion-ion
2. Gaya dipol-dipol
3. Gaya ion-dipol
4. Gaya dipol terinduksi
5. Gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi
6. Gaya tolak



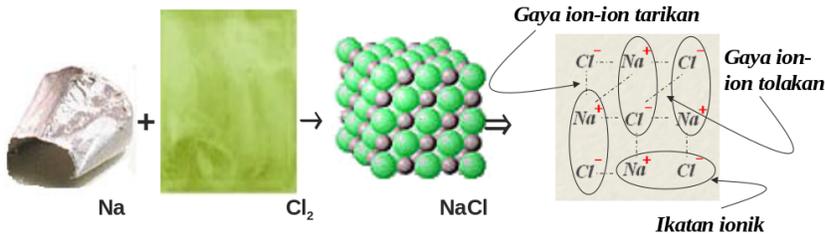
Gambar 2.15: Model gaya dipol-dipol antar molekul H<sub>2</sub>O.

### 2.5.1 Gaya ion-ion

Gaya ion-ion menerangkan susunan solid atau liquid yang bermuatan listrik, yang terdiri dari gaya tolakan dan gaya tarikan (atau gaya elektrostatis). Biasanya gaya tarikan akan lebih kuat dibandingkan gaya tolakannya. Hal terpenting dalam mempelajari gaya ion-ion adalah:

1. Gaya ion-ion tidak mudah menurun dengan bertambahnya jarak interaksi bila dibandingkan dengan interaksi lain.

Terbentuknya kristal NaCl adalah akibat adanya gaya ion-ion antara ujung atom Na yang bermuatan positif ( $\delta^+$ ) pada satu molekul NaCl dengan ujung atom Cl yang bermuatan negatif ( $\delta^-$ ) pada molekul NaCl yang lainnya.



Gambar 2.16: Ilustrasi reaksi pembentukan dan gaya ion-ion antara molekul NaCl.

Namun pada kristal NaCl juga terdapat gaya tolakan antara ujung atom Na yang bermuatan positif ( $\delta^+$ ) pada satu molekul NaCl dengan ujung atom Na pada molekul NaCl yang lainnya. Hal yang sama juga terdapat gaya tolakan antara ujung atom Cl yang bermuatan negatif ( $\delta^-$ ) pada satu molekul NaCl dengan ujung atom Cl pada molekul NaCl yang lainnya.

Kristal NaCl ini tetap terbentuk walaupun terdapat adanya gaya tolakan, hal ini karena gaya ion-ion lebih kuat dan lebih stabil dibandingkan gaya tolakannya.

$$E_{ion-ion} \ll E_{tolakan} \quad (2.11)$$

Persamaan 2.11 ini menjelaskan bahwa kestabilan gaya ion-ion lebih kecil yang bermakna gaya ion-ion lebih stabil dari pada gaya tolakan pada kristal NaCl. Konsep ini dapat diilustrasikan pada Gambar 2.16.

2. Gaya ion-ion, berasal dari atom yang terionisasi, dimana ukuran atom menjadi berbeda setelah menjadi ion, misal Na dan Cl.

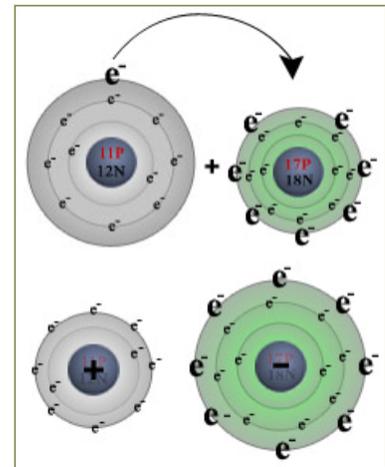
Terjadi muatan yang tidak seimbang seperti pada Gambar 2.17:

- (a) Pada kation  $Na^+$ , terjadi kekurangan elektron, daya tarik inti atom Na lebih kuat sehingga ukuran ion  $Na^+$  menjadi mengecil

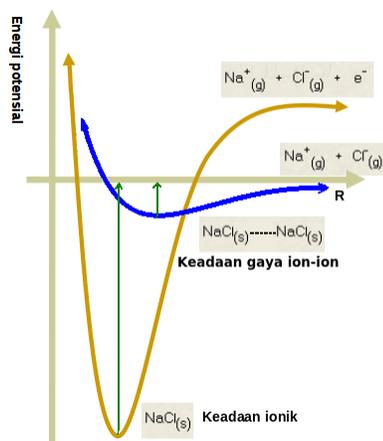
$$r_{(atom\ Na)} > r_{(ion\ Na^+)} \quad (2.12)$$

- (b) Pada anion  $Cl^-$ , terjadi kelebihan elektron, daya tarik inti atom Cl menjadi lebih lemah dan tolakan elektron relatif kuat sehingga ukuran ion  $Cl^-$  membesar

$$r_{(atom\ Cl)} < r_{(ion\ Cl^-)} \quad (2.13)$$



Gambar 2.17: Model perubahan jari-jari atom menjadi ionnya untuk senyawa NaCl.



Gambar 2.18: Perbandingan energi antara ikatan ionik dengan gaya ion-ion dari senyawa NaCl.

- Perubahan panjang jari-jari dari bentuk atom ke bentuk ionnya tidak hanya menghasilkan ikatan ionik yang kuat ( $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ ) namun juga menghasilkan gaya ion-ion antara ( $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ ) yang satu terhadap ( $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ ) yang lainnya.
3. Perbandingan kestabilan antara ikatan ionik dalam molekul NaCl adalah lebih besar bila dibandingkan terhadap gaya ion-ion senyawa NaCl:

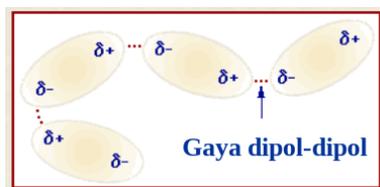
$$E_{(\text{NaCl})\dots(\text{NaCl})} \gg E_{(\text{NaCl})} \quad (2.14)$$

Hukum yang berlaku untuk gaya ini adalah beradal dari hukum Coulomb, dimana energi potensial berbanding lurus dengan  $r^{-1}$ , yaitu:

$$E_{\text{Coulomb}} = -\frac{q_{\text{Na}^+}q_{\text{Cl}^-}}{4\pi\epsilon_0 r} \quad (2.15)$$

Perbedaan energi potensial seperti pada Gambar 2.18 adalah akibat perbedaan jarak antar ion  $\text{Na}^+$  terhadap ion  $\text{Cl}^-$ .

$$r_{(\text{NaCl})^{\delta^-} \dots \delta^+ (\text{NaCl})} \gg r_{(\text{Na}^+ \dots \text{Cl}^-)} \quad (2.16)$$



Gambar 2.19: Model gaya dipol-dipol antar molekul.

### 2.5.2 Gaya dipol-dipol

Gaya dipol-dipol, adalah gaya antarmolekul polar, dan gaya dipol-dipol ini dan gaya dipol-dipol ini juga merupakan penentu dari polaritas molekul terbentuk.

Gaya dipol-dipol, terjadi antara ujung molekul berkarakter ion yang berlawanan ( $\delta^+$  dan  $\delta^-$ ), semakin jauh jarak molekul (menuju bentuk gas) semakin lemah ikatan hidrogennya. Ikatan hidrogen minimal 100 kali lebih lemah dibandingkan ikatan kovalennya.

Bila pada gaya dipol-dipol ini melibatkan atom H, dikenal sebagai **ikatan hidrogen**, namun ini bukanlah suatu ikatan kimia. Beberapa penjelasan tentang ikatan hidrogen, diantaranya:

1. Ikatan hidrogen merupakan interaksi antara gugus atom  $\text{H}^{\delta+}$  dari suatu molekul tertentu dengan pasangan pasangan elektron (*lone pair*) dari gugus suatu atom dari molekul lain.
2. Ikatan hidrogen terjadi akibat gaya dipol-dipol antar molekul bersifat polar yang mengandung atom H. Ikatan hidrogen merupakan gaya dipol-dipol yang kuat, hal ini karena pada atom H menjadi lebih berkarakter kation yang akan tertarik oleh atom yang berkarakter anion. Ikatan hidrogen juga mengakibatkan gaya elektrostatis: gaya tarikan lebih kuat dibandingkan tolakan antar molekul.

3. Ikatan hidrogen, yang sangat terkenal, terdapat pada air. Pada air, atom oksigen berkarakter anion atau bermuatan negatif yang akan menyerang atom H pada molekul air lain. Interaksi ini akibat adanya *lone pair* pada atom O, dimana pasangan elektron bebas dari atom O tersebut dapat berinteraksi dengan dengan atom H.
4. Ikatan hidrogen juga terjadi pada senyawa HF dan senyawa NH<sub>3</sub>, namun tiap molekulnya hanya ada satu ikatan hidrogen. Mengapa pada senyawa HF hanya memiliki satu ikatan hidrogen? Jumlah ikatan hidrogen:

$$\text{H}_2\text{O} > \text{HF} = \text{NH}_3 \quad (2.17)$$

Jumlah ikatan hidrogen berbeda bergantung pada jumlah atom H dan jumlah *lone pair* yang ada pada setiap molekul.

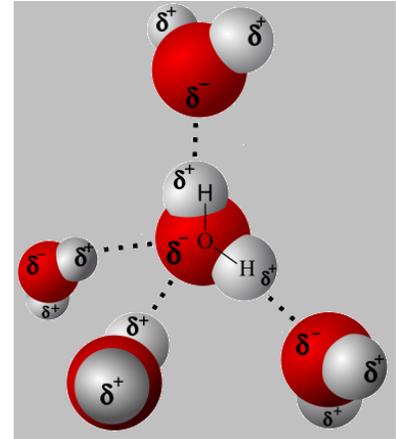
Pengaruh ikatan hidrogen pada sifat fisika dalam suatu senyawa, diantaranya:

1. Energi yang dibutuhkan untuk memutus ikatan hidrogen adalah cukup besar, sehingga berakibat pada besarnya perubahan energi entalpi penguapan atau mempengaruhi **titik didih** senyawa, dapat dilihat pada Gambar 2.14.
2. Mempengaruhi **kapasitas panas spesifik** ( $\gamma_{(i)}$ ) suatu senyawa ( $i$ ), misal H<sub>2</sub>O memiliki nilai terbesar, sehingga membutuhkan energi yang besar untuk menaikkan suhu per 1°C senyawa H<sub>2</sub>O.

$$\gamma_{(\text{H}_2\text{O})} > \gamma_{(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} > \gamma_{(\text{C}_5\text{H}_{12})} > \gamma_{(\text{Hg})} \quad (2.18)$$

Senyawa	Formula kimia	Kapasitas panas spesifik, $\gamma_{(i)}$ (J/gK)
Air	H <sub>2</sub> O	4,18
Etanol	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	2,43
Heptana	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	2,05
Air Raksa	Hg	0,14

3. Terdapat perubahan kekuatan ikatan hidrogen pada senyawa H<sub>2</sub>O, yaitu:
- (a) Dari suhu tinggi menuju suhu rendah, densitas senyawa H<sub>2</sub>O mengalami kenaikan hingga suhu mendekati ( $T = 4^\circ\text{C}$ ), pada titik ini mengalami densitas maksimal.
  - (b) setelah 4°C, secara drastis terjadi penurunan densitas senyawa H<sub>2</sub>O hingga mencapai densitas ( $\eta_{(i)}$ ) senyawa H<sub>2</sub>O yang sangat rendah, dan pada saat terjadi pembekuan menjadi bentuk padatan es maka densitasnya kembali mengalami kenaikan.

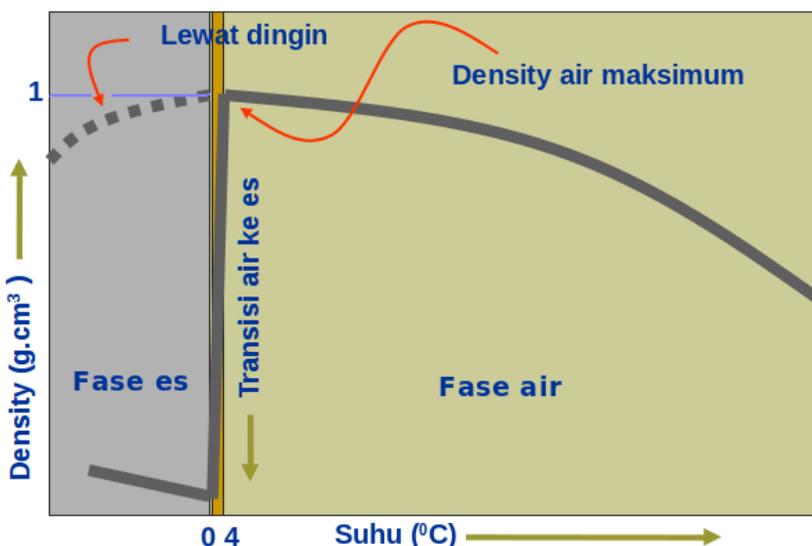


Gambar 2.20: Model ikatan hidrogen senyawa H<sub>2</sub>O.

Tabel 2.1: Data eksperimen kapasitas panas spesifik berbagai senyawa.

- (c) Pada perubahan suhu ini tidak terjadi proses normal atau tidak terjadi keadaan lewat dingin dari suhu  $T = 4^{\circ}\text{C}$  hingga menurun secara normal.

Gambar 2.21: Kurva kerapatan vs suhu untuk senyawa  $\text{H}_2\text{O}$  dengan anomali pada suhu  $4^{\circ}\text{C}$ .



- (d) Ini dikenal sebagai **anomali air**, dimana pada saat  $T = 4^{\circ}\text{C}$  senyawa  $\text{H}_2\text{O}$  menghasilkan densitas yang tinggi sedangkan pada saat  $T = 0^{\circ}\text{C}$  menghasilkan densitas yang sangat rendah. Hal inilah yang menyebabkan padatan  $\text{H}_2\text{O}$  dapat mengapung dalam cairan  $\text{H}_2\text{O}$

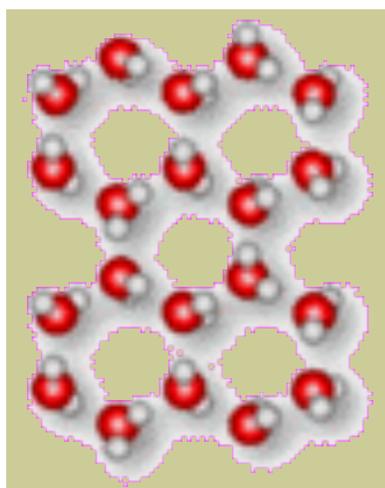
- (e) Proses ini dikenal juga sebagai proses transisi fase dari bentuk cairan ke bentuk gas pada senyawa  $\text{H}_2\text{O}$ .

4. Secara struktur molekul, ikatan hidrogen pada saat menjadi es terbentuk segi enam antar molekul  $\text{H}_2\text{O}$ , sehingga terdapat rongga-rongga atau lorong-lorong dalam padatan es. Hal inilah yang menyebabkan densitas  $\text{H}_2\text{O}$  dalam bentuk padatan menjadi lebih kecil. Perbedaan densitas antara bentuk air dan es adalah:

$$\eta_{(\text{H}_2\text{O}),\text{cairan}} \gg \eta_{(\text{H}_2\text{O}),\text{es}} \quad (2.19)$$

Bentuk lorong segi enam yang tampak pada Gambar 2.22 ini adalah rangkaian segi enam dari ikatan hidrogen antar molekul  $\text{H}_2\text{O}$ , yang mana tetap merupakan interaksi antara muatan positif ( $\delta^+$ ) dari atom H molekul satu terhadap muatan positif ( $\delta^-$ ) dari atom O molekul.

Mengapa ikan tetap dapat hidup di danau yang permukaannya membeku?

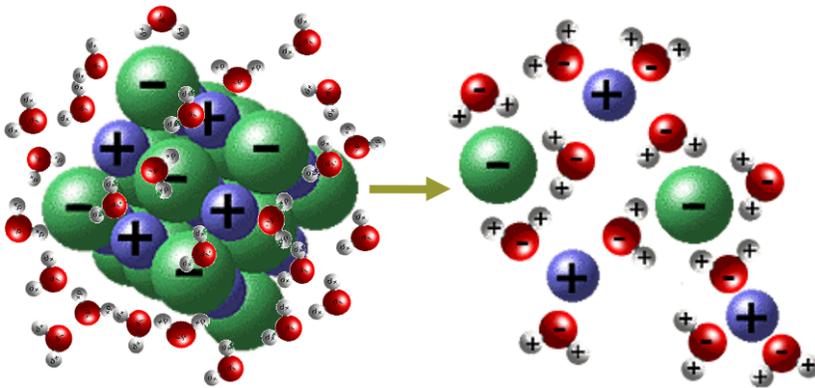


Gambar 2.22: Model ikatan hidrogen pada padatan senyawa  $\text{H}_2\text{O}$ .

### 2.5.3 Gaya ion-dipol

Gaya ion-dipol adalah gaya antar molekul ikatan ion dan molekul polar, dan melalui gaya ion-dipol muncullah konsep **pelarutan**. Gaya ini dapat terbagi menjadi dua, yaitu:

1. **Gaya ion-dipol**, terjadi antara ujung molekul berkarakter ion dari senyawa polar dengan ion-ion yang telah larut yang berlawanan yaitu antara suatu kation dengan atom dengan karakter polar  $\delta^-$  pada suatu molekul, juga antara suatu anion dengan atom dengan karakter polar  $\delta^+$  pada suatu molekul.



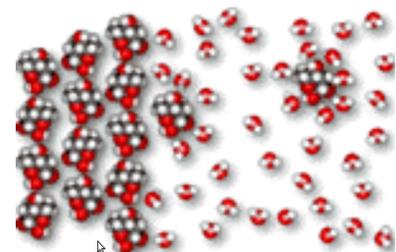
Gambar 2.23: Model pelarutan garam ionik KF oleh senyawa polar  $\text{H}_2\text{O}$ .

Konsep ini dapat menjelaskan proses pelarutan garam KF yang merupakan senyawa ionik oleh senyawa  $\text{H}_2\text{O}$  yang merupakan senyawa polar (memiliki momen dipol kuat).

Gaya ion-dipol menjelaskan konsep pelarutan: ion  $\text{K}^+$  dikelilingi oleh air dengan ujung oksigen (polar  $\delta^-$ ) dan ion  $\text{F}^-$  dikelilingi oleh air dengan ujung hidrogen (polar  $\delta^+$ ).

2. **Gaya kovalen-dipol**, dimana konsep gaya ini juga dapat menjelaskan konsep pelarutan pelarutan senyawa non polar (misal gula) oleh air yang bersifat polar, dimana ujung gula dengan gugus  $\delta^-$  dikelilingi oleh atom H dari air ( $\delta^+$ ) dan ujung gula ( $\delta^+$ ) dikelilingi oleh atom O dari air ( $\delta^-$ ).

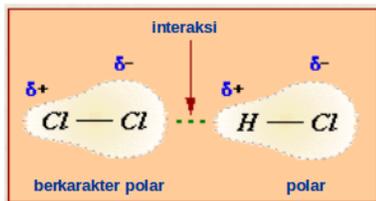
Konsep gaya kovalen-dipol ini dapat menjelaskan model pelarutan senyawa organik oleh senyawa polar. Namun konsep ini tidak dapat menjelaskan model pelarutan senyawa yang non-polar atau juga sangat non-polar oleh senyawa polar.



Gambar 2.24: Model pelarutan gula oleh senyawa  $\text{H}_2\text{O}$ .

### 2.5.4 Gaya dipol-terinduksi

Gaya dipol-terinduksi atau gaya dipol sementara merupakan sifat molekul non-polar yang berkarakter polar, bila ada interaksi dengan molekul



Gambar 2.25: Konsep gaya dipol-terinduksi antara molekul polar HCl dengan molekul non-polar  $\text{Cl}_2$ .

ionik atau molekul polar. Gaya dipol sementara ini akan sangat berpengaruh terhadap sifat fisika senyawa. Secara umum terdapat dua model gaya dipol-terinduksi, yaitu:

1. **Gaya dipol-terinduksi**, yang terjadi pada molekul non polar, misal senyawa  $\text{Cl}_2$  berinteraksi dengan senyawa HCl, dan lama atau umur gaya ini sangat pendek, tetapi cukup sering terjadi.

Molekul  $\text{Cl}_2$  adalah molekul yang bersifat non-polar, namun interaksinya dengan molekul HCl mengakibatkan ujung atom Cl menjadi berkarakter negatif ( $\delta^-$ ) pada saat ujung atom H dari molekul HCl yang bermuatan positif ( $\delta^+$ ). Perubahan karakter dari non-polar menjadi berkarakter polar inilah yang disebut molekul mengalami induksi (*induction*).

Pada gaya dipol-terinduksi ini tidak menghasilkan pelarutan yang lama, pelarut akibat gaya ini bersifat sementara dan sangat berguna untuk keperluan medis khususnya pada pelarutan obat dalam suatu pelarut tertentu.

$$\Delta E_{\text{Cl}_2 \cdots \text{Cl}_2} \gg \Delta E_{\text{Cl}-\text{Cl}^{\delta^-} \cdots \delta^+ \text{H}-\text{Cl}} \quad (2.20)$$

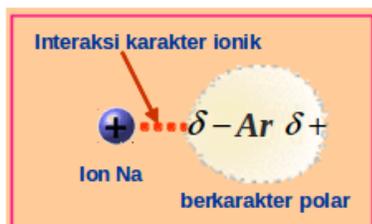
Persamaan 2.20 menunjukkan bahwa gaya dipol-terinduksi pada interaksi molekul  $\text{Cl}_2$  dan HCl ( $\text{Cl}-\text{Cl}^{\delta^-} \cdots \delta^+ \text{H}-\text{Cl}$ ) lebih stabil bila dibandingkan dengan interaksi antar molekul  $\text{Cl}_2$  ( $\text{Cl}_2 \cdots \text{Cl}_2$ ) pada waktu yang tidak lama.

2. **Gaya ion-terinduksi**, dimana gaya ini dapat antara ion dengan logam, misal yang terjadi pada interaksi antara garam NaCl dengan unsur Ar, dimana atom Ar akan berubah menjadi berkarakter polar ( $\delta^-$ ) bila terinteraksi dengan ion  $\text{Na}^+$  yang bermuatan positif. Pada kasus ini unsur gas mulia akan mudah bereaksi/interaksi dengan atom atau molekul lain.

Seperti telah diketahui bahwa logam-logam golongan gas mulia adalah logam yang sangat sukar bereaksi dengan atom atau molekul yang lain. Konsep gaya ion-terinduksi ini menjadi salah satu cara untuk memudahkan logam-logam golongan gas mulia berubah berkarakter positif ( $\delta^+$ ) atau berkarakter ( $\delta^-$ ) agar dapat bereaksi dengan atom atau molekul lain.

$$\Delta E_{\text{Ar} \cdots \text{Ar}} \gg \Delta E_{\text{Ar} \cdots \text{Na}^+} \quad (2.21)$$

Walaupun proses gaya ion-terinduksi ini tidak berlangsung lama, namun terdapat kestabilan yang lebih tinggi ( $\text{Ar}^{\delta^-} \cdots \text{Na}^+$ ) bila dibandingkan dengan kestabilan ( $\text{Ar} \cdots \text{Ar}$ )



Gambar 2.26: Konsep gaya dipol-terinduksi antara kation  $\text{Na}^+$  dengan atom Ar.

### 2.5.5 Gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi

Gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi, terjadi pada interaksi antara molekul non polar dalam suatu senyawa. Gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi ini lebih lemah dibandingkan dengan gaya dipol-terinduksi di atas, dan menjadi gaya interaksi antar molekul yang terlemah diantara gaya-gaya yang lain.

Hal ini menjadi ilmu pengetahuan yang cukup sukar untuk dipelajari, dan ilmuwan fisika yang mempelajari gaya ini adalah Fritz London, sehingga gaya ini dikenal sebagai gaya dispersi London (*London dispersion force*).

Gaya dispersi London sangat berguna untuk menjelaskan senyawa non-polar diatomik atau poliatomik, dan secara umum gaya dispersi London dapat dipelajari melalui tahapan sebagai berikut:

1. **Interaksi antar unsur cairan**, gaya ini dapat terjadi pada unsur cairan walaupun energi yang dibutuhkan sangat lemah dan menghasilkan polarisasi pada setiap atomnya dari netral menjadi berkarakter positif ( $\delta^+$ ) pada satu ujung atom dan berkarakter negatif ( $\delta^-$ ) pada ujung lainnya, London memberi ungkapan:

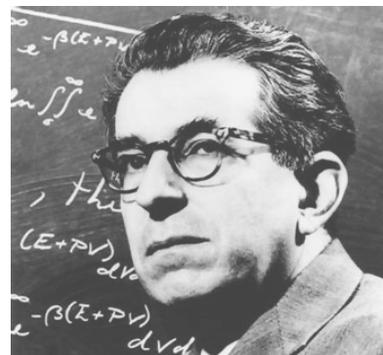
$$E_{pot} = -\frac{3 \alpha_i^2 I}{4 r^6} \quad (2.22)$$

dimana  $\alpha_i$  adalah polaritas atom ( $i$ ) yang pada kasus ini  $i$  adalah atom Ar,  $I$  adalah energi ionisasi dari atom yang berinteraksi, dan  $r$  adalah jarak antar atomnya.

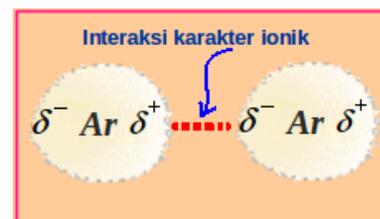
Pada kasus unsur cairan Ar, maka akibat adanya gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi ini setiap atom Ar mengalami perubahan dimana elektron terpolarisasi pada ujung atom menjadi berkarakter negatif ( $\delta^-$ ), sedangkan akibat polarisasi ini maka ujung lainnya dalam atom Ar yang sama menjadi berkarakter ( $\delta^+$ ), hal ini dapat diilustrasikan pada Gambar 2.28.

Dan melalui Persamaan 2.22 ini didapat data untuk unsur cairan Ar adalah jarak antar atom Ar adalah  $3,80 \text{ \AA}$ , di udara, dan energi potensialnya ( $E_{pot}$ ) adalah  $0,77 \text{ kJmol}^{-1}$ .

Gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi inilah juga yang mengakibatkan perbedaan sifat fisika diantaranya titik didih unsur cairan gas mulia, seperti yang diungkapkan pada Tabel 2.2. Dimana semakin semakin besar nomor atomnya maka semakin kuat gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi antar atom dalam unsur cairan golongan gas mulia. Beberapa sifat fisika yang dipengaruhi oleh gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi, khususnya untuk unsur cairan gas mulia:



Gambar 2.27: Fritz London penemu konsep gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi (sumber: <http://www.biografiasyvidas.com>).



Gambar 2.28: Konsep gaya dipol-terinduksi antara atom Ar.

(a) Energi ionisasi,  $E_i$ :

$$E_{He} > E_{Ne} > E_{Ar} > E_{Kr} > E_{Xe} > E_{Rn} \quad (2.23)$$

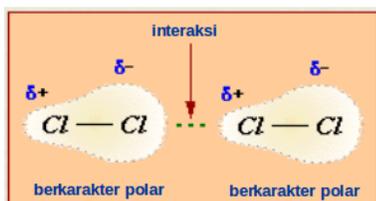
(b) Titik didih,  $T_{d,i}$ :

$$T_{d,He} < T_{d,Ne} < T_{d,Ar} < T_{d,Kr} < T_{d,Xe} < T_{d,Rn} \quad (2.24)$$

Tabel 2.2: Data eksperimen titik didih gas-gas mulai.

Unsur Cairan	Energi Ionisasi (eVolt)	Titik didih (°C)
Helium	24,6	-269
Neon	22,3	-246
Argon	15,8	-186
Krypton	14,2	-152
Xenon	12,3	-108
Radon	10,7	-62

2. **Interaksi antar senyawa non-polar**, hal yang sama untuk unsur cairan, gaya ini dapat terjadi pada senyawa non-polar, dimana energi yang dibutuhkan sangat lemah dan menghasilkan polarisasi pada setiap ujung molekul yaitu dari netral menjadi berkarakter positif ( $\delta^+$ ) pada satu ujung molekul dan berkarakter negatif ( $\delta^-$ ) pada ujung lainnya. London memberi ungkapan untuk interaksi antar molekul diatomik:

Gambar 2.29: Konsep gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi antara molekul non-polar  $Cl_2$ .

$$E_{pot} = -\frac{3}{4} \frac{\alpha_i^2 I}{r^6} \quad (2.25)$$

dimana  $\alpha_i$  adalah polaritas molekul non-polar ( $i$ ) yang pada kasus ini  $i$  adalah molekul non-polar  $Cl_2$ .

Sebagai contoh, pada Gambar 2.29, tampak bahwa molekul  $Cl_2$  yang bersifat non-polar berubah menjadi berkarakter polar walaupun sifat kepolarannya adalah sangat lemah.

Hal ini dapat juga terjadi pada senyawa non-polar diatomik lainnya yaitu:

- Senyawa-senyawa  $H_2$ ,  $F_2$ ,  $I_2$ ,  $Br_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ , dan lain-lain.
  - Senyawa non-polar poliatomik, misal  $CO_2$ ,  $CH_4$ ,  $CCl_4$ , dan lain-lain.
3. **Interaksi antar senyawa polar**, berbeda halnya dengan senyawa diatomik, gaya pada senyawa poliatomik ini juga menghasilkan polarisasi pada setiap ujung molekul yaitu dari yang berkarakter positif menjadi lebih berkarakter positif ( $\delta^+$ ) pada satu ujung molekul

dan juga lebih berkarakter negatif ( $\delta^-$ ) pada ujung lainnya. London memberi ungkapan untuk interaksi antar molekul poliatomik:

$$E_{pot} = -\frac{3}{2} \left( \frac{I_i I_j}{I_i + I_j} \right) \frac{\alpha_i \alpha_j}{r^6} \quad (2.26)$$

Sebagai contoh, pada Gambar 2.30, tampak bahwa molekul HCl yang bersifat polar berubah menjadi lebih berkarakter polar walaupun sifat ini juga sangat sementara dan penambahan kekuatannya sangat kecil.

Hal ini dapat juga terjadi pada senyawa polar diatomik lainnya yaitu:

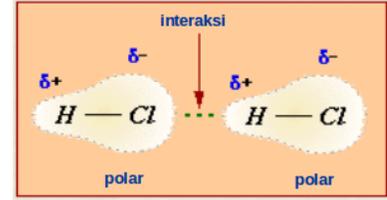
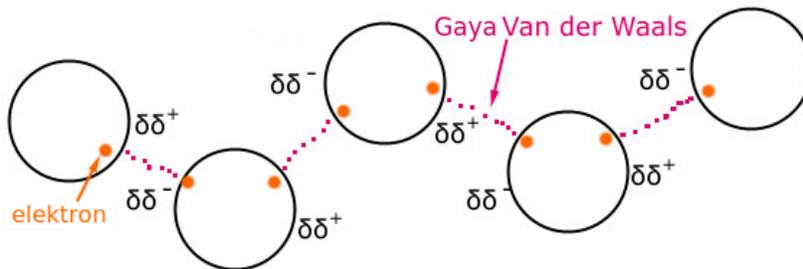
- Senyawa-senyawa HF, HI, HBr, CO, NO, dan lain-lain.
- Senyawa polar poliatomik, misal H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, CHCl<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>Cl, dan lain-lain.

Gaya dispersi London ini juga dapat menjelaskan kasus efek rumah kaca secara molekular, yaitu konsep gaya antara molekul CO<sub>2</sub> yang banyak di atmosfer. Mengapa terjadi efek rumah kaca? apakah efek rumah kaca dari senyawa CO<sub>2</sub> akan mampu menyelimuti bumi?

### 2.5.6 Gaya tolak antar molekul

Gaya tolak antar molekul atau gaya Van der Waals terjadi pada munculnya gaya interaksi atau gaya tarik antar molekul. Namun gaya ini sangat kecil hanya 10% dari kuat ikatan hidrogen. Gaya Van der Waals penting untuk mengetahui jarak terdekat dari antar molekul yang berinteraksi, baik interaksi ion-ion, dipol-dipol, ion-dipol, maupun dipol terinduksi.

Baik ikatan kimia maupun gaya Van der Waals tidak cukup kuat untuk mempengaruhi sifat kimia, tetapi kuat untuk mempengaruhi sifat fisika suatu senyawa.



Gambar 2.30: Konsep gaya dipol terinduksi-dipol terinduksi antara molekul non-polar HCl.

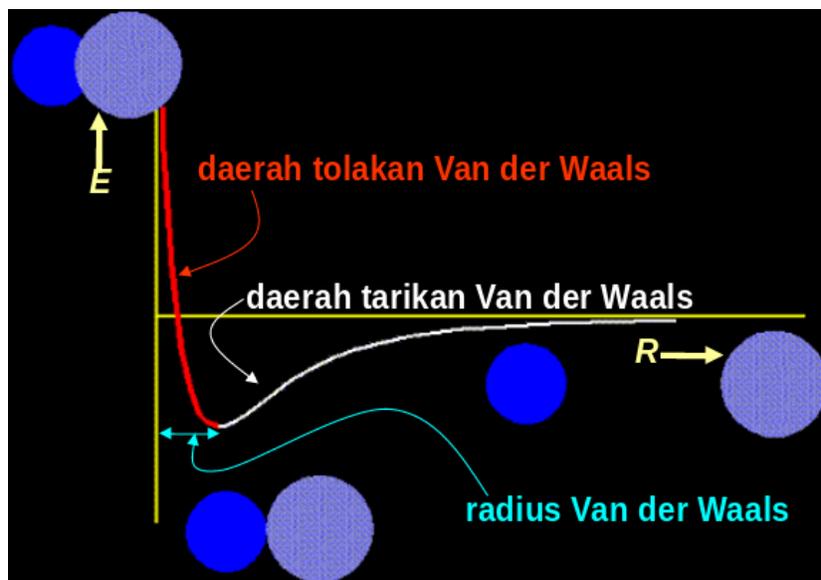


Gambar 2.31: Van der Waals.

Gambar 2.32: Gambaran sedarnaha tentang interaksi tarikan dan tolakan gaya Vander Waals. (Sumber: [www.scienceaid.co.uk](http://www.scienceaid.co.uk)).

Pada Gambar 2.33 dapat dijelaskan bahwa jarak optimum suatu interaksi dikenal sebagai radius Van der Waals dimana jarak optimum ini adalah tepat berada antara tarikan dan saat tolakan.

Gambar 2.33: Hubungan Energi potensial dengan jarak antar molekul.



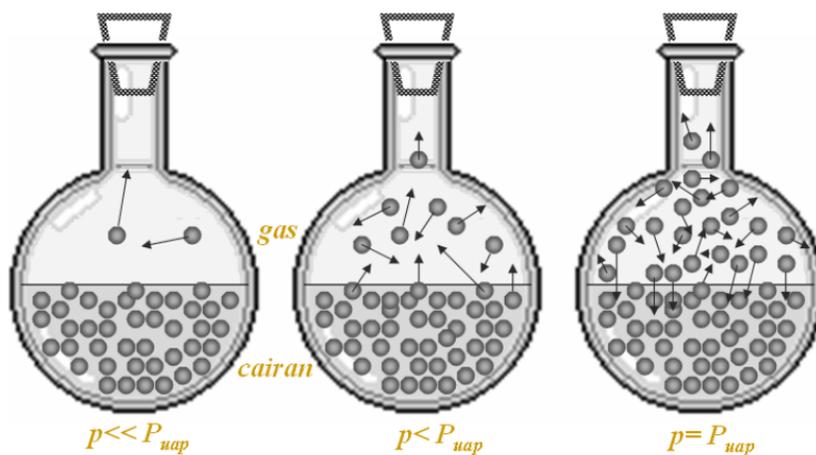
# 3

## Diagram Fase

Transisi fase sangat ditentukan oleh sistem keseimbangan kimia, dalam hal ini adalah keseimbangan fase. Keseimbangan fase ditentukan oleh keseimbangan dinamika besaran makroskopik senyawanya dan mikroskopik molekulnya. Transisi fase dipelajari melalui diagram fase melalui beberapa tipe, yaitu:

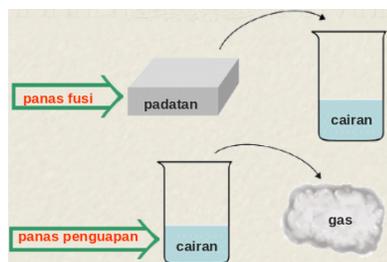
1. Diagram fase dari konsep hubungan antara tekanan ( $P$ ) dan temperatur ( $T$ ) bagi perubahan atau transisi fase senyawa kimia, pada volume ( $V$ ) tetap.
2. Diagram fase dapat berupa konsep hubungan antara tekanan ( $P$ ) dan Volume ( $V$ ), pada suhu ( $T$ ) tetap.

Keseimbangan fase, sangat ditentukan oleh dinamika senyawa, dimana terjadi saat tekanannya sama dengan tekanan uapnya



Gambar 3.1: Ilustrasi kesetimbangan fase cair-gas.

Gambar 3.2: Ilustrasi kesetimbangan fase cair-gas berdasarkan perbedaannya.



Gambar 3.3: Ilustrasi transisi perubahan fase: panas fusi (Atas) dan panas penguapan (Bawah).

### 3.1 Perubahan Fase

Perubahan fase terjadi akibat adanya keseimbangan fase dari bentuk materi, dengan definisi:

1. Transisi fase atau perubahan bentuk adalah perubahan fisika bukan kimia.
2. Perubahan ini membutuhkan perubahan energi kinetik (energi gerak atau vibrasi).
3. Energi kinetik akan mempengaruhi entalpinya.

Perubahan dari gas ke cairan atau sebaliknya dari cairan ke gas, dapat dipelajari dalam beberapa contoh.

1. Energi entalpi untuk proses peleburan dikenal: perubahan entalpi fusi atau panas fusi
2. Energi entalpi untuk proses penguapan dikenal: perubahan entalpi penguapan atau panas penguapan

Gambar 3.4: Perubahan fase: padatan, cairan dan gas.



Transisi fase berlangsung di antara tiga bentuk keadaan materi. Proses ini tidak saja mungkin terjadi tetapi sudah menjadi bagian dari

kehidupan sehari-hari, baik dalam kegiatan industri maupun yang lainnya.

### 3.1.1 Perubahan: padatan $\longleftrightarrow$ cairan

Perubahan bentuk padatan menjadi cairan atau sebaliknya akan terjadi akibat pemanasan atau pendinginan, misal pada peleburan besi dan pembekuan lilin.

1. Perubahan bentuk padatan menjadi cairan terjadi akibat pemanasan, misal pada proses peleburan besi di dalam industri baja.

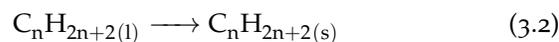
- (a) Transisi  $\text{Fe}_{(s)}$  ke  $\text{Fe}_{(l)}$



- (b) Energi vibrasi membesar, dimana setiap atom Fe memiliki energi untuk dapat keluar dari susunan rapi (padatan)

2. Perubahan dari cairan ke padatan juga dapat terjadi pada lilin (parafin,  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ) yang mencair menjadi padatan kembali akibat pendinginan.

- (a) Transisi lelehan lilin ke lilin



- (b) Energi vibrasi mengecil, keluar ke lingkungan, dimana setiap atom memiliki energi cukup rendah sehingga terkondensat membentuk susunan rapi

### 3.1.2 Perubahan: cairan $\longleftrightarrow$ gas

Perubahan bentuk cairan menjadi gas atau sebaliknya terjadi akibat pemanasan atau pendinginan.

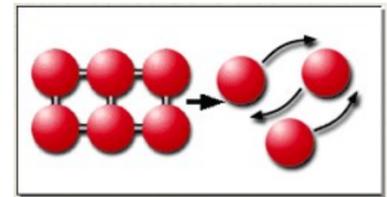
1. Perubahan bentuk cairan menjadi gas terjadi akibat pemanasan, misal pada proses penguapan air di dalam proses uap air laut di siang hari.

- (a) Transisi air ke uap air

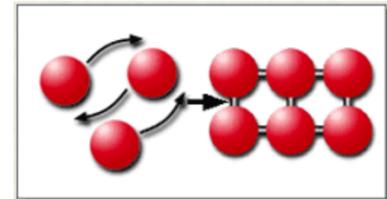


- (b) Energi kinetik membesar dan cukup untuk keluar dari susun cair ke susun bebas panas penguapan memberi volume membesar.

2. Perubahan dari gas ke cairan juga dapat terjadi pada proses hujan akibat terjadi kondensasi/pendinginan.

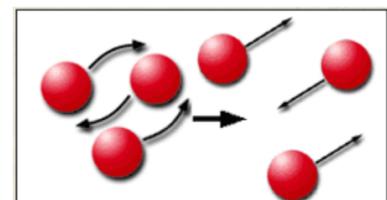


*Ilustrasi peleburan*

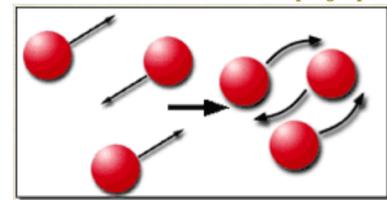


*Ilustrasi pembekuan*

Gambar 3.5: Ilustrasi transisi perubahan fase: padatan ke/dari cairan.

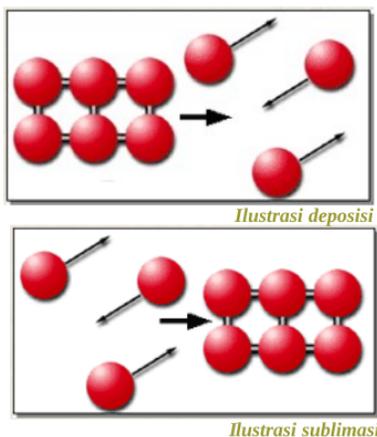


*Ilustrasi penguapan*



*Ilustrasi kondensasi*

Gambar 3.6: Ilustrasi transisi perubahan fase: cairan ke/dari gas.



Gambar 3.7: Ilustrasi transisi perubahan fase: padatan ke/dari gas.

(a) Transisi uap air ke air



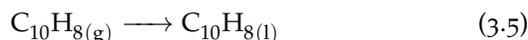
(b) Energi luar diserap sehingga energi kinetik melemah dan gerak partikel melemah dan volume mengecil.

### 3.1.3 Perubahan: padatan $\longleftrightarrow$ gas

Perubahan bentuk padatan menjadi gas atau sebaliknya terjadi akibat pemanasan atau pendinginan.

1. Perubahan bentuk padatan menjadi gas terjadi akibat pemanasan, misal pada proses penguapan naptalena ( $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ) di dalam proses produksi naptalena.

(a) Transisi naptalena ke gas naptalena.



(b) Energi gerak sangat besar sehingga partikel menjadi bebas.

(c) Gaya atraktif sangat besar sehingga volume membesar.

2. Perubahan dari gas ke padatan juga dapat terjadi pada proses pembekuan gas iodin ( $\text{I}_2$ ).

(a) Transisi  $\text{I}_2$  dari uap menjadi padatan



(b) Energi lingkungan diserap sehingga kinetik melemah

(c) Gaya atraktif tertarik atau mengecil sehingga susunan rapi terbentuk.

## 3.2 Kurva Transisi Fase

Kurva diagram fase menjadi hal yang sangat penting dalam menjelaskan sifat-sifat fisika dan kimia dari suatu materi atau suatu perbandingan materi-materi. Kurva diagram fase biasanya dibuat pada:

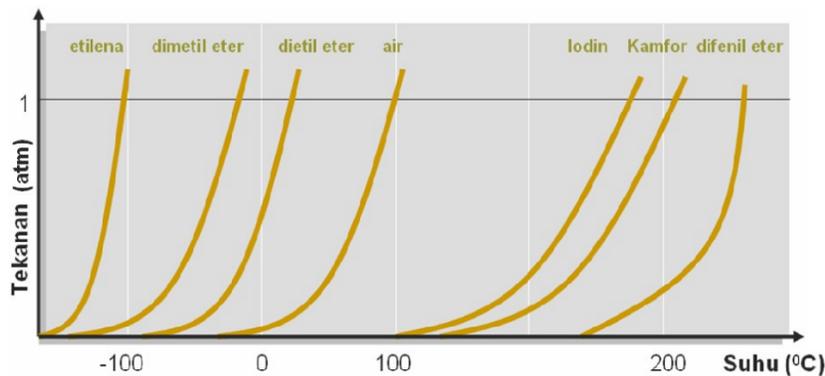
1. Perubahan tekanan ( $P$ ) terhadap perubahan suhu ( $T$ ) pada volume tetap ( $V$ ), atau diagram fase pada  $(P, T)_V$ .
2. Perubahan tekanan ( $P$ ) terhadap perubahan volume ( $V$ ) pada suhu tetap ( $T$ ), atau diagram fase pada  $(P, V)_T$ .

- Perubahan volume ( $V$ ) terhadap perubahan suhu ( $T$ ) pada tekanan tetap ( $P$ ), atau diagram fase pada  $(V, T)_P$ .
- Semua perubahan ( $P, V, T$ ) diukur menjadi kurva dimensi.

### 3.2.1 Diagram fase ( $P, T$ )

Diagram fase pada perubahan tekanan ( $P$ ) terhadap perubahan suhu ( $T$ ) pada volume tetap ( $(P, T)_V$ ) dapat dijelaskan melalui contoh diagram fase dari perbandingan sifat fisika dan kimia dari berbagai senyawa, seperti yang tampak pada Gambar 3.8, yaitu.

- Etilena ( $C_2H_4$ ), dimetil eter ( $C_2H_6O$ ), dietil eter ( $C_4H_{10}O$ ).
- Air ( $H_2O$ ).
- Iodina ( $I_2$ ), komfor ( $C_{10}H_{16}O$ ), dan difenil eter ( $C_{12}H_{10}O$ ).



Gambar 3.8: Perbandingan diagram fase dari berbagai senyawa.

Pada Gambar 3.8 tersebut dapat dijelaskan bahwa pada titik potong semua kurva akan terpotong pada garis pada tekanan:

$$P = 1 \text{ atm} \quad (3.7)$$

Maka dengan demikian dapat diinormasikan bahwa senyawa Etilena ( $C_2H_4$ ), Dimetil eter ( $C_2H_6O$ ), dan Dietil eter ( $C_4H_{10}O$ ) memiliki titik didih ( $T_d$ ) lebih rendah dari titik didih air ( $H_2O$ ), dengan ungkapan:

$$T_{d(H_2O)} > T_{d(C_4H_{10}O)} > T_{d(C_2H_6O)} > T_{d(C_2H_4)} \quad (3.8)$$

Terlihat juga bahwa iodina ( $I_2$ ), komfor ( $C_{10}H_{16}O$ ), dan difenil eter ( $C_{12}H_{10}O$ ) memiliki titik didih yang lebih tinggi dari air, dengan ungkapan:

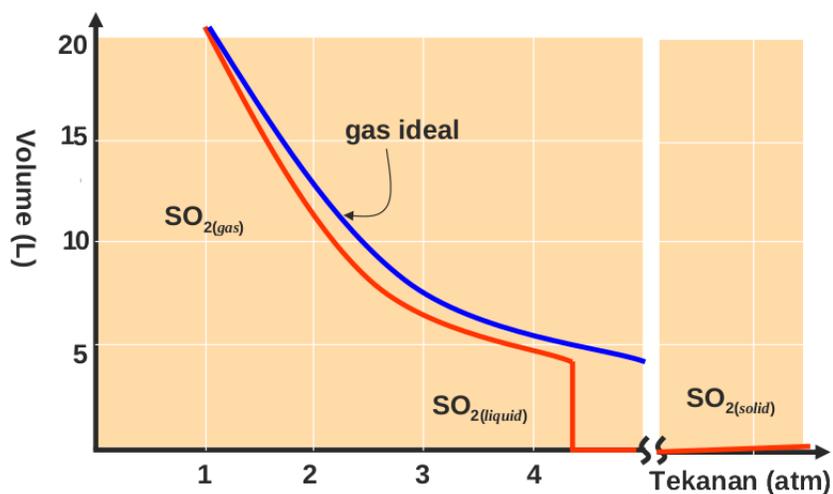
$$T_{d(H_2O)} < T_{d(I_2)} < T_{d(C_{10}H_{16}O)} < T_{d(C_{12}H_{10}O)} \quad (3.9)$$

### 3.2.2 Diagram fase (P,V)

Diagram fase pada perubahan tekanan (P) terhadap perubahan volume (V) pada suhu tetap ( $(P, V)_T$ ) untuk senyawa  $\text{SO}_2$  pada suhu tetap  $30^\circ\text{C}$ , menghasilkan adanya sifat anomali pada senyawa  $\text{SO}_2$ , dengan data:

1. Bila senyawa  $\text{SO}_2$  dikompres terus menerus terjadi transisi mendadak dari gas ke cair pada tekanan 4,52 atm.
2. Pada tekanan tinggi tersebut terjadi proses pembekuan, akibat kerapatan tinggi maka volume  $\text{SO}_2$  menjadi sangat kecil.

Gambar 3.9: Diagram fase untuk senyawa  $\text{SO}_2$  pada perubahan tekanan, P, dan volume, V.



Peristiwa anomali senyawa  $\text{SO}_2$  ini berbeda dengan sifat fisika dan kimia dari model gas idealnya, dimana seharusnya pada tekanan 4,52 atm itu tidak terjadi perubahan bentuk dari cair ke gas secara mendadak.

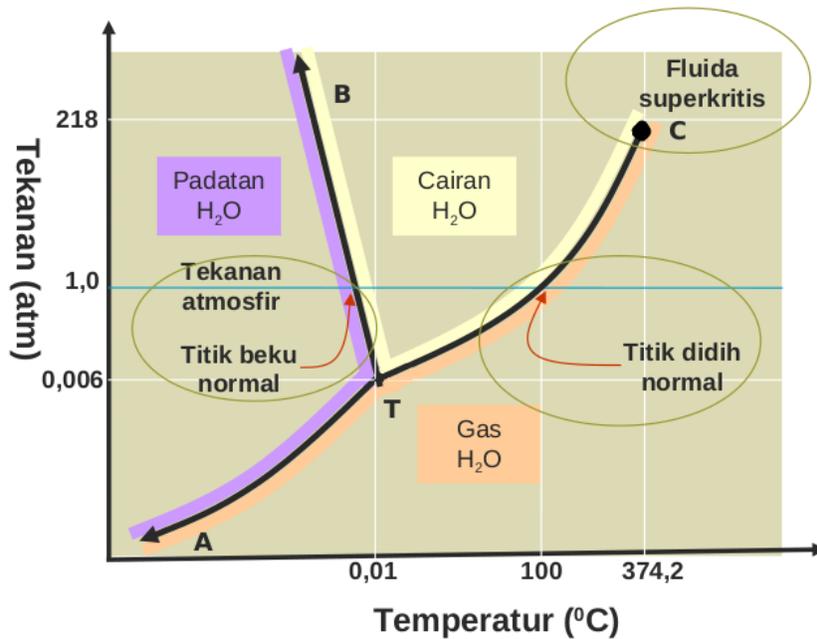
## 3.3 Diagram Fase Air

### 3.3.1 Titik-titik penting Diagram fase air

Diagram fase senyawa  $\text{H}_2\text{O}$  pada perubahan tekanan terhadap perubahan suhu pada volume tetap ( $(P, T)_V$ ), yang tampak pada Gambar 3.10 menghasilkan keterangan sebagai berikut:

1. Garis hitam kurva, adalah keseimbangan dua fase, yaitu:
  - (a) Garis **T-A** adalah jalur keseimbangan fase gas-padatan.

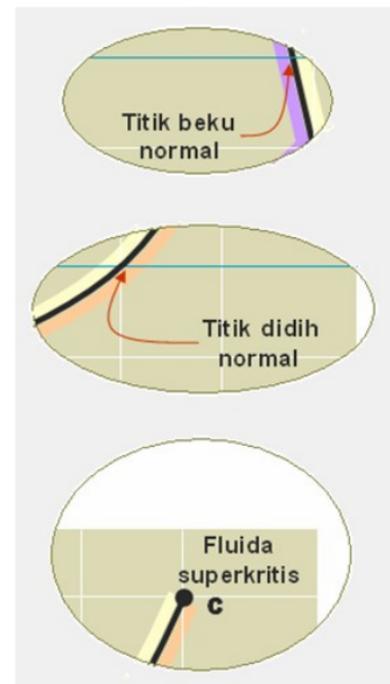
- (b) Garis T-B adalah jalur keseimbangan fase cair-padatan.
  - (c) Garis T-C adalah jalur keseimbangan fase gas-cair.
2. Titik T atau titik tripel (*triple point*) adalah titik keseimbangan tiga fese: padatan, cairan dan gas.



Gambar 3.10: Diagram fase untuk senyawa H<sub>2</sub>O pada perubahan tekanan, P, dan suhu, T.

Dari Gambar 3.10 ini dapat menjelaskan sifat fisika dan kimia dari senyawa H<sub>2</sub>O, yaitu:

1. Pada titik tripel (T) terjadi keseimbangan tiga fese, ketiga bentuk bersama yaitu pada tekanan 0,0006 atm dan suhu 0,01°C.
2. Pada tekanan 1 atm terjadi
  - (a) Titik didih normal terjadi keseimbangan fase gas-cairan, pada 100°C.
  - (b) Titik beku normal terjadi keseimbangan fase padatan-cairan, pada 0°C.
3. Terjadi keadaan titik kritis C yaitu titik berhenti keadaan keseimbangan fase gas-cair, dimana antara gas dan cair hampir tidak berbeda.
4. Saat melampaui titik kritis C, tidak dapat lagi membedakan fese gas dan cair dan dikenal sebagai fluida superkritis, yang terjadi pada tekanan 218 atm dan suhu 347,2°C. Item adanya anomali senyawa H<sub>2</sub>O yaitu arah keseimbangan padatan-cairan menuju arah kiri, dimana kondisi normal diagram fase suatu senyawa adalah ke kanan.

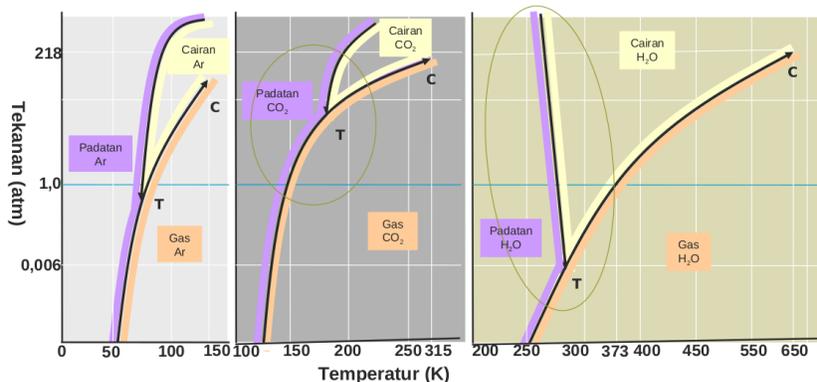


Gambar 3.11: Titik-titik penting dari diagram fase senyawa H<sub>2</sub>O.

### 3.3.2 Perbandingan diagram fase senyawa $H_2O$

Perbandingan diagram fase senyawa  $H_2O$  dengan beberapa unsur/senyawa yaitu unsur Ar dan senyawa  $CO_2$ , yang dapat diperhatikan pada Gambar 3.12

Gambar 3.12: Perbandingan diagram fase untuk senyawa  $H_2O$  dengan unsur Ar dan senyawa  $CO_2$ .



Bila dibandingkan dengan diagram fase dari unsur Ar maka muncul anomali-anomali pada diagram fase senyawa  $CO_2$  dan diagram fase senyawa  $H_2O$ , yaitu:

1. Anomali senyawa  $CO_2$ :
  - (a) Titik tripel yaitu pada tekanan 5,117 atm dan suhu  $-56,57^\circ C$  berada di atas tekanan 1 atm.
  - (b) Senyawa  $CO_2$  padatan atau es kering akan menyublim dengan cepat menjadi gas  $CO_2$  pada tekanan 1 atm.
  - (c) Sifat ini digunakan untuk pengering-bekuan makanan
2. Anomali senyawa  $H_2O$ :
  - (a) Keseimbangan padat-cair pada senyawa  $H_2O$  adalah dengan arah menuju tak berhingga ke arah kiri.
  - (b) Padatan  $H_2O$  atau es akan meleleh pada tekanan tinggi sehingga air lebih berat dari es.
  - (c) Anomali ini akibat membesarnya panjang ikatan hidrogen pada es.

# Riwayat Akademik Penulis

<https://fmipa.unmul.ac.id/dosen/RahmatGunawan>

Penulis lahir pada tanggal 3 Desember 1971 di Cirebon, Jawa Barat, menempuh pendidikan di SMAN 1 Cirebon, Jawa Barat, dan melanjutkan pendidikan Sarjana di Jurusan Kimia Universitas Gadjah Mada, Yogyakarta, tahun 1990. Tahun 1999 penulis mendapat beasiswa DUE-Karya Siswa (*Development Undergraduate Education*) dari Dikti Kemendiknas RI untuk melanjutkan program Magister pada Jurusan Kimia Institut Teknologi Bandung, Jawa Barat. Pada tahun 2001, Penulis menjadi staf pengajar pada Jurusan Kimia Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam (FMIPA) Universitas Mulawarman. Penulis mendapat beasiswa BPPs (Beasiswa Program Pascasarjana) dari Dikti Kemendiknas RI untuk melanjutkan pendidikan Program Studi Doktor Kimia Sekolah Pascasarjana Institut Teknologi Bandung, Jawa Barat, Tahun 2005. Dan untuk menyelesaikan riset doktor, pada tahun 2008, penulis menjadi *Researcher Visitor Sandwich Program* dan menyelesaikan perhitungan Kimia Komputasinya di Fasilitas Super Komputer Muscat dan Sakura System pada Kasai Laboratory, Department of Precision Science & Technology and Applied Physics, Graduate School of Engineering, Osaka University, Japan. Pada tahun 2010, penulis kembali bertugas sebagai Staf Dosen Kimia Bidang Kimia Fisika di Jurusan Kimia FMIPA Universitas Mulawarman.

