

SILABUS

OLIMPIADE KIMIA INTERNASIONAL UNTUK SELEKSI OLIMPIADE SAINS NASIONAL TINGKAT KABUPATEN/KOTA, PROVINSI, DAN NASIONAL



KIMIA



Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan
Direktorat Jenderal Pendidikan Dasar dan Menengah
Direktorat Pembinaan Sekolah Menengah Atas

Syllabus



Olimpiade Kimia Indonesia



International Chemistry Olympiad IChO



Introduksi:

Syllabus kimia disusun berdasarkan pembedangannya yaitu: bidang kimia teoritis/dasar kimia, kimia fisik, kimia anorganik, kimia organik, kimia analitik, biokimia, polimer serta spektroskopi kimia.

Didalam syllabus ini, Klasifikasi Topik-Topik Kimia dibagi menjadi 3 kelompok, yaitu:

- Kelompok 1 : Topik yang sebagian besar terdapat pada Kurikulum Nasional**
- Kelompok 2 : Topik yang termasuk sebagai program Kurikulum pada SMA di tingkat Nasional; tetapi walaupun sebagian besar tidak dimasukkan dalam Kurikulum Nasional, diharapkan peserta Olimpiade Kimia Indonesia dapat mempelajarinya.**
- Kelompok 3 : Topik ini sebagian besar belum/ tidak termasuk dalam program dalam Kurikulum Nasional. Walaupun demikian, peserta Olimpiade Kimia Indonesia dapat mempelajarinya untuk menuju ke Olimpiade Internasional.**





1. Atom

1.1. *Introduksi*

- | | |
|---------------------------|---|
| 1.1.1. Nukleon/ Inti Atom | 1 |
| 1.1.2. Isotop | 1 |

1.2. *Atom Hidrogen*

- | | |
|--|---|
| 1.2.1. Konsep Tingkat Energi | 1 |
| 1.2.2. Bentuk Orbital-s | 1 |
| 1.2.3. Bentuk dan Orientasi Orbital-p | 1 |
| 1.2.4. Bentuk dan orientasi orbital-d | 2 |
| 1.2.5. Persamaan Schrodinger sederhana | 3 |
| 1.2.6. Kuadrat fungsi gelombang dan probabilitas | 3 |
| 1.2.7. Bilangan Kuantum (n, l, m) | 3 |

1.3. *Radioaktifitas*

- | | |
|-----------------------------|---|
| 1.3.1. Jenis radioaktifitas | 1 |
| 1.3.2. Peluruhan Radioaktif | 1 |
| 1.3.3. Reaksi Nuklir/ Inti | 2 |

2. Ikatan Kimia

2.1. *VSEPR- Struktur molekul sederhana*

- | | |
|---|---|
| 2.1.1. Atom pusat dengan tidak lebih dari 4 pasang elektron | 1 |
| 2.2.2. Atom pusat melanggar Aturan Oktet | 2 |

2.2. *Delokalisasi dan Resonansi*

2.3. *Teori orbital Hibrida*

2.4. *Teori Orbital Molekul*

- | | |
|--|---|
| 2.4.1. Diagram orbital molekul (molekul H ₂) | 3 |
| 2.4.2. Diagram orbital molekul (molekul N ₂ dan O ₂) | 3 |
| 2.4.3. Order ikatan dalam O ₂ , O ₂ ⁺ dan O ₂ ⁻ | 3 |
| 2.4.4. Elektron tak-berpasangan dan paramagnetisme | 3 |

3. Perhitungan Kimia

- | | |
|--|---|
| 3.1. Persamaan Reaksi Kimia | 1 |
| 3.2. Perhitungan Stoikiometri | 1 |
| 3.3. Hubungan massa dan volume (termasuk densitas) | 1 |
| 3.4. Rumus empiris dan Rumus Molekul | 1 |
| 3.5. Bilangan Avogadro | 1 |
| 3.6. Perhitungan Konsentrasi | 1 |



4. Kecenderungan Periodik

4.1. Konfigurasi Elektron	
4.1.1. Prinsip Larangan Pauli	1
4.1.2. Aturan Hunds	1
4.1.3. Unsur unsur Golongan Utama	1
4.1.4. Unsur unsur Logama Transisi	1
4.1.5. Logam Lanthanida dan Actinida	3
4.2. Elektronegatifitas	1
4.3. Afinitas Elektron	2
4.4. Energi Ionisasi Pertama	1
4.5. Ukuran Atom	1
4.6. Ukuran Ion	1
4.7. Bilangan Oksidasi Tertinggi	1

5. Kimia Anorganik

5.1. Introduksi

5.1.1. Kecenderungan sifat Unsur unsur golongan Utama	
5.1.1.1. Titik Leleh	1
5.1.1.2. Titik Didih	1
5.1.1.3. Karakter Logam	1
5.1.1.4. Sifat Magnetik	3
5.1.1.5. Konduktifitas listrik	2
5.1.2. Bilangan Oksidasi	1
5.1.3. Nomenklature	1
5.1.3.1. Senyawa Unsur Utama	1
5.1.3.2. Senyawa Logam Transisi	1
5.1.3.3. Kompleks logam Sederhana	3

5.2. Golongan 1 (1A) dan 2 (2A)

5.2.1. Kecenderungan dalam Reaktivitas (Unsur berat lebih reaktif)	1
5.2.2. Produk Reaksi dengan :	
5.2.2.1. Air	1
5.2.2.2. Halogen	2
5.2.2.3. Oksigen	2
5.2.3. Kebasaan Oksida	1
5.2.4. Sifat sifat Hidrida	3
5.2.5. Senyawa senyawa lain, sifat dan tingkat oksidasi	3

5.3. Golongan 13 (3A)- 18 (8A) dan Hidrogen

5.3.1. Senyawa molekular biner dari Hidrogen

5.3.1.1. Formula	1
5.3.1.2. Sifat Asam-Basa dari CH ₄ , NH ₃ , H ₂ O, H ₂ S	1
5.3.1.3. Sifat sifat lainnya	3



5.3.2. Golongan 13 (3A)

5.3.2.1. Tingkat oksidasi Boron dan Aluminium; oksida dan kloridanya adalah +3	1
5.3.2.2. Sifat Asam-Basa Aluminium-oksida/hidroksida	2
5.3.2.3. Reaksi Boron(III) oksida dengan air	3
5.3.2.4. Reaksi Boron(III) klorida dengan air	3
5.3.2.5. Senyawa senyawa lainnya, sifat dan tingkat oksidasi	3

5.3.3. Golongan 14 (4A)

5.3.3.1. Tingkat Oksidasi Si dan kloridanya; tingkat oksidasi +4.	1
5.3.3.2. Tingkat oksidasi +2 dan +4 dari C, Pb dan Sn; Asam-Basa dan sifat Redoks dari Oksida dan Klorida.	2
5.3.3.3. Senyawa senyawa lainnya, sifat dan tingkat oksidasi	3

5.3.4. Golongan 15 (5A)

5.3.4.1. Fosfor(+5) oksida dan klorida; dan reaksinya dengan air	2
5.3.4.2. Fosfor(+3) oksida dan klorida, dan reaksinya dengan air	2
5.3.4.3. Oksida Nitrogen:	
a. reaksi NO membentuk NO ₂	1
b. Dimerisasi NO ₂	1
c. reaksi NO ₂ dengan air	1
5.3.4.4. Sifat Redoks dari:	
a. HNO ₃ dan Nitrat	1
b. HNO ₂ dan NH ₂ NH ₂	3
5.3.4.5. Bi(+5) dan Bi(+3)	3
5.3.4.6. Senyawa Lainnya, sifat dan tingkat oksidasi	3

5.3.5. Golongan 16 (6A)

5.3.5.1. Sulfur tingkat oksidasi +4 dan +6, reaksi oksidanya dengan air, sifat asamnya.	1
5.3.5.2. Reaksi Anion Tiosulfat dengan I ₂ .	3
5.3.5.3. Senyawa Lainnya, sifat dan tingkat oksidasi	3

5.3.6. Golongan 17 (7A, Halogen)

5.3.6.1. Reaktifitas dan menurunnya kekuatan oksidator dari F ₂ ke I ₂	1
5.3.6.2. Sifat Asam-Basa Hidrogen Halida	1
5.3.6.3. Tingkat oksidasi flour (-1) dan senyawa senyawanya	1
5.3.6.4. Tingkat oksidasi -1, -2, +2, +3, +5 dan +7 dari Klor	1
5.3.6.5. Okso-anion mononuklir dari klor	2
5.3.6.6. Reaksi Halogen dengan air	2
5.3.6.7. Reaksi Cl ₂ O dan Cl ₂ O ₇ dengan air	3
5.3.6.8. Senyawa Lainnya, sifat dan tingkat oksidasi	3

5.3.7. Golongan 18 (8A, gas Mulia) 3

5.4. Logam-Logam Transisi

5.4.1. Tingkat oksidasi dan logam transisi	1
Cr (+2 dan +3) ; Mn (+2, +4, +7) ; Ag (+1)	
Fe (+2 dan +3); Co (+2) ; Zn (+1)	
Hg (+1, +2) ; Cu (+1, +2) ; Ni(+2)	
5.4.2. Warna larutan ion logam transisi (terutama ion diatas)	2.
5.4.3. Ketidak-larutan logam Ag, Hg dan Cu dan garamnya. (bukan hanya dalam HCl)	2
5.4.4. Logam transisi dan larutan asam (mis HCl) dan Pembentukan ion M^{2+} dalam larutan asam.	2
5.4.5. Amfoter: $Cr(OH)_3$ dan $Zn(OH)_2$, dan oksida /hidroksida ion M^{2+} lainnya dalam larutan asam.	2
5.4.6. Oksidator kuat dalam larutan asam: MnO_4^- dan $Cr_2O_7^{=}$	1
5.4.7. Pengaruh pH dan daya oksidasi MnO_4^- dan produknya	2
5.4.8. Interkonversi antara $Cr_2O_7^{=}$ dan $CrO_4^{=}$	3
5.4.9. Senyawa lainnya, sifat dan tingkat oksidasi	3

5.5. Lanthanida dan Aktinida 3**5.6. Kimia Koordinasi, termasuk stereokimia**

5.6.1. Defenisi Bilangan Koordinasi	1
5.6.2. Persamaan kesetimbangan reaksi pembentukan dan formula Kompleks.	2
5.6.3. Formula dan Struktur ion Kompleks:	
5.6.3.1. $Ag(NH_3)_2^+$	1
5.6.3.2. $Ag(S_2O_3)_2^{2-}$	3
5.6.3.3. $FeSCN^{2+}$	3
5.6.3.4. $Cu(NH_3)_4^{2+}$, $Cu(CN)^{-2}$	2
5.6.3.5. Ion kompleks lainnya	3
5.6.4. Teori Medan Kristal dan medan Ligan: Istilah e_g dan t_{2g} spin tinggi dan spin rendah	3
5.6.5. Stereokimia	
5.6.5.1. <i>cis</i> dan <i>trans</i>	3
5.6.5.2. Enansiomer	3

5.7. Beberapa proses Industri Kimia

5.7.1. Pembuatan dan industri asam sulfat (H_2SO_4)	1
5.7.2. Pembuatan dan industri NH_3	1
5.7.3. Pembuatan dan industri Na_2CO_3	2
5.7.4. Pembuatan dan industri Cl_2 dan $NaOH$	2
5.7.5. Pembuatan dan industri HNO_3	2



6. Kimia Fisika

6.1. Gas

6.1.1. Hukum Gas Ideal	1
6.1.2. Hukum gas van der Waals	3
6.1.3. Tekanan Parsial	2
6.1.4. Hukum Dalton	2

6.2. FASA

6.2.1. Tekanan uap dan temperatur	2
6.2.2. Persamaan Clausius Clayperon	3
6.2.3. Diagram Fasa Komponen Tunggal	2
6.2.4. System cair-uap	
a. Sistem Ideal dan non-ideal	3
b. Diagram	3
c. Destilasi fraksionasi	3
6.2.5. Hukum Henry (kelarutan gas dalam caira)	2
6.2.6. Hukum Raoults	2
6.2.7. Deviasi dari Hukum Raoults	3
6.2.8. Penaikan Titik Dididh	2
6.2.9. Penurunan Titik Beku	2
6.2.10. Tekanan Osmotik	2
6.2.11. Koeffisien Partisi	3
6.2.12. Ekstraksi Pelarut	3

6.3. Termodinamika

6.3.1. Hukum pertama

6.3.1.1. Konsep System dan sekeliling	2
6.3.1.2. Energi, Panas dan Kerja	2

6.3.2. Entalpi

6.3.2.1. Hubungan Energi Internal dan Entalpi	3
6.3.2.2. Defenisi Kapasitas Panas	2
6.3.2.3. Perbedaan C_p dan C_v (hanya ideal)	3
6.3.2.4. Entalpi dan sifat/fungsi keadaan (Hukum Hess)	2
6.3.2.5. Siklus Born-Haber senyawa ionik	2
6.3.2.6. Entalpi pembwentukan Standard	2
6.3.2.7. Entalpi Larutan dan solvasi	3
6.3.2.8. Entalpi Ikatan	2

6.3.3. Hukum Kedua (Entropi dan energi Bebas)

6.3.3.1. Defenisi Entropi (Q/dT)	3
6.3.3.2. Entropi dan disorder (ketidak-beraturan)	2
6.3.3.3. Defenisi Entropi ($S = k \ln W$)	3
6.3.3.4. Defenisi Energi Bebas ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S$)	3
6.3.3.5. Energi bebas, ΔG , dan meramalkan arah perubahan secara alamiah	3



6.3.3.6. Hubungan ΔG dan Tetapan Keseimbangan K	3
6.4. Keseimbangan kimia: molekular dan ionik	
6.4.1. Keseimbangan dalam Fasa Gas: Homogen dan Heterogen	
6.4.1.1. Model dinamika keseimbangan Kimia	1
6.4.1.2. Tetapan Keseimbangan, konsentrasi dan tekanan parsial	1
6.4.1.3. Hubungan tetapan keseimbangan, K_p dan K_c	2
6.4.1.4. Hubungan Tetapan keseimbangan & energi bebas Gibbs	3
6.4.2. Keseimbangan Ion dalam Larutan: Asam-Basa	
6.4.2.1. Defenisi Asam –Basa menurut Arrhenius	1
6.4.2.2. Defenisi Bronsted-Lowry	1
6.4.2.3. Asam-Basa Konyugasi, Hubungan K_a dan K_b	2
6.4.2.4. Defenisi pH	1
6.4.2.5. Defenisi K_w	1
6.4.2.6. Nilai K_a dan K_b sebagai ukuran kekuatan Asam dan Basa	1
6.4.2.7. Keasaman dan kebasaaan ion	2
6.4.2.8. Menghitung pH, pOH dari PK_a atau pK_b untuk asam dan basa lemah.	1
6.4.3. Solubilitas (kelarutan)	
6.4.3.1. Kelarutan dan Tetapan hasil kali kelarutan (K_{sp})	2
6.4.3.2. Kelarutan dalam air berdasarkan nilai K_{sp}	2
6.4.4. Kompleksometri	
6.4.4.1. Pembentukan kompleks dan Konstanta pembentukan kompleks	3
6.4.4.2. Keseimbangan Kompleks dan kompleksimetri	3
6.4.4.3. Asam-Basa Lewis	2
6.4.4.4. Asam dan Basa Lewis, lunak dan keras	3
6.4.5. Keasaman dan pH Campuran larutan elektrolit kuat dan elektrolit lemah (asam lemah dan kuat, basa lemah dan kuat)	
6.4.5.1. pH larutan asam lemah, campuran asam lemah	2
6.4.5.2. pH larutan Asam Multi Proton.	2
6.4.5.3. Sistem larutan Buffer dan pH	2
6.4.5.4. Defenisi kuat ion	3
6.5. Elektrokimia	
6.5.1. Defenisi: Sel Elektrokimia, dan Gaya Gerak Listrik (Elektromotive Force)	1
6.5.2. Jenis Elektroda pertama	1
6.5.3. Potensial Elektroda Standard	1
6.5.4. Persamaan Nerst	3
6.5.5. Jenis Elektroda kedua	3
6.5.6. Hubungan Energi Bebas Gibbs (ΔG)	3



6.5.7. Elektrolisis	1
6.5.8. Korosi	2

6.6. Kinetika Kimia (Reaksi Homogen)

6.6.1. *Introduksi*

6.6.1.1. Faktor Penentu laju reaksi	1
6.6.1.2. Koordinat Reaksi dan keadaan transisi	1

6.6.2. *Hukum Laju Reaksi*

6.6.2.1. Hukum Laju Diferensial	2
6.6.2.2. Order reaksi	2
6.6.2.3. Defenisi Tetapan Laju Reaksi	2
6.6.2.4. Reaksi Order 1	2
6.6.2.4.1. Ketergantungan konsentrasi terhadap waktu	3
6.6.2.4.2. Konsep Waktu Paruh	2
6.6.2.4.3. Hubungan Waktu Paruh dan Tetapan laju	2
6.6.2.4.4. Perhitungan Tetapan laju reaksi dari:	
a. Hukum Laju differensial	3
b. Hukum laju Integrasi	3
6.6.2.4.5. Laju dan tetapan laju reaksi order kedua dan ketiga	3

6.6.3. *Mekanisme Reaksi*

6.6.3.1. Konsep Molekularitas	3
6.6.3.2. Langkah penentu Laju Reaksi	3
6.6.3.3. Konsep dasar Teori Tumbukan	3
6.6.3.4. Reaksi paralel berlawanan dan berurutan	3
6.6.3.5. Hukum Arrhenius	
6.6.3.5.1. Energi Aktifasi dan laju reaksi	3
6.6.3.5.2. Menghitung Energi aktifasi	3

7. Kimia Analitik

7.1. *Titration*

7.1.1. Asam-Basa	
7.1.1.1. Kurva Titrasi; pH (asam lemah dan asam kuat)	2
7.1.1.2. Pemilihan indikator dalam asidimetri	2
7.1.2. Titrasi Redoks	
7.1.2.1. Idometri	2
7.1.2.2. Permanganometri	2
7.1.3. Titrasi Kompleksometri, EDTA	3

7.2. *Analisa kualitatif*

7.2.1. Ion Anorganik	
7.2.1.1. Identifikasi ion Ag^+ , Ba^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-}	2
7.2.1.2. Identifikasi berbagai anion dan kation lainnya	3
7.2.2. Gugus Fungsi Organik	



7.2.2.1.	Reagen Lukas (1, 2, 3, alkohol)	3
7.2.2.2.	Reaksi Iodoform	3
7.2.2.3.	Identifikasi amina primer, sekunder, tersier dan kuartener di laboratorium	3
7.3.	Metode Pemisahan Khromatografi	3

8. Kimia Organik

8.1. Introduksi

8.1.1.	Tata nama alkana (IUPAC)	1
8.1.2.	Kecenderungan Titik Didih:	
8.1.2.1.	Alkana dan Struktur	1
8.1.2.2.	Alkohol vs Eter: karena ikatan Hidrogen	1
8.1.3.	Geometri ikatan tunggal, double dan triple pada Karbon	1
8.1.4.	Identifikasi Gugus Fungsi umum	1
8.1.5.	Isomer Alkana	1
8.1.5.1.	cis-trans	1
8.1.5.2.	E/Z	3
8.1.6.	Enansiomer	
8.1.6.1.	Aktivitas Optik	2
8.1.6.2.	Tata-nama R/S.	3

8.2. Reaktivitas

8.2.1. Alkana

8.2.1.1.	Reaksi dengan Halogen:	
a.	Hasil Reaksi	1
b.	Mekanisme)Radikal Bebas(inisiasi, terminasi)	2
8.2.1.2.	Sikloalkana	
a.	Nama	2
b.	Tegangan di cincin kecil	3
c.	Konformasi kursi/kapal pada sikloheksana	3

8.2.2. Alkena

8.2.2.1.	Produk dari Br ₂ , HBr dan H ₂ O/H ⁺	1
8.2.2.2.	Aturan Markownikoff	2
8.2.2.3.	Mekanisme yang melibatkan intermediete Karbokation	3
8.2.2.4.	Stabilitas relatif karbokation	3
8.2.2.5.	addisi 1,4-diena	3

8.2.3. Alkuna

8.2.3.1.	Keasaman relatif terhadap alkena	3
8.2.3.2.	Perbedaan sifat kimia dengan alkena	3

8.2.4. Benzena

8.2.4.1.	Formula	1
8.2.4.2.	Sabilisasi oleh Resonansi	1



8.2.4.3.	Substitusi elektrofilik (nitration, halogenation)	
a.	Effek arah pada substituent pertama	3
b.	Effek substituent pertama pada reaktivitas	3
c.	Penjelasan effect substituent	3
8.2.5.	Senyawa Halogen	
8.2.5.1.	Tatanama Monofungsional	1
8.2.5.2.	Reaksi Substitusi	
8.2.5.3.	Reaksi Eliminasi	2
8.2.5.4.	Kompetisi antara eliminasi dan substitusi	2
8.2.6.	Alkohol	
8.2.6.1.	Tatanama Monofungsional	1
8.2.6.2.	Perbandingan Keasaman Alkohol dan Fenol	2
8.2.6.3.	Dehidrasi menjadi Alkena	1
8.2.6.4.	Ester dengan asam anorganik	2
8.2.6.5.	Reaksi Oksidasi	1
8.2.7.	Aldehida dan keton	
8.2.7.1.	Tatanama Monofungsional	1
8.2.7.2.	Oksidasi aldehida	1
8.2.7.3.	Reduksi menjadi Alkohol (LiAlH_4 , NaBH_4)	3
8.2.7.4.	Tautomerisasi Keto-enol	3
8.2.7.5.	Addisi nukleofilik dengan:	
a.	HCN	3
b.	RNH_2 (R= alkil, HO, NH_2)	3
c.	Anion enolat (kondensasi aldol)	3
d.	Alkohol membentuk asetal/ketal	3
e.	Reagent Grignard	3
8.2.8.	Asam Karboksilat dan Turunannya	
8.2.8.1.	Tata-nama asam karboksilat dan turunannya (ester, asam halida, amida)	2
8.2.8.2.	Kekuatan asam dan efek induktif	3
8.2.8.3.	Pembuatan asam karboksilat melalui hidrolisis:	
8.2.8.3.1.	Ester (termasuk sabun)	1
8.2.8.3.2.	Amida	2
8.2.8.3.3.	Nitril	3
8.2.8.4.	Reaksi Asam Karboksilat:	
8.2.8.4.1.	Dengan Alkohol membentuk ester	1
8.2.8.4.2.	Membentuk klorida asam	3
8.2.8.4.3.	Membentuk anhidrida	3
8.2.8.5.	Reaksi asam klorida membentuk amida	3
8.2.8.6.	Mekanisme Esterifikasi	3
8.2.8.7.	Asam Multifungsional (Asam hidroksi, asam-keto)	3
8.2.8.8.	Asam Polykarboksilat	3
8.2.9.	Amina	



8.2.9.1. Tatanama	
8.2.9.1.1. Amina sederhana	1
8.2.9.1.2. mengidentifikasi amina primer, sekunder, tersier	1
8.2.9.2. Kebiasaan Sebagai sifat amina	1
8.2.9.2.1. Perbandingan kebiasaan alifatik dan aromatik	3
8.2.9.2.2. Perbandingan kebiasaan amina dan amida	3
8.2.9.2.3. Pembuatan amina	
a. dari Halida	3
b. dari senyawa nitro aromatik	3
c. dari Amida (melalui hidrolisis)	3
8.2.9.3. Diazotasi	
8.2.9.3.1. Amina alifatik	3
8.2.9.3.2. Amina aromatik	3

9. Polymer

9.1. Sintetik

9.1.1. Polimer Addisi	
9.1.1.1. Polystyrena	2
9.1.1.2. Polyetena	1
9.1.1.3. Mekanisme Rantai dari pembentukan polimer	2
9.1.2. Polimer Kondensasi	
9.1.2.1. Polyester	2
9.1.2.2. Polyamida	2
9.1.3. Silikon	3
8.1.4. Konsep cross-linking dan pengaruh terhadap sifatnya	3

9.2. Natural

9.2.1. Silikat	3
9.2.2. Karet	3

10. Biokimia

10.1. Karbohidrat

10.1.1. Glukosa dan Fruktosa	
10.1.1.1. Formula Rantai	1
10.1.1.2. Proyeksi Fischer	2
10.1.1.3. Formula Haworth	3
10.1.2. Perbedaan antara starch/kanji dan sellulosa	2
10.1.3. Perbedaan antara α - dan β -D Glukosa	2

10.2. Lemak.

10.2.1. Struktur lemak dan hubungannya dengan sifat sifatnya	2
10.2.2. Formula Gliserol	1

10.3. Senyawa penting mengandung Nitrogen dalam Biologi

10.3.1. Asam Amino

10.3.1.1. Struktur Ionik	1
--------------------------	---



10.3.1.2. Titik Isoelektrik	2
10.3.1.3. Klasifikasi dan struktur asam amino (20 asam amino essensial/utama)	2
10.3.1.4. Pemisahan dengan elektroforesis	3
10.3.1.5. Rantai Polypeptida	1

10.3.2. Protein

10.3.2.1. Struktur Primer	1
10.3.2.2. Jembatan –S-S–	3
10.3.2.3. Analisis sekuensi	3
10.3.2.4. Struktur sekunder	3
10.3.2.5. Struktur α -helix	3
10.3.2.6. Struktur tersier	3
10.3.2.7. Denaturasi Protein (perubahan pH, temperatur, logam, etanol)	2

10.3.3. Asam Nukleat dan Sintesa Protein

10.3.3.1. Pirimidin dan Purine	3
10.3.3.2. Nukleosida dan nukleotida	3
10.3.3.3. Formula Basa Pirimidin dan Purine	3
10.3.3.4. Perbedaan antara Ribosa dan 2-deokiribosa	3
10.3.3.5. Kombinasi Basa CG dan AT (ikatan hidrogen)	3
10.3.3.6. Perbedaan antara DNA dan RNA	3
10.3.3.7. Perbedaan antara mRNA dan tRNA	3

10.4. Enzim

10.4.1. Sifat umum, pusat aktif	3
10.4.2. Tatanama, kinetika, co-enzim, fungsi ATP	3

11. Spektroskopi

11.1. UV/Visibel

10.1.1. Identifikasi senyawa Aromatis	3
10.1.2. Identifikasi gugus Kromofor	3
10.1.3. Zat Warna: Warna vs Struktur	3
10.1.4. Hukum Lambert-Beer	3

11.2. Infra-merah

11.2.1. Interpretasi menggunakan Tabel Frekuensi	3
11.2.2. Mengidentifikasi/ mengenal ikatan Hidrogen	3

11.3. X-Ray

11.3.1. Hukum Bragg	3
---------------------	---



Syllabus

11.3.2. Konsep mengenai:	
11.3.2.1. Bilangan Koordinasi	3
11.3.2.2. Sel unit	3
11.3.3. Struktur Padat	
11.3.3.1. NaCl	3
11.3.3.2. CsCl	3
11.3.3.3. Logam	3
11.3.3.4. Padat ionik Lainnya	3
11.4. NMR	
11.4.1. Konsep Umum	
11.4.1.1. Pergeseran Kimia	3
11.4.1.2. Kopling spin-spin dan konstanta kopling	3
11.4.1.3. Integrasi	3
11.4.2. Interpretasi spektrum ^1H (mis. Etanol dsb)	3
11.4.3. Identifikasi o- dan p- disubstitusi benzena	3
11.4.4. Interpretasi spektra ^{13}C (dekopel proton) sederhana dan spin_inti lainnya	3
11.5. Spektrometri massa	
11.5.1. Mengidentifikasi/mengenal ion molekular	3
11.5.2. Mengidentifikasi/mengenal fragment berdasarkan Tabel3	3
11.5.3. Mengidentifikasi/mengenal distribusi isotop	3



Olimpiade Sains Nasional (OSN) bidang kimia

Kimia adalah sains eksperimen sehingga OSN bidang kimia meliputi ujian Teori dan Praktikum. Kombinasi nilai teori dan praktikum menjadi nilai pencapaian siswa di OSN.

Ujian teori disusun berdasarkan silabus Olimpiade Kimia (terutama kelompok 1 dan 2), serta bila memungkinkan dimasukkan juga kelompok 3 (tidak termasuk spektroskopi). Kelompok 3 dapat diujikan bila soal yang diberikan memungkinkan untuk dikembangkan lebih mendalam (terutama yang berkaitan dengan termodinamika kimia). Untuk ujian teori ini, bobot nilai adalah 60-70%.

Untuk ujian praktikum, siswa diberikan prosedur melakukan suatu eksperimen sederhana berdasarkan pengetahuan ilmu kimia yang telah dipelajarinya. Eksperimen yang dilakukan adalah eksperimen yang berkaitan dengan kimia fisik, analitik, serta sintesa dasar senyawa organik ataupun anorganik.

Untuk itu, Kemampuan Dasar Teknik Kerja Laboratorium yang harus disiapkan adalah:

1. Metoda pemanasan di laboratorium, pemanasan dengan refluks;
2. Pengukuran massa dan volume dengan timbangan elektronik, gelas ukur, pipet dan buret, labu volumetri;
3. Preparasi dan pengenceran larutan serta larutan standar;
4. Mengoperasikan magnetic stirrer;
5. Melakukan reaksi dalam tabung reaksi;
6. Uji kualitatif untuk gugus fungsi organik (menggunakan prosedur yang diberikan);
7. Penentuan dengan cara Volumetri, titrasi, menggunakan pipet volumetri;
8. Pengukuran pH (menggunakan kertas pH atau pH meter terkalibrasi);

Dalam ujian praktikum, siswa diuji ketrampilan serta kemampuannya dalam melakukan observasi, mengumpulkan dan menganalisa data, serta melakukan evaluasi hasil eksperimen dengan kecermatan tinggi. Bobot nilai untuk ujian praktikum ini adalah 30-40%.

Riwandi Sihombing : riwandis1@ui.ac.id
riwandisihombing@yahoo.com
Djulia Onggo : djulia@chem.itb.ac.id

