

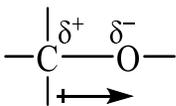


PENDAHULUAN KIMIA ORGANIK

Dr. rer. nat. Noverra M. Nizardo
Departemen Kimia FMIPA UI

1

Prinsip Pemutusan Ikatan Kimia



Ikatan C-O adalah ikatan yang polar, dimana: C kekurangan/ miskin akan elektron (δ^+)
O kelebihan/ kaya akan elektron (δ^-)

Ikatan dengan H semakin terpolarisasi \rightarrow H semakin positif \rightarrow semakin mudah untuk putus

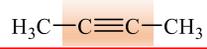
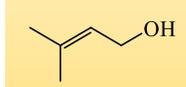
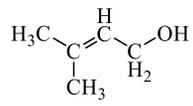
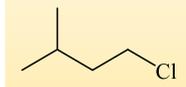
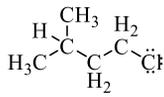
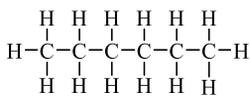
Keelektronegatifan	C	<	N	<	O	<	F	\rightarrow
Kestabilan	-CH ₃	<	-NH ₂	<	-OH	<	-F	\rightarrow
Keasaman	H-CH ₃	<	H-NH ₂	<	H-OH	<	H-F	\rightarrow
Kebasaan	-CH ₃	>	-NH ₂	>	-OH	>	-F	\leftarrow

Bertambahnya ukuran atom membuat ikatan H lebih lemah dan menstabilkan anion \rightarrow ikatan mudah diputus

Kestabilan	F ⁻	<	Cl ⁻	<	Br ⁻	<	I ⁻	\rightarrow
Keasaman	H-F	<	H-Cl	<	H-Br	<	H-I	\rightarrow

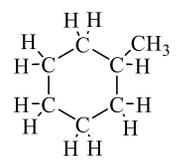
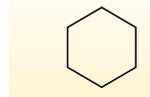
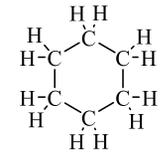
2

Cara Penggambaran Struktur Kimia Senyawa Organik



Tips: Ikatan rangkap tiga digambarkan lurus

Struktur skeletal



Hidrogen tidak digambarkan pada struktur skeletal
Ingat jumlah H yang masih ada!

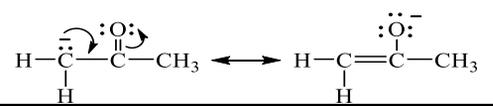
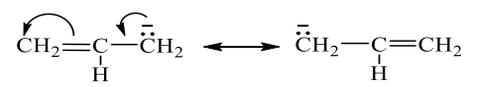
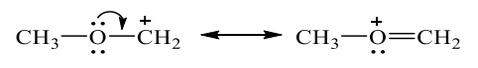
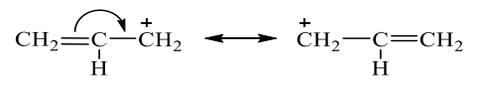
Struktur skeletal

3

Resonansi

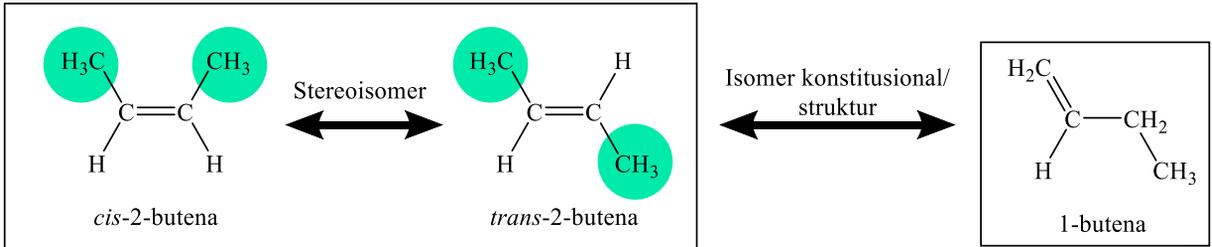
Resonansi merupakan delokalisasi/ perpindahan elektron
-> dapat menjadi faktor kestabilan suatu intermediet

- Prinsipnya adalah:
1. sepasang elektron dapat berpindah
 2. panah aliran selalu dari yang kaya elektron menuju ke yang miskin elektron
 3. bagian yang kekurangan elektron berarti bermuatan +
 4. bagian yang kelebihan elektron menjadi bermuatan -
 5. muatan antara kedua sisi bentuk resonansi akan sama



4

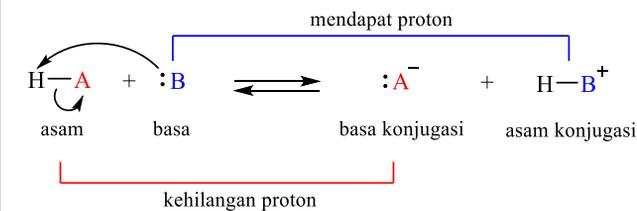
Jenis-jenis Isomer



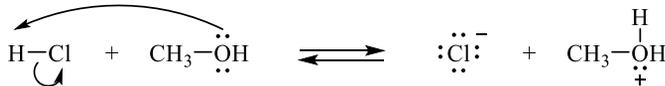
- Stereoisomer merupakan isomer yang melibatkan keadaan ruang pada struktur kimianya
Contoh: *cis-trans*, *E-Z*, dan *R-S*
- Isomer konstitusional merupakan isomer struktur dimana hanya melibatkan perpindahan letak cabang atau ikatan rangkap

5

Reaksi Asam-Basa Brønsted-Lowry



Contoh:



- Asam Brønsted-Lowry adalah pendonor proton
- Basa Brønsted-Lowry adalah penerima proton

Contoh asam Brønsted-Lowry:

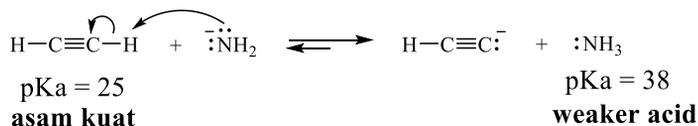
Anorganik	Organik
HCl	CH ₃ COOH
H ₂ SO ₄	asam asetat
CH ₄	OH
H ₂ O	HOOCH ₂ -C-CH ₂ COOH
H ₃ O ⁺	COOH
	asam sitrat

Contoh basa Brønsted-Lowry:

Anorganik	Organik
H ₂ O: :NH ₃	CH ₃ NH ₂
	metilamina
	CH ₃ O ⁻
	metoksida
:OH ⁻	:NH ₂ ⁻
	H ₃ C-C(=O)-CH ₃
	aseton
	H ₂ C=CH ₂
	etilena

6

Reaksi Asam-Basa Brønsted-Lowry



Karena pK_a dari asam yang digunakan di awal reaksi lebih kecil daripada asam konjugasinya, maka kesetimbangan mengarah ke produk

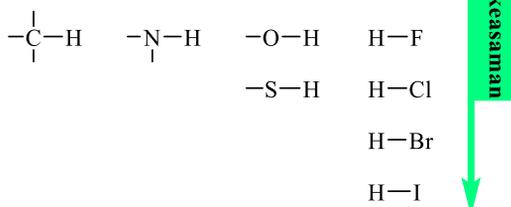
Basa yang umum digunakan pada reaksi organik:

$\text{Na}^+ \text{ } ^-\text{OH}$	natrium hidroksida	$\text{Li}^+ \text{ } ^-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\overset{\cdot\cdot}{\text{N}}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_2$	
$\text{Na}^+ \text{ } ^-\text{OCH}_3$	natrium metoksida	n-butil litium	triethylamina	piridin
$\text{Na}^+ \text{ } ^-\text{OCH}_2\text{CH}_3$	natrium etoksida			
$\text{K}^+ \text{ } ^-\text{OC}(\text{CH}_3)_3$	kalium t-butoksida			
$\text{Na}^+ \text{ } ^-\text{NH}_2$	natrium amida			
$\text{Li}^+ \text{ } ^-\text{N}[\text{CH}(\text{CH}_3)_2]_2$	LDA			
$\text{Na}^+ \text{ } ^-\text{H}$	natrium hidrida			

7

Faktor-faktor Yang Mempengaruhi Keasaman

Efek dari unsur dalam table periodik



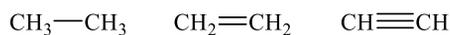
Efek dari induktif: adanya gugus penarik elektron menstabilkan basa konjugasi sehingga meningkatkan keasaman



Efek dari resonansi: adanya resonansi dapat menstabilkan basa konjugasi sehingga meningkatkan keasaman



Efek dari hibridisasi: semakin meningkatnya karakter s pada suatu hibridisasi, maka keasaman meningkat



Kenaikan keasaman


8

Efek Unsur dalam Tabel Periodik Terhadap Keasaman

pKa = 50 pKa = 38 pKa = 16 pKa = 3,2



Keelektronegatifan meningkat
Keasaman meningkat

pKa = 3,2 pKa = -7 pKa = -9 pKa = -10

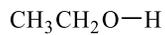


Kenaikan ukuran atom
Kenaikan keasaman

Keasaman meningkat seiring dengan bertambahnya keelektronegatifan dan ukuran suatu unsur.

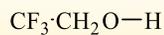
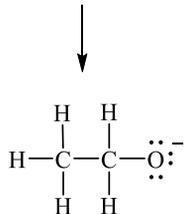
9

Efek Induktif Terhadap Keasaman



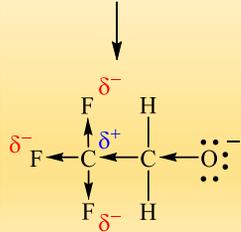
etanol

pKa = 16



2,2,2-trifluoroetanol

pKa = 12,4



Adanya gugus penarik elektron, seperti halogen (F) dapat menarik elektron yang ada di basa konjugasi, sehingga menstabilkan basa konjugasi -> keasaman meningkat

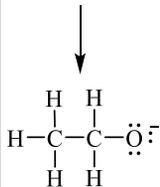
10

Efek Resonansi Terhadap Keasaman



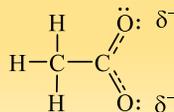
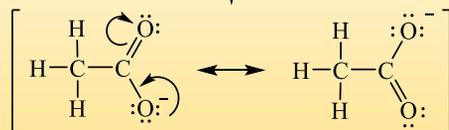
etanol

pKa = 16



asam asetat

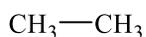
pKa = 4,8



Kemampuan basa konjugasi untuk beresonansi dapat menstabilkan basa konjugasi → keasaman meningkat

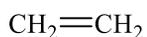
11

Efek Hibridisasi Terhadap Keasaman



etana

pKa = 50



etilena

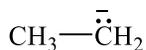
pKa = 44



asetilena

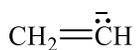
pKa = 25

Kenaikan keasaman



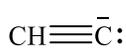
C-H sp^3

(25% - s)



C-H sp^2

(33% - s)



C-H sp

(50% - s)

Kenaikan persentase karakter s

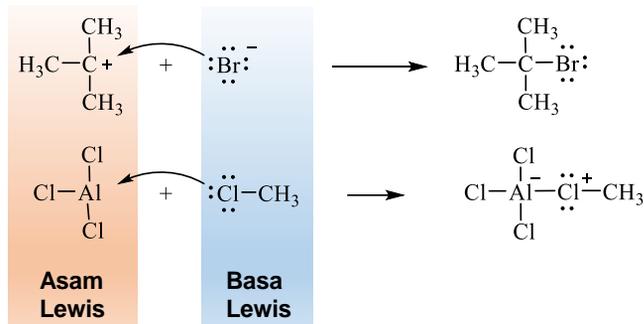
Kenaikan kestabilan

Basa konjugasi terstabilkan dengan kenaikan karakter s pada hibridisasi karbon yang melepas proton

12

Reaksi Asam-Basa Lewis

- Asam Lewis adalah penerima elektron -> **elektrofil**
- Basa Lewis adalah pendonor elektron -> **nukleofil**



13

Gugus Fungsi Pada Senyawa Hidrokarbon

Golongan senyawa	Struktur umum	Contoh	Gugus fungsi
Alkana	R-H	CH ₃ -CH ₃	—
Alkena			ikatan rangkap 2
Alkuna	—C≡C—	H-C≡C-H	ikatan rangkap 3
Senyawa aromatik			gugus fenil

14

Gugus Fungsi Pada Senyawa C-Z_(elektronegatif)

Golongan senyawa	Struktur umum	Contoh	Gugus fungsi
Alkil halida	$R-\ddot{X}:$	CH_3-Br	$-\ddot{X}:$ gugus halogen
Alkohol	$R-\ddot{O}H$	CH_3-OH	$-\ddot{O}H$ gugus hidroksi
Eter	$R-\ddot{O}-R$	CH_3-O-CH_3	$-\ddot{O}R$ gugus alkoksi
Amina	$R-\ddot{N}H_2$ $R-\ddot{N}HR$ $R-\ddot{N}HR_2$	CH_3-NH_2	$-\ddot{N}H_2$ gugus amina
Tiol	$R-\ddot{S}H$	CH_3-SH	$-\ddot{S}H$ gugus merkapto
Sulfida	$R-\ddot{S}-R$	CH_3-S-CH_3	$-\ddot{S}R$ gugus alkiltiol

15

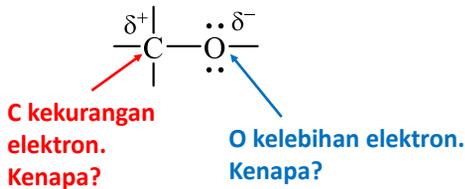
Gugus Fungsi Pada Senyawa Dengan Gugus C=O

Golongan senyawa	Struktur umum	Contoh	Gugus fungsi
Aldehida	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-H \end{array}$	$C=O$ Gugus karbonil
Keton	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-R \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-CH_3 \end{array}$	$C=O$ Gugus karbonil
Asam Karboksilat	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-\ddot{O}H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-OH \end{array}$	$-COOH$ Guugs karboksi
Ester	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-\ddot{O}R \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-OCH_3 \end{array}$	$-COOR$
Amida	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-\ddot{N}H_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-NH_2 \end{array}$	$-CONH_2$ atau $-CONHR$ atau $-CONHR_2$
Halida Asam	$\begin{array}{c} :O: \\ \\ R-C-\ddot{Cl}: \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-Cl \end{array}$	$-COCl$

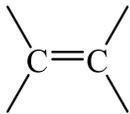
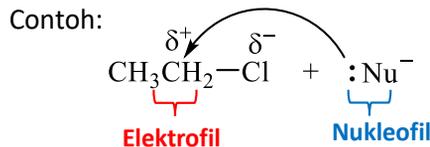
16

Konsep Reaksi Organik dan Cara Membuat Mekanisme Reaksi

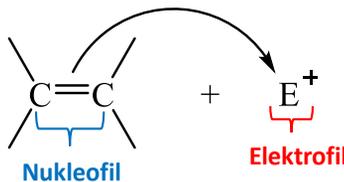
Panah aliran elektron selalu berasal dari pihak yang kelebihan elektron ke pihak yang kekurangan elektron



Atom C yang kekurangan elektron membuatnya bisa diserang oleh nukleofil.



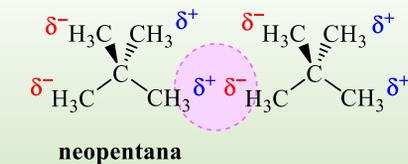
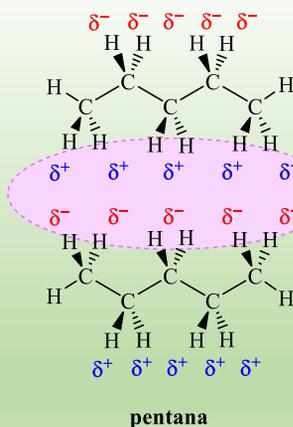
Ikatan π yang ada pada alkena mudah diputuskan



Tips: Ingat definisi elektrofil dan nukleofil!

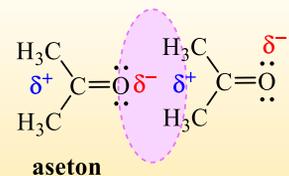
17

Interaksi Antar Molekul: Van der Waals dan Dipol-Dipol



Interaksi **Van der Waals** merupakan interaksi antar molekul yang **paling lemah**

Adanya cabang seperti pada neopentane menurunkan gaya/interaksi antar molekul (luas permukaan lebih kecil)



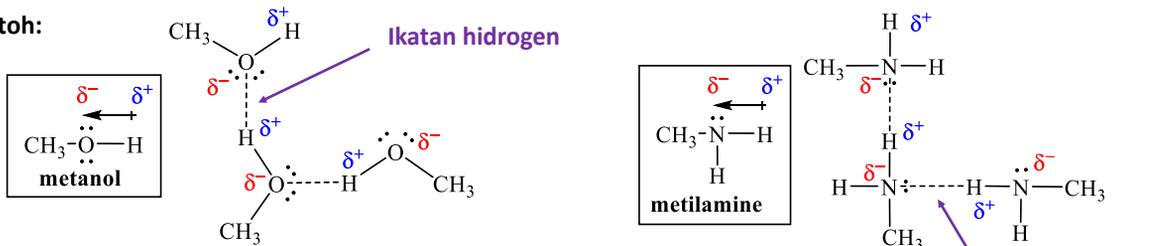
Interaksi **dipol-dipol** merupakan interaksi antar molekul yang **lebih kuat dibandingkan Van der Waals**

18

Interaksi Antar Molekul: Ikatan (Interaksi) Hidrogen

- Ikatan/ interaksi hidrogen merupakan interaksi antar molekul yang **paling kuat**
- Ikatan hidrogen ini merupakan interaksi antara **H** dengan **N, O, F**, dimana unsur-unsur tersebut terikat pada atom H

Contoh:



NOTE: Semua interaksi antar molekul merupakan interaksi fisik (tidak terbentuk ikatan kovalen!)

19

Hubungan Gugus Fungsi Dengan Sifat Fisik

Kekuatan interaksi hidrogen > dipol-dipol > Van der Waals

<chem>CH3CH2CH3</chem>	<chem>CH3CHO</chem>	<chem>CH3CH2OH</chem>
VDW	VDW, DD	VDW, DD, HB
MW = 44	MW = 44	MW = 46
$T_d = -42\text{ }^\circ\text{C}$	$T_d = 21\text{ }^\circ\text{C}$	$T_d = 79\text{ }^\circ\text{C}$

Kenaikan gaya antar molekul
Kenaikan titik didih

<chem>CH3CH2CH2CH3</chem>	<chem>CH3CH2CH2CH2CH3</chem>	<chem>CH3CH2CH2CH2CH2CH3</chem>
$T_d = 0\text{ }^\circ\text{C}$	$T_d = 36\text{ }^\circ\text{C}$	$T_d = 69\text{ }^\circ\text{C}$

Kenaikan area permukaan
Kenaikan titik didih

Rantai semakin panjang semakin kuat interaksi/ gaya antar molekul

Kenaikan percabangan

Adanya cabang membuat interaksi/ gaya antar molekul menjadi lebih lemah

<chem>CC(C)(C)C</chem>	<chem>CC(C)CC</chem>	<chem>CCCC</chem>
$T_d = 10\text{ }^\circ\text{C}$	$T_d = 30\text{ }^\circ\text{C}$	$T_d = 36\text{ }^\circ\text{C}$

Kenaikan area permukaan
Kenaikan titik didih

20

K E S I M P U L A N

Gaya/ interaksi antar molekul:

Jenis interaksi/ gaya	Kekuatan	Terdapat pada	Contoh
Van der Waals	Lemah	Semua molekul	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃ CH ₃ CH ₂ CH ₂ CHO CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH
Dipol-dipol	Sedang	Molekul dengan net dipol	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CHO CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH
Ikatan hidrogen	Kuat	Molekul dengan O-H, N-H, atau H-F	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH
Ion-ion	Sangat kuat	Senyawa ionik	NaCl, LiF

Kelarutan:

Jenis senyawa	Kelarutan dalam air	Kelarutan dalam pelarut organik (seperti CCl ₄)
Ionik NaCl, LiF	Larut	Tidak larut
Kovalen CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	Tidak larut (tidak ada atom N atau O untuk berinteraksi hidrogen dengan H ₂ O)	Larut
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH	Larut (< 5 C dan memiliki atom O untuk berinteraksi hidrogen dengan H ₂ O)	Larut
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CHO	Tidak larut (> 5 C terlalu hidrofobik meskipun memiliki atom O untuk berinteraksi hidrogen dengan H ₂ O)	Larut