

Simetri Molekul, Dasar-dasar Spektroskopi, dan Mekanika Kuantum

Drs. Ida Bagus Suryadharma, M.S.



PENDAHULUAN

Dari judulnya tampak bahwa Modul 1 terdiri dari 3 hal, yaitu simetri molekul, dasar-dasar spektrometri, dan mekanika kuantum. Oleh karena itu, pembahasan Modul 1 ini terdiri dari 3 kegiatan belajar sebagai berikut.

Kegiatan Belajar 1: Anda akan mempelajari Simetri Molekul, yang terdiri dari Operasi dan Unsur-unsur Simetri Molekul yang dapat berupa titik (pusat), garis (sumbu), dan bidang dengan operasi yang berupa proyeksi, rotasi, dan refleksi.

Kegiatan Belajar 2: Anda akan mempelajari Dasar-dasar Spektroskopi pada molekul yang dimulai dari interaksi gelombang elektromagnet (cahaya) dengan materi, kemudian spektroskopi emisi dan absorpsi dan diteruskan dengan pembagian spektroskopi, berdasarkan daerah panjang gelombang, radiasi gelombang elektromagnetik yang terdiri dari daerah sinar ultraviolet, sinar tampak, infra merah, dan gelombang mikro.

Kegiatan Belajar 3: Anda akan mempelajari Dasar-dasar Mekanika Kuantum yang berupa fenomena-fenomena yang melatarbelakangi munculnya teori kuantum, yang terdiri dari radiasi benda hitam, efek fotolistrik, spektrum atom hidrogen, dan model atom Bohr.

Secara umum, setelah mempelajari Modul 1 ini Anda diharapkan dapat menjelaskan simetri molekul, dasar-dasar spektroskopi molekul, dan dasar-dasar atau fenomena-fenomena yang melatarbelakangi mekanika kuantum.

Secara lebih terperinci, Anda diharapkan dapat:

1. menjelaskan prinsip dasar simetri molekul;
2. menjelaskan pengertian operasi simetri;
3. menjelaskan operasi inversi dan pusat simetri, operasi dan sumbu simetri; operasi refleksi dan bidang simetri;
4. menjelaskan radiasi elektromagnet;
5. menjelaskan perbedaan spektrum emisi dan spektrum absorpsi;
6. menjelaskan radiasi benda hitam melalui teori Planck;
7. menjelaskan kuantisasi energi radiasi;
8. menjelaskan efek fotolistrik;
9. menentukan deret spektrum cahaya yang terbentuk pada pemijaran atom hidrogen;
10. menjelaskan postulat model atom Bohr;
11. menjelaskan deret spektrum hidrogen melalui model atom Bohr.

Kemampuan-kemampuan tersebut dapat membantu Anda memahami modul-modul berikutnya dan membantu Anda menguasai konsep-konsep dalam buku-buku pelajaran Kimia di SMU yang cukup beraneka ragam sehingga akhirnya mempermudah Anda menjelaskan pada siswa.

Untuk membantu Anda dalam mencapai tujuan-tujuan tersebut dalam modul ini akan disajikan uraian, latihan, dan rambu-rambu jawaban, serta soal-soal tes. Agar Anda dapat belajar dengan baik dalam mempelajari modul ini, lakukanlah hal-hal berikut ini.

1. Pelajarilah dengan cermat semua uraian yang tercantum dalam masing-masing kegiatan belajar.
2. Kerjakanlah soal-soal latihan yang terdapat dalam setiap kegiatan belajar dengan berusaha tanpa melihat dahulu rambu-rambu jawabannya. Setelah Anda selesai mengerjakan soal-soal tersebut, cocokkanlah pekerjaan Anda dengan rambu-rambu jawaban yang tersedia. Bila pekerjaan Anda masih jauh menyimpang dari rambu-rambu jawaban, hendaknya Anda tidak berputus asa untuk mempelajarinya kembali.
3. Dalam setiap kegiatan belajar diakhiri dengan rangkuman yang merupakan sari pati dari uraian yang telah disajikan. Bacalah dengan saksama isi rangkuman tersebut sehingga pengalaman belajar Anda benar-benar mantap.
4. Tes formatif yang disusun setelah rangkuman merupakan tes yang diberikan untuk mengukur penguasaan Anda dalam pokok bahasan yang

telah dipaparkan dalam kegiatan belajar. Hasil Anda dalam tes formatif tersebut digunakan sebagai dasar penentuan apakah Anda sudah dapat melanjutkan ke kegiatan belajar berikutnya ataukah masih perlu mengulang. Seberapa jauh tingkat penguasaan Anda, dapat Anda hitung sendiri dengan rumus sederhana yang dicantumkan pada setiap akhir tes formatif.

Selamat Belajar, Semoga Sukses!

KEGIATAN BELAJAR 1

Simetri Molekul

Pengetahuan tentang simetri molekul sangat banyak membantu dalam studi yang berkaitan dengan struktur molekul maupun struktur zat padat kristalin. Hal ini tampak dari penggunaan prinsip dasar simetri dalam mekanika kuantum, spektroskopi dan penentuan struktur dengan difraksi sinar x; neutron dan elektron. Dalam teori orbital molekul yang berupa penerapan mekanika kuantum pada molekul, pengetahuan tentang simetri molekul berguna menyederhanakan penghitungan tingkat energi dan fungsi gelombang molekul. Selain itu adanya unsur simetri dalam molekul memudahkan dalam menentukan “Apakah suatu molekul bersifat optik aktif atau tidak, dan mempunyai momen dipol atau tidak”. Sebagai contoh: hanya molekul yang mempunyai sumbu rotasi sejati yang dapat bersifat optik aktif, dan molekul yang mempunyai pusat simetrik tidak mungkin mempunyai momen dipol.

OPERASI SIMETRI DAN UNSUR SIMETRI

Operasi simetri adalah gerakan dari suatu benda sedemikian rupa sehingga keadaan akhirnya tepat sama dengan keadaan semula. Artinya, keadaan awal dari benda (molekul) tidak dapat dibedakan dengan keadaan akhirnya. Anda dapat mengambil contoh bola (halus tanpa motif) yang diputar (rotasi) maka Anda tidak dapat membedakan keadaan bola sebelum dan setelah diputar. Jadi, operasi rotasi pada bola tadi merupakan suatu contoh operasi simetri. Tiap operasi simetri dinyatakan dengan suatu operator

(lambang operator *berpayung*). Operator simetri terdiri dari \hat{i} , \hat{C}_n , $\hat{\sigma}$, \hat{S}_n ,

dan \hat{E} .

Unsur simetri adalah suatu titik (pusat), garis (sumbu) atau bidang yang menjadi acuan operasi simetri. Lambang unsur-unsur simetri adalah i , C_n , σ , S_n , dan E .

1. Identitas (E)

Semua molekul memiliki unsur identitas (*E*). Operator identitas (*E*) adalah operator yang menyebabkan sistem tidak mengalami perubahan. Jadi, operasi identitas sama dengan tidak dilakukan apa pun.

2. Pusat Simetri atau Pusat Inversi (i)

Suatu molekul dikatakan memiliki pusat simetri *i* apabila setiap garis lurus yang diproyeksikan dari setiap atom melalui pusat simetri akan menemukan atom yang sama pada jarak yang sama dari pusat tersebut. Pusat simetri adalah unsur simetrinya, sedangkan operasinya adalah inversi melalui pusat terhadap mana setengah molekul lain dapat diperoleh. Fungsi dari operasi inversi adalah mengubah koordinat (*x,y,z*) menjadi kebalikannya (*-x,-y,-z*).

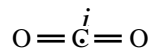
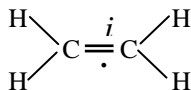
$$\hat{i} \begin{bmatrix} x \\ y \\ z \end{bmatrix} = \begin{bmatrix} -x \\ -y \\ -z \end{bmatrix}$$

Apabila operasi inversi dilakukan dua kali didapatkan konfigurasi atau struktur, seperti semula.

$$\hat{i} \hat{i} \begin{bmatrix} x \\ y \\ z \end{bmatrix} = \hat{i} \begin{bmatrix} -x \\ -y \\ -z \end{bmatrix} = \begin{bmatrix} x \\ y \\ z \end{bmatrix}$$

Jadi, perlakuan *i* berturut-turut sebanyak bilangan genap kali menghasilkan operator identitas (*E*), sedangkan perlakuan berturut-turut sebanyak bilangan ganjil menghasilkan satu operasi yang khas.

Contoh molekul yang mempunyai pusat simetri adalah C₂H₄ dan CO₂



3. Sumbu Rotasi (C_n)

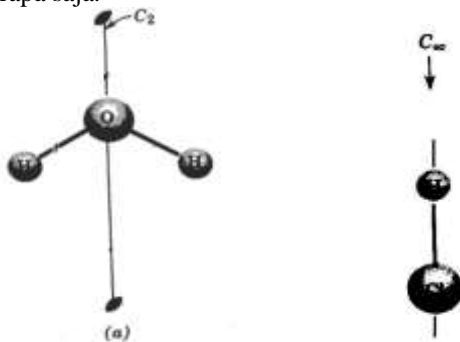
Sumbu rotasi adalah garis yang berperan sebagai acuan terhadap mana rotasi sebesar 360°/n memberikan struktur yang sama dengan semula (tidak bisa dibedakan). Dalam hal ini, n adalah tingkat rotasi. Untuk n = 2 berarti

rotasi sebesar 180° dilambangkan dengan C_2 , untuk $n = 3$ berarti rotasi sebesar 120° dilambangkan C_3 , untuk $n = 4$ berarti rotasi sebesar 90° dilambangkan dengan C_4 , demikian seterusnya. Untuk C_1 tidak pernah dijumpai karena sama dengan unsur identitas (tidak khas). Dalam perjanjian arah rotasi yang positif diambil untuk arah yang berlawanan dengan arah jarum jam. Bila sumbu z merupakan sumbu rotasi C_2 maka operator C_2 adalah untuk mengubah koordinat (x,y,z) menjadi $(-x,-y,z)$.

$$\hat{C}_2 \begin{bmatrix} x \\ y \\ z \end{bmatrix} = \begin{bmatrix} -x \\ -y \\ z \end{bmatrix}$$

Apabila operator C_2 digunakan dua kali berturut-turut diperoleh operator identitas. Bila operator C_3 digunakan tiga kali berturut-turut diperoleh operator identitas. Demikian juga operator C_4 digunakan empat kali berturut-turut diperoleh operator identitas, bila operator C_4 digunakan dua kali sama dengan operator C_2 . Jadi, untuk sumbu C_4 hanya operator C_4 satu kali (C_4^1) dan operator C_4 tiga kali (C_4^3) yang operasinya khas.

Contoh molekul yang memiliki unsur simetri C_2 adalah molekul H_2O , contoh yang memiliki unsur simetri C_3 adalah molekul NH_3 , sedangkan molekul HCl memiliki unsur simetri sumbu C_∞ karena molekul HCl dapat diputar pada sudut berapa saja.



Apabila suatu molekul memiliki lebih dari satu sumbu rotasi, perlu ditetapkan satu sumbu rotasi yang merupakan sumbu utama karena hal ini akan menentukan jenis bidang simetri yang mungkin dimiliki oleh suatu

molekul. Dalam penggambaran suatu sumbu rotasi, sumbu utama diletakkan sebagai sumbu z . Sumbu utama adalah sumbu C_n dengan nilai n yang paling besar. Bila ternyata ada beberapa sumbu dengan n yang tertinggi maka sumbu utama dipilih sumbu yang melalui jumlah atom yang paling banyak.

4. Bidang Simetri (σ)

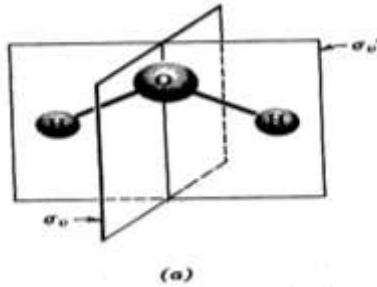
Apabila semua atom dalam suatu molekul direfleksikan terhadap satu bidang dan konfigurasi yang diperoleh tidak dapat dibedakan dengan konfigurasi semula maka molekul itu mempunyai bidang simetri atau apabila suatu molekul dapat dibelah dengan suatu bidang yang sangat tipis menjadi dua bagian yang sama persis maka molekul tersebut memiliki bidang simetri. Bidang simetri merupakan unsur simetri yang operasinya adalah refleksi terhadap bidang simetri tersebut. Apabila refleksi dilakukan sebanyak bilangan genap kali maka sama dengan operator identitas.

Apabila bidang xz adalah bidang simetri, operasi refleksi dapat digambarkan sebagai berikut.

$$\hat{\sigma} \begin{bmatrix} x \\ y \\ z \end{bmatrix} = \begin{bmatrix} x \\ -y \\ z \end{bmatrix}$$

Berdasarkan letaknya terhadap sumbu utama C_n , bidang simetri ada dua jenis, yaitu bidang simetri horizontal (σ_h) dan bidang simetri vertikal (σ_v). Bidang simetri horizontal atau mendatar adalah bidang simetri yang tegak lurus terhadap sumbu utama. Bidang simetri vertikal atau tegak adalah bidang simetri yang mengandung sumbu utama (ingat sumbu utama adalah sumbu z). Bila suatu molekul memiliki lebih dari satu sumbu C_2 selain sumbu utamanya maka molekul tersebut dapat memiliki bidang simetri vertikal yang bersifat khusus sehingga dinamakan bidang diagonal (σ_d). Bila bidang simetri diagonal adalah bidang simetri yang mengandung sumbu utama C_n dan bidang tersebut membagi sudut yang dibentuk oleh dua sumbu C_2 yang mendatar. Kedua sumbu C_2 ini tegak lurus terhadap sumbu utama.

Contoh molekul yang memiliki bidang simetri vertikal adalah molekul H_2O . Molekul H_2O memiliki dua buah bidang vertikal, salah satunya membelah ketiga atom dan yang satunya membelah atom oksigennya saja, sedangkan atom H yang kiri merupakan refleksi dari atom H yang kanan.



Contoh molekul yang memiliki bidang simetri horizontal adalah molekul benzena. Bidang horizontal tersebut adalah bidang molekul itu sendiri (benzena merupakan bidang segi enam sama sisi yang datar).

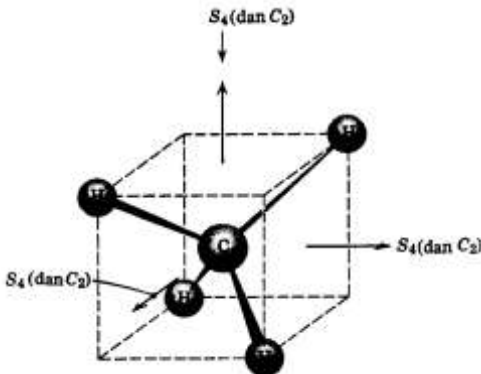
5. Sumbu Rotasi Semu (S_n)

Operasi rotasi semu merupakan gabungan operasi rotasi yang diikuti oleh refleksi terhadap suatu bidang. Operasi rotasi semu S_n adalah operasi rotasi sebesar $360^\circ/n$ mengelilingi suatu sumbu diikuti oleh refleksi terhadap bidang yang tegak lurus sumbu tersebut.

$$\hat{S} = \hat{\sigma} \hat{C}_n$$

Unsur simetri S_1 ekuivalen dengan bidang simetri. Oleh karena itu, tidak khas. Unsur simetri S_2 ekuivalen dengan pusat simetri. Oleh karena itu, juga tidak khas.

Contoh molekul yang memiliki sumbu S_3 adalah molekul BF_3 yang berimpit dengan C_3 sebagai sumbu utama. Contoh molekul yang memiliki sumbu S_4 adalah molekul CH_4 yang berimpit dengan sumbu C_2 .





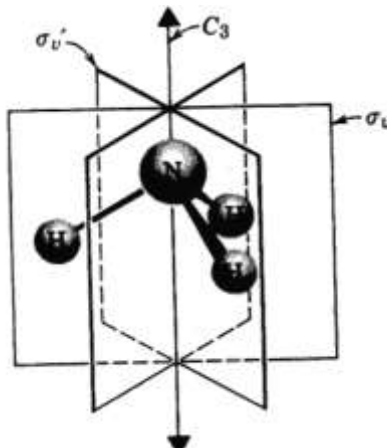
LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi di atas, kerjakanlah latihan berikut!

- 1) Apa yang dimaksud dengan unsur simetri?
- 2) Bilamana suatu molekul dikatakan memiliki bidang simetri?
- 3) Tuliskanlah semua unsur simetri yang dimiliki oleh molekul HCl?
- 4) Apakah molekul NH_3 memiliki bidang simetri? Jika ya, tunjukkan dengan gambar!
- 5) Berikan dua contoh molekul yang mempunyai sumbu rotasi semu!

Petunjuk Jawaban Latihan

- 1) Yang dimaksud dengan unsur simetri adalah titik, garis atau bidang yang menjadi acuan suatu operasi simetri (lihat kembali materi operasi simetri dan unsur simetri).
- 2) Suatu molekul dikatakan memiliki bidang simetri apabila suatu molekul dapat dibelah dengan suatu bidang yang sangat tipis menjadi dua bagian yang sama persis (lihat kembali materi bidang simetri).
- 3) Unsur-unsur simetri yang dimiliki oleh molekul HCl adalah $E, C_\infty, \infty \sigma_v$.
- 4) Molekul NH_3 memiliki 3 bidang simetri vertikal yang masing-masing membelah atom N dan satu atom H.



- 5) Contoh molekul yang mempunyai sumbu rotasi semu adalah molekul BF_3 yang mempunyai sumbu S_3 dan molekul CH_4 yang mempunyai sumbu S_4 .



RANGKUMAN

Lambang Unsur Simetri	Unsur Simetri	Lambang Operator	Operasi
i	Pusat simetri (atau pusat inversi)	$\{$	Proyeksi melalui pusat simetri dengan jarak yang sama pada sisi lain dari pusat.
C_n	Sumbu rotasi	\hat{C}_n	Rotasi keliling sumbu C sebesar $360^\circ/n$ dengan arah yang berlawanan dengan jarum jam.
σ_n	Bidang simetri mendatar (horizontal) tegak lurus terhadap sumbu utama C_n .	$\hat{\sigma}_n$	Refleksi terhadap bidang simetri.
σ_v	Bidang simetri tegak (vertikal) mengandung sumbu utama C_n	$\hat{\sigma}_v$	Refleksi terhadap bidang simetri.
σ_d	Bidang simetri diagonal mengandung sumbu utama C_n ; bidang tersebut membagi sudut yang dibentuk oleh dua sumbu C_2 yang horizontal. Kedua sumbu ini tegak lurus terhadap sumbu utama C_n .	$\hat{\sigma}_d$	Refleksi terhadap bidang simetri
S_n	Sumbu rotasi semu (disebut juga sumbu rotasi-refleksi atau sumbu bergantian)	\hat{S}_n	Perputaran sekeliling sumbu S_n sebesar $360^\circ/n$ dengan arah yang berlawanan dengan jarum jam,

Lambang Unsur Simetri	Unsur Simetri	Lambang Operator	Operasi
			diikuti dengan refleksi terhadap bidang yang tegak lurus sumbu tersebut.
E	Unsur identitas	\hat{E}	Operator yang menyebabkan sistem tidak mengalami perubahan.



TES FORMATIF 1 _____

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- Unsur simetri yang dimiliki molekul NH_3 , yaitu
 - C_2
 - C_3
 - C_4
 - C_5
- Molekul yang mempunyai pusat simetri (i) adalah
 - HCl
 - HBr
 - CO_2
 - H_2O
- Molekul yang mempunyai sumbu C_∞ adalah
 - HCl
 - H_2O
 - NH_3
 - BF_3
- Molekul yang mempunyai sumbu utama C_2 adalah
 - HCl
 - H_2O
 - NH_3
 - BF_3

- 5) Molekul yang mempunyai tiga bidang simetri vertikal adalah
- HCl
 - H₂O
 - BF₃
 - CO₂
- 6) Molekul yang mempunyai tiga sumbu C₂ adalah
- HCl
 - H₂O
 - BF₃
 - NH₃
- 7) Unsur simetri yang dimiliki oleh semua molekul adalah
- E
 - C_n
 - σ_v
 - σ_h
- 8) Molekul yang mempunyai sumbu simetri semu adalah
- HCl
 - HBr
 - H₂O
 - BF₃
- 9) Molekul H₂ memiliki unsur simetri
- hanya C₂
 - hanya C_∞
 - hanya σ_v
 - C₂, C_∞, dan σ_v
- 10) Molekul benzena, C₆H₆, memiliki unsur simetri
- C₆ (sebagai sumbu utama), C₂, *i*, σ_h , dan σ_v
 - C₂ (sebagai sumbu utama), C₆, *i*, σ_h
 - C₂ (sebagai sumbu utama), C₆, σ_v
 - C₆ (sebagai sumbu utama), C₂, *i*

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 1 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 1.

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah Jawaban yang Benar}}{\text{Jumlah Soal}} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan: 90 - 100% = baik sekali

80 - 89% = baik

70 - 79% = cukup

< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan Kegiatan Belajar 2. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 1, terutama bagian yang belum dikuasai.

KEGIATAN BELAJAR 2

Dasar-dasar Spektroskopi Molekul

Spektroskopi merupakan ilmu yang mempelajari interaksi antara gelombang elektromagnet dengan materi. Materinya dapat berupa molekul, atom atau ion. Oleh karena itu, pembahasan pada Kegiatan Belajar 2 akan dimulai dari Radiasi Elektromagnetik, Spektroskopi Emisi dan Absorpsi, dan diakhiri Spektroskopi berdasarkan Daerah Panjang Gelombang Radiasi Elektromagnetik yang terdiri dari Spektroskopi Ultraviolet, Spektroskopi Inframerah, dan Spektroskopi Gelombang Mikro.

A. RADIASI ELEKTROMAGNETIK

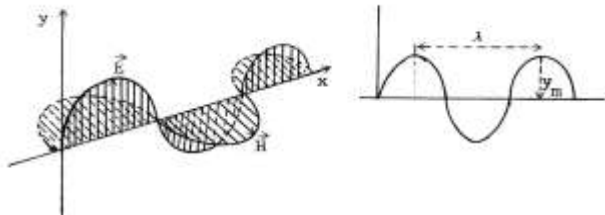
Cahaya merupakan gelombang elektromagnetik. Oleh karena itu, cahaya mengandung komponen listrik dan magnet. Muatan listrik dan kutub magnet dapat menimbulkan gaya pada ruang di sekelilingnya, yaitu di sekitar medan listrik atau magnet yang ditimbulkannya. Antara kedua jenis medan tersebut, terdapat hubungan yang sangat erat. Telah diketahui bahwa suatu perubahan dalam medan magnet akan menginduksi timbulnya medan listrik. Demikian pula sebaliknya suatu perubahan dalam medan listrik akan menginduksi timbulnya medan magnet. Apabila suatu partikel bermuatan listrik (misalnya sebuah elektron) bergetar secara relatif terhadap partikel bermuatan yang lain, akan timbul medan listrik dan medan magnet yang saling berganti-ganti tadi akan dipancarkan dalam bentuk gelombang. Dalam hal ini gelombang bertindak sebagai alat untuk memindahkan energi yang ditimbulkan oleh medan listrik dan medan magnet tadi. Pemindahan energi dalam bentuk gelombang dikenal sebagai radiasi elektromagnetik. Gambar 1.1 memperlihatkan perpindahan gelombang sinusoidal sepanjang sumbu X. Jarak antara 2 puncak gelombang yang berurutan dikenal dengan nama *panjang gelombang* (λ). Frekuensi gelombang (ν) adalah banyaknya gelombang yang melalui suatu titik tertentu per satuan waktu. Jarak yang ditempuh gelombang per satuan waktu dikenal sebagai *kecepatan gelombang* (c). Ketiga sifat yang telah diuraikan di atas saling berhubungan satu sama lain. Hubungan antara ketiganya adalah:

$$c = \lambda \nu \dots\dots\dots (1.1)$$

Dalam spektroskopi kadang-kadang dinyatakan pula dengan angka gelombang atau nomor gelombang, yaitu:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} \dots\dots\dots (1.2)$$

Pergerakan gelombang elektromagnetik yang sebenarnya jauh lebih rumit daripada yang diperlihatkan pada Gambar 1.1. Hal ini disebabkan beberapa hal. Pertama gelombang elektromagnetik tidak hanya bergerak dalam satu arah, tetapi dalam 3 arah, jadi gelombang elektromagnetik sebenarnya adalah berupa gelombang 3 dimensi. Kedua, gelombang elektromagnetik pada kenyataannya terdiri dari dua gelombang yang bergerak dan terjadi secara bersamaan. Untuk setiap medan listrik akan timbul medan magnet pada sudut 90° terhadap medan listrik tersebut. Tetapi, walaupun sangat rumit, penyederhanaan pada Gambar 1.1, cukup dapat menolong kita untuk dapat mengerti sifat radiasi elektromagnetik.



Gambar 1.1.
Gelombang sinusoidal dengan y_m amplitudo maksimum

Sifat gelombang lain yang penting untuk diperhatikan bahwa dua gelombang yang saling berinteraksi atau berinterferensi akan menghasilkan suatu gelombang lain. Gelombang ketiga ini merupakan hasil jumlah aljabar dari kedua gelombang yang pertama.

Benda-benda bercahaya, seperti matahari atau bola lampu listrik memancarkan suatu spektrum luas terdiri dari banyak panjang gelombang. Panjang gelombang-panjang gelombang itu berhubungan dengan *cahaya tampak* yang mampu untuk mempengaruhi retina mata manusia dan karenanya menyebabkan kesan-kesan subjektif dari penglihatan. Di lain pihak ada radiasi yang dipancarkan oleh benda-benda panas yang terletak di luar daerah kepekaan

mata yaitu daerah-daerah ultraungu dan inframerah yang mengapit spektrum tampak. Secara kasar sebagian dari spektrum gelombang elektromagnetik dikelompokkan, seperti dalam Tabel 1.1.

Tabel 1.1.
Pengelompokan Daerah Panjang Gelombang

	Ultraviolet	Spektrum Tampak	Inframerah	Gelombang Mikro
λ (cm)	$1.10^{-5} - 3.10^{-5}$	$3.10^{-5} - 7.10^{-5}$	$2,5.10^{-4} - 3.10^{-3}$	0,1 - 30

Di dalam daerah tampak dari spektrum, orang dengan penglihatan warna normal mampu untuk menghubungkan panjang gelombang cahaya yang mengenai mata dengan perasaan subjektif terhadap warna, dan warna memang kadang-kadang digunakan untuk kemudahan dalam menunjukkan bagian-bagian tertentu dari spektrum, seperti ditunjukkan dalam pengelompokan secara kasar dalam Tabel 1.2.

Tabel 1.2.
Spektrum Tampak dan Warna-warna Komplementer

Panjang Gelombang, nm	Warna	Warna Komplementer
400 – 435	Ungu	Kuning-kehijauan
435 – 480	Biru	Kuning
480 – 490	Hijau-kebiruan	Orange
490 – 500	Biru-kehijauan	Merah
500 – 560	Hijau	Merah ungu
560 – 580	Kuning kehijauan	Ungu
580 – 595	Kuning	Biru
595 – 610	Orange	Hijau-kebiruan
610 – 750	Merah	Biru-kehijauan

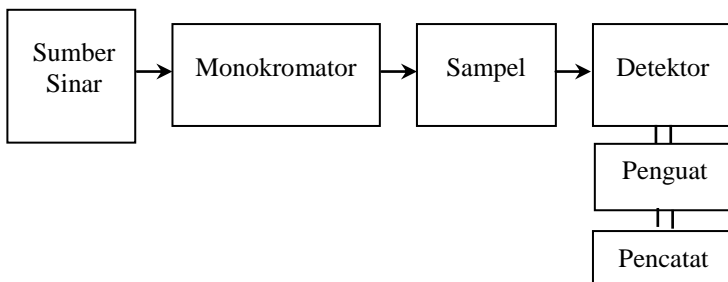
Kita “melihat” benda dengan pertolongan cahaya yang dipancarkan atau dengan cahaya yang dipantulkan. Apabila *cahaya putih* yang mengandung seluruh spektrum dari panjang gelombang, melewati suatu medium, seperti suatu kaca berwarna atau suatu larutan kimia yang jernih, ada beberapa panjang gelombang tertentu yang diserap dan yang lainnya diteruskan sehingga medium seakan-akan berwarna bagi si pengamat. Warna panjang

gelombang yang tampak oleh mata adalah warna panjang gelombang yang diteruskan (yang tidak diserap). Warna yang diserap disebut *komplementer* dari warna yang diteruskan. Untuk benda-benda yang tak tembus sinar ada panjang gelombang yang diserap dan ada yang dipantulkan. Warna yang tampak oleh mata adalah warna yang dipantulkan yang merupakan komplementer dari warna yang diserap.

B. SPEKTROSKOPI EMISI DAN ABSORPSI

Spektroskopi adalah studi tentang interaksi antara radiasi elektromagnet dengan materi (atom, molekul, ion). Dalam interaksi tersebut, radiasi elektromagnet kemungkinan dihamburkan, diabsorpsi atau diemisikan sehingga dikenal dengan adanya spektroskopi hamburan, spektroskopi absorpsi dan spektroskopi emisi.

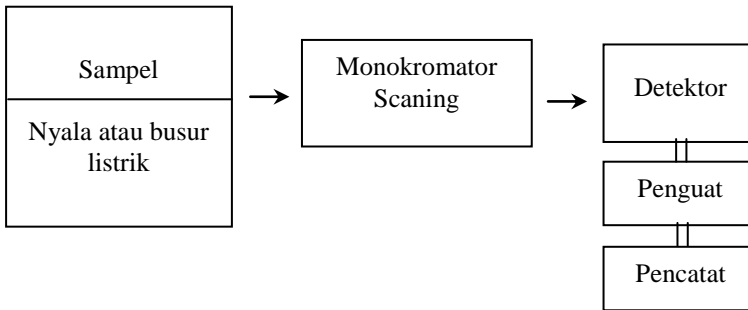
Jika cahaya putih (yaitu cahaya yang terdiri dari semua panjang gelombang yang mungkin, dalam suatu jangka tertentu) dilewatkan melalui sebuah prisma, cahaya terdispersi. Jika panjang gelombang terdispersi ini dilewatkan melalui sel yang mengandung sampel atom atau molekul, cahaya yang ke luar tidak putih lagi. Beberapa dari gelombang cahaya berinteraksi dengan dan terabsorpsi oleh atom atau molekul yang terdapat dalam sel. Panjang gelombang yang hilang dapat dideteksi dengan menjatuhkan sinar yang ke luar dari sel sampel pada pelat fotografi atau alat pendeteksi lainnya. Prosedur ini disebut spektroskopi absorpsi dan gambar yang tercatat disebut spektrum. Suatu garis spektrum adalah panjang gelombang di mana cahaya telah diabsorpsi. Spektroskopi absorpsi dapat dilihat pada diagram berikut.



Gambar 1.2.
Diagram Blok Spektrofotometri Absorpsi

Spektroskopi emisi atau sering disebut fotometri nyala menyangkut pengukuran radiasi yang dipancarkan oleh populasi atom atau molekul yang tereksitasi. Pada fotometri nyala yang merupakan suatu cabang spektroskopi emisi, nasib materi-materi yang tereksitasi adalah penting. Emisi radiasi oleh bahan yang tereksitasi adalah yang diukur. Setelah materi atau bahan mengemis radiasi bahan akan kembali ke keadaan energi yang lebih rendah.

Molekul dalam keadaan tereksitasi dalam fase gas memancarkan atau mengemis spektrum pita, sedangkan atom atau ion monoatomik dalam fase gas memancarkan spektrum garis. Dalam spektroskopi emisi untuk membuat molekul atau atom menjadi dalam keadaan tereksitasi dapat digunakan nyala atau api busur listrik searah. Diagram blok dari spektroskopi emisi dapat dilihat pada Gambar 1.3 berikut.



Gambar 1.3.
Diagram Blok Spektrofotometri Emisi

C. SPEKTROSKOPI BERDASARKAN DAERAH PANJANG GELOMBANG RADIASI ELEKTROMAGNETIK

Selain berdasarkan macam interaksi, spektroskopi juga dibedakan berdasarkan daerah panjang gelombang radiasi elektromagnetik yang diabsorpsi sehingga dikenal dengan adanya spektroskopi gelombang mikro, spektroskopi inframerah, spektroskopi ultraviolet dan sinar tampak.

Jika molekul mengabsorpsi radiasi ultraviolet maka dapat terjadi eksitasi elektronik atau terjadi transisi pada tingkat-tingkat energi elektronik. Sedangkan molekul yang mengabsorpsi radiasi inframerah maka dapat terjadi transisi pada tingkat energi vibrasi. Transisi pada tingkat-tingkat energi rotasi dapat terjadi bila molekul mengabsorpsi radiasi gelombang mikro. Transisi

dapat terjadi hanya jika ada interaksi yang kuat antara radiasi dengan molekul yang dikenai radiasi tersebut. Hubungan energi suatu transisi dijelaskan dengan rumusan sebagai berikut:

$$\Delta E = h \nu \dots\dots\dots (1.3)$$

dengan ν adalah frekuensi radiasi dan h adalah tetapan Planck. Arti fisik dari persamaan 1.3, adalah absorpsi sangat mungkin terjadi jika jarak antara tingkat-tingkat energi (ΔE) beresonansi dengan energi radiasi yang dikenakan pada molekul. Kalau dinyatakan dengan panjang gelombang (λ), persamaan 1.3, menjadi

$$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \dots\dots\dots (1.4)$$

dengan c adalah kecepatan cahaya.

Energi keseluruhan dalam suatu molekul yang terkuantisasi terdiri dari energi elektronik, energi vibrasi, dan energi rotasi. Perbedaan tingkat energi elektronik jauh lebih besar dibandingkan perbedaan tingkat energi vibrasi, dan tingkat energi vibrasi lebih besar dari pada tingkat energi rotasi.

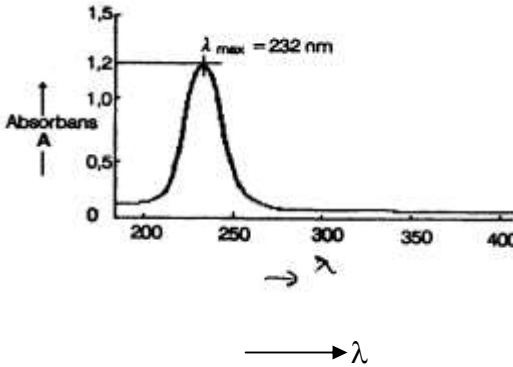
$$\Delta E_{elek} \gg \Delta E_{vib} \gg \Delta E_{rot} \dots\dots\dots (1.5)$$

Oleh karena itu, pembahasan spektroskopi ultra violet dapat dipisah dengan spektroskopi inframerah dan dipisah juga dengan spektroskopi rotasi.

Tingkat-tingkat energi dan perbedaan tingkat-tingkat energi molekul suatu senyawa adalah khas bagi molekul senyawa itu. Akibat frekuensi atau panjang gelombang radiasi elektromagnet yang diabsorpsi oleh molekul senyawa tersebut juga khas dan tertentu. Prinsip inilah yang mendasari identifikasi atau penentuan struktur molekul suatu senyawa. Spektroskopi ultraviolet mempunyai arti khusus yang penting dalam penentuan struktur suatu senyawa karena informasi yang didapat dari spektroskopi ultraviolet tidak dapat diganti dengan informasi lain, dari spektroskopi inframerah maupun spektroskopi dari gelombang mikro.

Spektrum merupakan keluaran dari instrumen spektrofotometer. Spektrum molekul suatu senyawa dapat diperoleh dengan pengukuran absorbans (serapan) molekul tersebut pada berbagai nilai panjang gelombang dari radiasi yang dikenakan pada molekul itu. Biasanya untuk spektrum ultraviolet nilai panjang gelombang tersebut dimulai dari 200 sampai 400 nm.

Interval nilai panjang gelombang tersebut dikenal sebagai daerah ultraviolet kuarsa atau ultraviolet dekat. Sebagai contoh ultraviolet mesitil oksida disajikan pada gambar 1.4.



Gambar 1.4.
Spektrum Ultraviolet Mesitil Oksida

Informasi penting yang biasanya diperlukan dari suatu spektrum ultraviolet adalah nilai panjang gelombang pada absorbans terbesar (pada titik puncak kurva) yang biasanya dilambangkan dengan λ_{max} , seperti yang tampak pada Gambar 1.4, λ_{max} mesitil oksida adalah 232 nm. Walaupun energi elektronik suatu molekul terkuantisasi, namun karena keadaan dasar dan keadaan tereksitasi molekul terbagi menjadi subtingkat-subtingkat energi vibrasi dan rotasi maka spektrum yang dihasilkan bukanlah berupa garis atau puncak tajam, melainkan berupa pita yang lebar.

Absorbans (A) yang disebut juga kerapatan optik, pada suatu panjang gelombang tertentu, didefinisikan sebagai:

$$A = \log \frac{I_0}{I} \dots\dots\dots (1.6)$$

dengan I_0 adalah intensitas yang masuk dan I adalah intensitas yang ditransmisikan atau diteruskan oleh sampel. Dengan demikian, I_0 dikurangi I adalah intensitas radiasi yang diabsorpsi. Absorbans suatu senyawa pada panjang gelombang tertentu bergantung pada jumlah dan struktur elektronik dari molekul senyawa yang mengalami transisi. Hal ini sesuai dengan hukum

Lambert-Beer. Oleh karena itu, ahli kimia biasanya tidak menggunakan absorbans, melainkan menggunakan absorptivitas molar atau koefisien ekstingsi (ϵ), yang dirumuskan sebagai berikut.

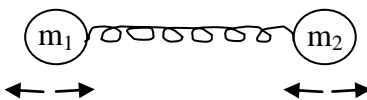
$$\epsilon = \frac{A}{CI} \dots\dots\dots (1.7)$$

dengan C adalah konsentrasi (dalam M) dan I adalah panjang sel (dalam cm). Absorptivitas molar yang juga merupakan parameter yang penting, biasanya disajikan pada nilai panjang gelombang λ_{max} . Dalam kaitannya dengan kaidah seleksi, nilai ϵ yang besar (10^3 sampai 10^6) menyatakan transisi yang dibolehkan, sedangkan nilai ϵ yang kecil (10^{-3} sampai 10^3) menyatakan transisi terlarang. Dengan mekanika kuantum, kaidah seleksi dijelaskan melalui konsep momen transisi yang tidak dibahas dalam tulisan ini. Secara ringkas kaidah seleksi dapat dinyatakan dengan pertimbangan simetri dan spin. Transisi elektronik dibolehkan jika:

1. berlangsung antara orbital-orbital dalam bidang yang sama;
2. selama transisi orientasi spin harus tetap.

D. SPEKTROSKOPI INFRAMERAH

Daerah panjang gelombang untuk spektroskopi inframerah biasanya 0,003 – 0,00025 cm. Dasar dari spektroskopi inframerah adalah ikatan antara atom-atom dalam molekul dimodelkan sebagai dua bola yang dihubungkan dengan pegas sehingga dapat terjadi getaran (vibrasi).



Gambar 1.5.

Tingkat-tingkat energi vibrasi dalam suatu molekul dirumuskan sebagai:

$$E_v = (v + 1/2) h \nu_0 \dots\dots\dots (1.8)$$

dengan v = adalah bilangan kuantum vibrasional, yaitu 0, 1, 2, 3,
 ν_0 adalah frekuensi fundamental dari vibrasi yang dirumuskan sebagai berikut.

$$\nu_o = \frac{1}{2\pi} \sqrt{\frac{k}{\mu}} \dots\dots\dots (1.9)$$

dengan k = tetapan gaya yang dapat menggambarkan kekuatan ikatan.
 μ = adalah massa tereduksi yang dinyatakan dengan:

$$\mu = \frac{m_1 m_2}{m_1 + m_2} \dots\dots\dots (1.10)$$

Aturan seleksi untuk transisi antara keadaan-keadaan vibrasional adalah $\Delta v = \pm 1$ (+, - menggambarkan absorpsi dan emisi).

E. SPEKTROSKOPI GELOMBANG MIKRO

Daerah panjang gelombang untuk spektroskopi gelombang mikro biasanya 30 – 0,1 cm (Tabel 1.1). Dasar dari spektroskopi gelombang mikro adalah molekul mengalami rotasi sehingga mempunyai momen inersia (I).

$$I = \mu \cdot r^2 \dots\dots\dots (1.11)$$

Di mana r = jarak antarkedua massa (bola).

Tingkat-tingkat energi rotasi dalam suatu molekul dirumuskan sebagai berikut.

$$E_J = J(J + 1) \frac{h^2}{8\pi^2 I} \dots\dots\dots (1.12)$$

Dengan J adalah bilangan kuantum rotasional, yaitu 0, 1, 2, 3, 4,

Aturan seleksi untuk transisi antara keadaan-keadaan rotasional adalah $\Delta J = \pm 1$.



LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi di atas, kerjakanlah latihan berikut!

- 1) Nyatakan energi yang besarnya 2 eV ke dalam satuan kalori?
- 2) Hitung frekuensi cahaya yang mempunyai panjang gelombang = $2,0 \times 10^5$ cm!
- 3) Hitung angka gelombang dari cahaya dengan panjang gelombang (λ) = $2,0 \times 10^5$ cm!
- 4) Cahaya dengan panjang gelombang 10 μm termasuk daerah radiasi elektromagnet yang mana?
- 5) Suatu atom mengemisi energi sebanyak 3.10^{-19} J. Pada panjang gelombang berapakah akan terjadi garis spektrumnya?

Petunjuk Jawaban Latihan

- 1) Ingat,

1 eV	=	$3,8291 \cdot 10^{20}$ kalori
1 eV	=	$1,6021 \cdot 10^{-19}$ Joule
Energi 2 eV	=	$2 \times 3,8291 \cdot 10^{-20}$ kalori
	=	$7,6582 \cdot 10^{-20}$ kalori
- 2) Ingat! $\nu = c/\lambda = \frac{3 \cdot 10^{10}}{2 \cdot 10^5} = 1,5 \cdot 10^5 \text{ s}^{-1}$
- 3) $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{2 \cdot 10^5 \text{ cm}} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ cm}^{-1}$
- 4) 10 μm adalah daerah inframerah
- 5) $E = h \cdot \nu = h \frac{c}{\lambda}$

$$\lambda = \frac{h \cdot c}{E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-24} \text{ Js} \cdot 3 \cdot 10^{10} \text{ cm/s}}{3 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 660 \cdot 10^{-7} \text{ cm}$$

$$= 660 \text{ nm}$$



Spektroskopi merupakan ilmu yang mempelajari interaksi antara gelombang elektromagnet dengan materi. Materi dapat berupa molekul, atom atau ion. Dalam interaksi tersebut, radiasi elektromagnet kemungkinan dihamburkan, diabsorpsi atau diemisikan sehingga dikenal dengan adanya spektroskopi hamburan, spektroskopi absorpsi dan spektroskopi emisi. Cahaya adalah merupakan gelombang elektromagnetik. Oleh karena itu, mengandung komponen listrik dan magnet. Jarak antara dua puncak gelombang yang berurutan dikenal dengan nama panjang gelombang (λ). Frekuensi gelombang (ν) adalah banyaknya gelombang yang melalui suatu titik tertentu per satuan waktu. Jarak yang ditempuh gelombang per satuan waktu dikenal sebagai kecepatan gelombang (c). Ketiga sifat yang telah diuraikan tersebut saling berhubungan satu sama lain. Hubungan antara ketiganya adalah $c = \lambda \nu$. Dalam spektroskopi kadang-kadang dinyatakan pula dengan angka gelombang atau nomor gelombang, yaitu $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda}$. Jika molekul

mengabsorpsi radiasi ultraviolet maka dapat terjadi eksitasi elektronik atau terjadi transisi pada tingkat-tingkat energi elektronik. Sedangkan molekul yang mengabsorpsi radiasi inframerah maka dapat terjadi transisi pada tingkat energi vibrasi. Transisi pada tingkat-tingkat energi rotasi dapat terjadi bila molekul mengabsorpsi radiasi gelombang mikro. Transisi dapat terjadi hanya jika ada interaksi yang kuat antara radiasi dengan molekul yang dikenai radiasi tersebut. Hubungan energi suatu transisi dijelaskan dengan rumus $\Delta E = h \nu$. Arti fisik dari persamaan ini adalah absorpsi sangat mungkin terjadi jika jarak antara tingkat-tingkat energi (ΔE) beresonansi dengan energi radiasi yang dikenakan pada molekul. Kalau dinyatakan dengan panjang gelombang (λ), menjadi

$$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

. Energi keseluruhan dalam suatu molekul yang terkuantisasi terdiri dari energi elektronik, energi vibrasi, dan energi rotasi. Perbedaan tingkat energi elektronik jauh lebih besar dibandingkan perbedaan tingkat energi vibrasi, dan tingkat energi vibrasi lebih besar

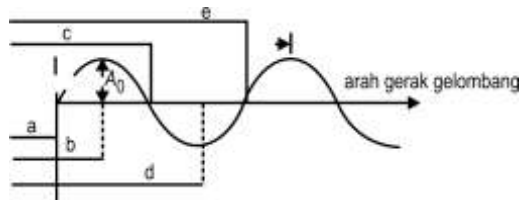
dari pada tingkat energi rotasi. $\Delta E_{elek} \gg \Delta E_{vib} \gg \Delta E_{rot}$. Oleh karena itu, pembahasan spektroskopi ultra violet dapat dipisah dengan spektroskopi inframerah dan dipisah juga dengan spektroskopi rotasi.



TES FORMATIF 2

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

1) Perhatikan gambar berikut.



Dari gambar tersebut, yang jaraknya merupakan 1λ adalah

- A. a
- B. b
- C. c
- D. d

2) Hubungan antara v , c , λ , \bar{v} yang **salah** adalah

- A. $v = \frac{c}{\lambda}$
- B. $c = \lambda \cdot v$
- C. $v = \frac{\lambda}{c}$
- D. $\lambda = \frac{c}{v}$

3) Frekuensi cahaya hijau yang mempunyai panjang gelombang 500 nm adalah

- A. $6,0 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$
- B. $6,0 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1}$
- C. $3,0 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$
- D. $3,0 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1}$

4) Energi foton yang sesuai dengan cahaya berfrekuensi $3,0 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$ adalah

- A. $6,2 \cdot 10^{-18} \text{ J}$
- B. $2,0 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

- C. $6,2 \cdot 10^{18}$ J
D. $2,0 \cdot 10^{18}$ J
- 5) Diketahui selisih antara dua tingkat energi adalah $4,0 \cdot 10^{-15}$ J. Panjang gelombang dari spektrumnya adalah
- A. 0,07 nm
B. 0,06 nm
C. 0,05 nm
D. 0,04 nm
- 6) Angka gelombang cahaya yang mempunyai panjang gelombang 400 nm adalah
- A. $3,6 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}$
B. $3,5 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}$
C. $2,6 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}$
D. $2,5 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}$
- 7) Energi foton yang mempunyai bilangan gelombang $2,5 \cdot 10^{-5} \text{ cm}^{-1}$ adalah
- A. $3,0 \cdot 10^{-28}$ J
B. $4,0 \cdot 10^{-28}$ J
C. $5,0 \cdot 10^{-28}$ J
D. $6,0 \cdot 10^{-28}$ J
- 8) Panjang gelombang yang termasuk dalam daerah ultraviolet adalah
- A. 1 cm
B. $0,8 \mu\text{m}$
C. $10 \mu\text{m}$
D. 100 nm
- 9) Dari ketiga ikatan karbon dengan karbon C-C, C=C, C≡C, urutan nilai (konstanta gaya ikat, *k*) adalah
- A. tunggal < ganda < tripel
B. tunggal > ganda > tripel
C. tunggal > ganda < tripel
D. tunggal < ganda > tripel

- 10) Bila tetapan gaya ikat O-H adalah 5 N cm^{-1} dan $\mu_{\text{OH}} = 1,5 \cdot 10^{-24}$ gram maka frekuensi vibrasi ikatan tersebut adalah
- A. $9,2 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}$
 - B. $8,2 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}$
 - C. $7,2 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}$
 - D. $6,2 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}$

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 2 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 2.

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah Jawaban yang Benar}}{\text{Jumlah Soal}} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan: 90 - 100% = baik sekali

80 - 89% = baik

70 - 79% = cukup

< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan Kegiatan Belajar 3. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 2, terutama bagian yang belum dikuasai.

KEGIATAN BELAJAR 3

Dasar-dasar Mekanika Kuantum

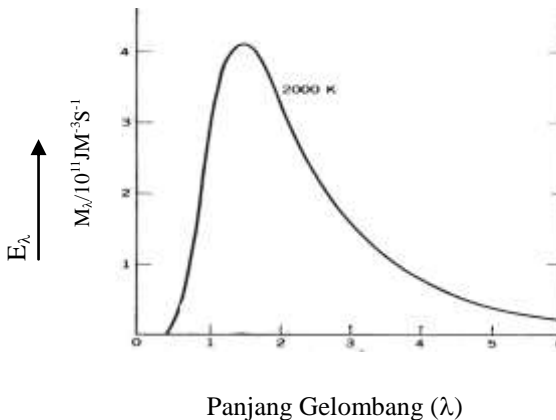
Dasar-dasar mekanika kuantum yang dimaksudkan dalam Kegiatan Belajar 3 ini adalah fenomena-fenomena yang melatarbelakangi munculnya mekanika kuantum. Pada Kegiatan Belajar 2 telah dibahas cahaya atau radiasi elektromagnetik sebagai gelombang. Kemudian, ternyata cahaya dapat dipandang terkuantisasi atau terdiri dari *partikulat-partikulat* yang berupa foton-foton yang merupakan kuantum energi atau paket-paket energi, sebagaimana yang diajukan oleh Planck. Hal ini akan dijelaskan dalam fenomena radiasi benda hitam, kemudian didukung oleh adanya efek fotolistrik dan spektrum atom hidrogen.

A. RADIASI BENDA HITAM

Kalau Anda pernah memakai baju kaos hitam di panas matahari, tentu Anda merasakan panas yang lebih besar dibandingkan jika Anda memakai baju putih atau baju berwarna muda. Ini terjadi karena baju hitam merupakan penyerap energi sinar matahari yang lebih baik dibandingkan baju putih. Namun, jangan lupa penyerap yang baik adalah juga pengemisi radiasi yang baik sehingga kulit Anda terasa panas.

Di samping teori cahaya sebagai gelombang maka secara terpisah telah dilakukan beberapa percobaan dengan radiasi dari suatu permukaan yang panas. Laju pembentukan energi dari permukaan demikian bergantung pada suhu, sifat, dan luas permukaan. Suatu permukaan yang hitam kusam menyerap radiasi atau memancarkan lebih banyak energi per detik daripada suatu permukaan yang dipoles dengan luas dan suhu yang sama. Semakin kusam (hitam) permukaannya semakin besar radiasinya sehingga radiasi maksimum pada suhu tertentu akan dihasilkan oleh suatu permukaan yang hitam sempurna. Radiasi demikian disebut radiasi benda hitam meskipun benda demikian sukar dibuat. Radiasi dengan karakteristik yang mendekati permukaan hitam demikian, secara eksperimental didapat dari suatu lubang kecil dalam dinding suatu tungku pada suhu tetap. Bila radiasi dari sumber yang demikian didispersikan oleh sistem prisma, kemudian dijatuhkan pada detektor energi yang peka, seperti terkomopol maka distribusi energi dari berbagai panjang gelombang dapat dipelajari. Lummer dan Pringsheim telah

melakukan percobaan demikian, dan mendapatkan kurva, seperti tertera pada Gambar 1.6.



Gambar 1.6.
Kurva Distribusi untuk Radiasi Benda Hitam

E_λ menyatakan energi pancaran yang diemisi per satuan selang panjang gelombang per satuan luas per satuan detik, $E_\lambda d\lambda$ adalah ukuran energi yang diradiasi antara panjang gelombang λ dan $\lambda + d\lambda$. Persamaan yang sesuai untuk kurva tersebut adalah

$$E_\lambda d\lambda = \frac{2\pi c^2 h}{\lambda^5} \cdot \frac{1}{\exp(ch/\lambda kT) - 1} d\lambda \dots\dots\dots (1.13)$$

c = kecepatan cahaya, k = tetapan Boltzmann ($k = R/N$, dengan R = tetapan gas dan N = bilangan Avogadro).

Ada dua teori yang dikemukakan untuk menerangkan hasil tersebut. Pertama adalah Wien yang menerangkan berdasarkan termodinamika klasik dan menurunkan persamaan berikut.

$$E_\lambda d\lambda = C_1 \lambda^{-5} \exp\{-c_2 / \lambda T\} d\lambda \dots\dots\dots (1.14)$$

λ = panjang gelombang, T = suhu absolut, c_1 dan c_2 = tetapan. Persamaan ini baik untuk nilai λT yang kecil, tetapi tak berlaku untuk λ yang panjang. Selain itu untuk berbagai nilai T , Wien mendapatkan hukum pergeseran Wien

yaitu semakin tinggi suhu (T), panjang gelombang yang mempunyai energi maksimum (λ_{maks}) bergeser ke nilai λ yang lebih pendek. Dengan rumus berikut.

$$\lambda_{\text{maks}} T = k \dots\dots\dots (1.15)$$

k = suatu konstanta yang nilainya $2,898 \cdot 10^{-3}$ m.K.

Pendekatan kedua adalah dari Raleigh dan Jeans yang mengemukakan rumus sebagai berikut:

$$E_{\lambda} d\lambda = \frac{c_1}{c_2} \cdot \frac{T}{\lambda^4} d\lambda \dots\dots\dots (1.16)$$

Persamaan ini cocok untuk percobaan pada panjang gelombang panjang, tetapi kurang memenuhi untuk λ pendek. Oleh karena teori dan pengamatan eskperimental tak sesuai, berarti bahwa asumsi pokoknya yang salah.

Kemudian, Max Planck mendasarkan teorinya atas hukumnya yang terkenal, yaitu:

$$E = h \nu \dots\dots\dots (1.17)$$

h = tetapan Planck = $6,2554 \times 10^{-34}$ J detik, sedangkan $\nu = c/\lambda$, c = kecepatan cahaya.

Teori Planck pada dasarnya menggabungkan teori gelombang cahaya dari Huygens dan teori partikel cahaya dari Newton. Apabila metode Rayleigh-Jeans mengasumsikan bahwa osilator listrik yang berhubungan dengan radiasi elektromagnetik dapat mempunyai energi antara nol dan tak terhingga maka hipotesis Planck menyatakan bahwa energi osilator ini tak dapat bervariasi secara kontinu, melainkan mempunyai energi tertentu yang disebut kuantum dengan nilai $h \nu$, $2 h \nu$, ... $n h \nu$, dengan ν sebagai frekuensi, n = bilangan bulat, dan h = tetapan Planck. Jadi, setiap perubahan energi dari sistem osilasi ini hanya dapat berupa besaran $h \nu$ atau kelipatannya. Dengan dasar ini Planck mendapatkan persamaan:

$$E_{\lambda} d\lambda = \frac{c_1 \lambda^{-5}}{\text{eksp}(c_2 / \lambda T) - 1} d\lambda \dots\dots\dots (1.18)$$

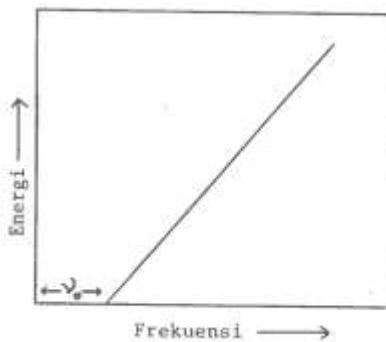
Ternyata persamaan ini berubah menjadi persamaan Wien untuk λT kecil, dan berubah menjadi persamaan Raleigh-Jeans untuk nilai λT besar.

Jadi, hasil yang diperoleh Planck mirip dengan hasil eksperimen dari Lummer dan Pringsheim.

B. EFEK FOTOLISTRIK

Teori Planck ini kemudian digunakan oleh Einstein pada tahun 1905 untuk menerangkan efek fotolistrik. Apabila cahaya jatuh pada suatu permukaan logam maka elektron akan diemisi. Elektron-elektron ini disebut fotoelektron. Untuk logam alkali, cahaya daerah tampak dapat melepaskan fotoelektron ini, tetapi untuk kebanyakan logam harus digunakan radiasi ultra lembayung untuk dapat menghasilkan gejala ini. Untuk setiap logam ada frekuensi kritik, ν_0 , di bawah mana tak ada fotoelektron yang diemisi. Percobaan menunjukkan bahwa:

1. energi fotoelektron tak bergantung pada intensitas, tetapi sebanding dengan frekuensi radiasi yang masuk;
2. jumlah fotoelektron yang diemisi per detik sebanding dengan intensitas radiasi yang masuk. Gambar 1.7 berikut menunjukkan perubahan energi maksimum dari fotoelektron dengan frekuensi radiasi masuk.



Gambar 1.7.
Variasi Energi Maksimum dari Fotoelektron dengan Frekuensi Radiasi yang Masuk

Hasilnya dinyatakan oleh persamaan berikut.

$$\text{Energi maksimum} = \frac{1}{2} mv^2 = \text{tetapan} (\nu - \nu_0) \dots\dots\dots (1.19)$$

m = massa, v = kecepatan elektron, ν adalah frekuensi cahaya yang masuk, dan ν_0 adalah frekuensi ambang. Hubungan demikian tak dapat diterangkan

oleh teori elektromagnetik klasik karena dalam teori tersebut diramalkan bahwa fotoelektron berubah dengan intensitas, tetapi tak bergantung pada frekuensi. Ini adalah contoh lain dari tak berlakunya teori radiasi klasik.

Efek fotolistrik dapat diterangkan dengan teori Planck sebagai berikut. Cahaya yang masuk tidak dianggap sebagai radiasi dengan frekuensi ν , melainkan sebagai arus partikel cahaya, yang disebut foton. Masing-masing foton mempunyai energi $h\nu$, dan foton memberikan energinya ke elektron dalam logam. Sebagian dari energi ini digunakan untuk melepaskan elektron dari permukaan logam, dan sisanya timbul sebagai energi kinetik dari fotoelektron. Jadi,

$$h\nu = W + \frac{1}{2} m v^2 \dots\dots\dots (1.20)$$

Penggabungan persamaan 1.19 dan 1.20 menghasilkan:

$$\frac{1}{2} m v^2 = h\nu - W = h(\nu - \nu_0) \dots\dots\dots (1.21)$$

W = fungsi kerja, yaitu menyatakan energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron dari permukaan logam yang dapat dinyatakan dengan:

$$W = h \nu_0 \dots\dots\dots (1.22)$$

Nilai W adalah berbeda untuk masing-masing logam, seperti pada Tabel 1.3.

Tabel 1.3.
Fungsi Kerja Beberapa Logam

Nama Logam	Lambang	W (dalam eV)
Cesium	Cs	1,9
Kalium	K	2,2
Natrium	Na	2,3
Litium	Li	2,5
Kalsium	Ca	3,2
Tembaga	Cu	4,5
Perak	Ag	4,7
Platinum	Pt	5,6

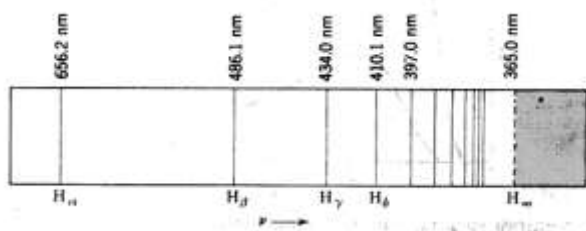
C. SPEKTRUM ATOM HIDROGEN DAN MODEL ATOM BOHR

Setiap zat dapat memberikan spektrum yang khas dengan cara memancarkan energi radiasi. Hal ini dapat dilakukan dengan cara pemanasan atau eksitasi secara listrik. Ada dua jenis spektrum, yaitu kontinu dan tak

kontinu. Spektrum kontinu terdiri dari warna-warna dengan panjang gelombang yang berubah secara teratur tanpa putus. Spektrum tak kontinu terdiri dari pola yang khas dari garis-garis terang pada latar belakang yang gelap. Jika radiasi yang dipancarkan oleh uap atau gas pada suhu tinggi, spektrum yang dihasilkan tidak kontinu disebut spektrum garis. Spektrum garis merupakan sifat khas dari atom. Selain dari spektrum garis ada pula spektrum yang berupa pita. Spektrum pita adalah sifat khas molekul.

Pada suhu tinggi kebanyakan zat memijar, dan mengisi radiasi dari semua panjang gelombang sinar tampak. Radiasi semacam ini memberikan spektrum emisi kontinu. Apabila radiasi elektromagnetik yang kontinu, misalnya cahaya putih melalui zat maka akan diabsorpsi radiasi dari panjang gelombang tertentu. Panjang gelombang ini adalah khas untuk zat mengabsorpsi radiasi dan pola dari garis-garis ini disebut *spektrum absorpsi*.

Pada tahun 1885 Balmer mempelajari spektrum yang dihasilkan oleh atom hidrogen dan memperoleh garis-garis dalam spektrum hidrogen pada panjang gelombang di daerah tampak, seperti Gambar 1.8 berikut ini.



Gambar 1.8.
Spektrum Atom Hidrogen di Daerah Sinar Tampak

Kalau angka-angka yang menyatakan panjang gelombang pada Gambar 1.8, dicari pola atau bentuk persamaan matematikanya maka diperoleh rumusan berikut.

$$\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{cm}^{-1} \quad \dots\dots\dots (1.23)$$

Dalam rumus ini R adalah tetapan yang nilainya $109677,76 \text{ cm}^{-1}$ dan $n = 3, 4, 5, 6$ dan seterusnya. Selain dari pada itu telah ditemukan beberapa deret garis di daerah ultra violet dan infra merah. Kemudian, Rydberg membuat

rumusan yang lebih umum, yaitu frekuensi dari setiap garis dapat dinyatakan dengan selisih dua bagian.

$$\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{ cm}^{-1} \dots\dots\dots (1.24)$$

dengan n_1 tetap dan n_2 berubah-ubah $n_2 > n_1$. Oleh karena itu, R disebut tetapan Rydberg. Deret garis-garis spektrum yang diberi nama sesuai dengan penemunya, disajikan dalam Tabel 1.4 berikut.

Tabel 1.4.
Deret-deret Garis Spektrum

Deret	n_1	n_2	Daerah
Lyman (1906)	1	2, 3, 4,	Ultra violet
Balmer (1885)	2	3, 4, 5,	Tampak
Paschen (1908)	3	4, 5, 6,	Infra merah
Bracket (1922)	4	5, 6, 7,	Infra merah
Pfund (1925)	5	6, 7, 8,	Infra merah
Humphreys (1926)	6	7, 8, 9,	Infra merah

Kelemahan model atom Rutherford adalah tidak dapat untuk menjelaskan terjadinya spektrum atom. Di samping itu, tunduk pada teori elektromagnetik klasik maka elektron akan jatuh ke inti sehingga atom tidak stabil. Berdasarkan teori elektromagnetik klasik, partikel bermuatan yang bergerak melingkar, seperti elektron mengelilingi inti atom, akan mengalami pengurangan energi melalui pemancaran energi yang berupa gelombang elektromagnet. Karena energi elektron makin lama makin berkurang maka elektron tidak mampu melawan gaya tarik inti sehingga semakin mendekat ke inti dan akhirnya jatuh ke inti. Untuk mengatasi kelemahan ini, kemudian Bohr mengajukan model atomnya yang merupakan penyempurnaan dari model atom Rutherford.

Untuk menjelaskan terjadinya spektrum atom hidrogen ini, dapat digunakan model atom Bohr. Model atom ini bertitik tolak dari model atom nuklir Rutherford dan teori kuantum Planck. Bohr pada tahun 1913 mengajukan teori atom dengan anggapan sebagai berikut.

1. Elektron bergerak mengelilingi inti atom dalam lintasan atau orbit yang berbentuk lingkaran.
2. Lintasan yang diperbolehkan adalah lintasan dengan momentum sudut elektron merupakan kelipatan bulat dari $h/2\pi$.
3. Apabila elektron bergerak dalam salah satu lintasan yang dibolehkan maka elektron tidak akan memancarkan energi. Elektron dalam lintasan ini berada dalam keadaan stasioner.
4. Apabila elektron pindah dari lintasan yang satu (dengan energi E_1) ke lintasan yang lain (dengan energi E_2) maka akan menyerap atau mengemisi energi sesuai dengan rumusan:

$$h\nu = E_2 - E_1 \quad \dots\dots\dots (1.25)$$

Atas dasar postulat ini Bohr menghitung jari-jari dan energi elektron dari lintasan yang dibolehkan, dan dari data ini ia menunjukkan bahwa spektrum yang didapat secara eksperimental dapat diterangkan secara teori.

Momentum adalah perkalian massa dengan kecepatan. Berdasarkan Gambar 1.9, momentum sudut dari suatu partikel yang berotasi adalah perkalian massa dengan dengan kecepatan sudut sehingga:

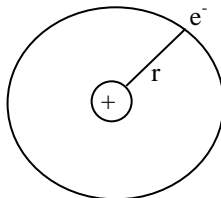
$$I \omega = m r^2 (v/r) = m v r \quad \dots\dots\dots (1.26)$$

$I = m r^2 =$ momen inersia, $\omega = v/r =$ kecepatan sudut, $m =$ massa partikel yang berotasi, $v =$ kecepatan linier, $r =$ jarak antara partikel ke pusat rotasi.

Dimensi dari momentum sudut adalah sama dengan dimensi tetapan Planck, h , yaitu $\text{kg m}^2\text{s}^{-1}$ atau J.s. Berdasarkan postulat Bohr yang kedua didapat:

$$m v r = n h/2\pi \quad \text{dengan } n = 1, 2, 3, \dots\dots\dots (1.27)$$

Bilangan bulat ini adalah *bilangan kuantum utama*. Hanya momentum sudut tertentu yang dibolehkan, dan besaran ini dikatakan terkuantisasi dalam satuan $h/2\pi$.



Gambar 1.9.
Model atom Bohr

Ukuran lintasan yang dibolehkan dapat dihitung sebagai berikut. Gaya sentrifugal rotasi harus diimbangi oleh gaya tarik ke inti. Gaya sentrifugal dinyatakan sebagai $f = ma$, dengan a berupa percepatan. Gaya Coulomb antara inti dan elektron e adalah e^2/r^2 . Pada keadaan seimbang berlaku:

$$m v^2/r = e^2/r^2 \quad \dots\dots\dots (1.28)$$

Dengan mengubah ungkapan ini dan dengan memasukkan kondisi kuantum dari persamaan 1.28 maka didapat:

$$r_n = n^2 h^2 / 4\pi^2 m e^2 \quad \text{dengan } n = 1, 2, 3, \dots\dots\dots (1.29)$$

Dengan demikian, jari-jari lintasan yang dibolehkan adalah:

$$r = n^2 (0,529) \text{ \AA} \quad \dots\dots\dots (1.30)$$

(Untuk memperoleh nilai numerik dari jari-jari dan juga nilai energi perlu memperhitungkan tetapan pada gaya Coulomb, yaitu $k = 1/4\pi\epsilon_0$).

Untuk mendapatkan nilai dari lintasan Bohr itu, harus dicari dahulu nilai dari tetapan Rydberg, R . Energi kinetik dari elektron dalam lintasan dinyatakan oleh $\frac{1}{2} m v^2$. Energi potensial dari elektron sebagai fungsi dari jarak dari inti dinyatakan oleh hukum Coulomb sebagai $-e^2/r$. Energi total dari elektron adalah:

$$\begin{aligned} E &= \text{energi kinetik} + \text{energi potensial} \\ &= \frac{1}{2} m v^2 - e^2/r \quad \dots\dots\dots (1.31) \end{aligned}$$

Dari persamaan 1.27 didapat hubungan $\frac{1}{2} m v^2 = e^2/2r$. Dengan mensubstitusikan ini ke dalam persamaan 1.30 didapat ungkapan:

$$E = e^2/2r - e^2/r = -e^2/2r \quad \dots\dots\dots (1.32)$$

Substitusi r dari persamaan 1.28 dan nilai numerik dari tetapan, menghasilkan:

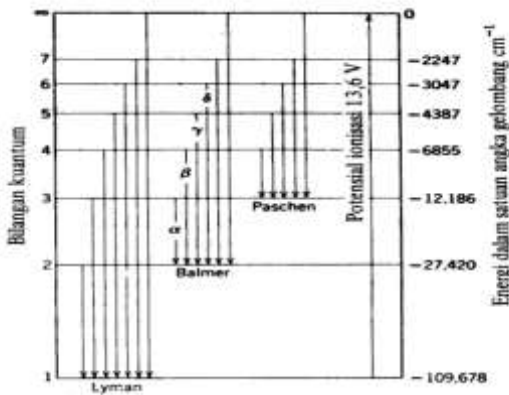
$$E = -\frac{2\pi^2 m e^4}{n^2 h^2} = -\frac{109.737,31 hc}{n^2} = -\frac{Rhc}{n^2} \quad \dots (1.32)$$

Dari percobaan Balmer didapatkan $R' = 109.677,58 \text{ cm}^{-1}$, yang tidak jauh dari nilai yang didapatkan Bohr, yaitu $109.737,31 \text{ cm}^{-1}$ sehingga teori Bohr dapat dibenarkan. Bila lintasan berenergi tinggi mempunyai bilangan kuantum n_2 dan lintasan berenergi rendah bilangan kuantumnya n_1 maka bila

elektron loncat dari lintasan berenergi tinggi ke yang energi rendah, energi kuantumnya menjadi:

$$\Delta E = 109.737,31hc \left\{ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right\} \dots\dots\dots (1.33)$$

Dengan menggunakan persamaan ini transisi antara tingkat energi dapat diterangkan dan spektrum atom hidrogen dapat dijelaskan secara teoretis, seperti disajikan pada Gambar 1.10.



Gambar 1.10. Energi transisi dari garis spektrum atom hidrogen



LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi Kegiatan Belajar 3, silakan Anda mengerjakan latihan berikut ini!

- 1) Variabel apa saja yang mempengaruhi kecepatan suatu radiasi oleh suatu benda?
- 2) Apa yang dimaksud dengan hukum pergeseran Wien?
- 3) Apa yang dimaksud dengan fotoelektron?
- 4) Di ketahui fungsi kerja (*W*) logam Na = 2,3 eV, dan logam Cu = 4,5 eV. Bandingkan nilai frekuensi ambangnya dari kedua logam tersebut!
- 5) Hitung nilai panjang gelombang spektrum atom hidrogen deret Balmer yang dihasilkan dari transisi $n_2 = 3!$

Petunjuk Jawaban Latihan

- 1) Variabel yang mempengaruhi kecepatan suatu radiasi oleh suatu benda adalah suhu, luas permukaan dan sifat permukaan (kehitamannya).
- 2) Makin tinggi temperatur (T) maka λ_{maks} bergeser ke nilai yang lebih pendek.
Ingat! $\lambda_{\text{maks}} \times T = k$.
- 3) Fotoelektron adalah elektron yang lepas dari permukaan logam akibat dari dikenai cahaya yang mempunyai frekuensi melebihi nilai frekuensi ambang batas suatu logam.
- 4) Ingat! $1 \text{ eV} = 1,6021 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

$$W = h \cdot \nu_o$$

$$\text{Untuk Na: } \nu_o = \frac{W}{h} = \frac{2,31,6021 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 0,5557 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$\text{Untuk Cu: } \nu_o = \frac{W}{h} = \frac{4,51,6021 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 1,087 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Jadi, frekuensi ambang Cu lebih besar daripada frekuensi ambang Na.

- 5) Ingat! Untuk deret Balmer $n_1 = 2$

$$\begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) \\ &= 109677,76 \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right) \text{ cm}^{-1} \\ \lambda &= 6564 \cdot 10^{-8} \text{ cm} = 656,4 \text{ nm} \end{aligned}$$

**RANGKUMAN**

Kecepatan penyerapan radiasi oleh suatu benda dipengaruhi oleh: suhu, luas permukaan penyerap, dan sifat permukaan. Cahaya yang semula dipandang sebagai gelombang dengan persamaan dasar $\nu = \frac{c}{\lambda}$, ternyata dengan fenomena radiasi benda hitam yang melahirkan teori Cahaya dari Planck dengan dasar

$E = h \cdot \nu$. Planck memandang cahaya sebagai partikulat-partikulat yang disebut foton. Setiap foton mempunyai energi yang terkuantisasi sehingga disebut pula cahaya terdiri dari kuantum-kuantum energi. Dengan teori Planck ini dapat pula dijelaskan efek fotolistrik. Pada efek fotolistrik, fotoelektron-fotoelektron yang lepas dengan kecepatan tertentu dari permukaan logam adalah akibat dari sinar cahaya atau cahaya yang dijatuhkan pada permukaan logam tersebut. Masing-masing logam memerlukan frekuensi tertentu yang berbeda agar terjadi fotoelektron yang disebut frekuensi ambang. Hubungan frekuensi cahaya, frekuensi ambang dan energi fotoelektron adalah berikut ini.

$$h \nu = h \nu_0 + \frac{1}{2} m v^2$$

Dengan adanya teori Planck, spektrum atom hidrogen juga dapat dijelaskan dengan baik oleh Bohr dengan model atomnya yaitu:

$$\Delta E = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = h.c.\bar{\nu} = h.c.R \left\{ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right\}$$

dimana ΔE adalah perbedaan tingkat energi yang satu dengan tingkat energi yang lain pada orbit yang dibolehkan dan terkuantisasi.



TES FORMATIF 3

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Ungkapan “malapetaka ultraviolet” (*ultraviolet catastrophe*) untuk menunjukkan kelemahan dari teori cahaya oleh
 - A. Planck
 - B. Rayleght-Jean
 - C. Wien
 - D. Pringsheim

- 2) Persamaan yang diperoleh Rayleght-Jean mengenai radiasi oleh benda hitam berlaku hanya pada
 - A. panjang gelombang (λ) pendek
 - B. panjang gelombang (λ) panjang
 - C. panjang gelombang (λ) pendek dan panjang gelombang (λ) panjang
 - D. panjang gelombang (λ) pendek atau panjang gelombang (λ) panjang

- 3) Suatu benda pada suhu 20°C dapat mengemisi radiasi panas maksimum pada panjang gelombang
- $1,44 \mu\text{m}$
 - $2,89 \mu\text{m}$
 - $7,43 \mu\text{m}$
 - $9,89 \mu\text{m}$
- 4) Istilah fotoelektron digunakan untuk menyatakan arus elektron-elektron logam
- yang dikenai cahaya.
 - yang diberi listrik bertegangan tinggi
 - sebagai elektrode pada sel Galvani
 - sebagai elektrode pada sel elektrolisis
- 5) Energi fotoelektron pada eksperimen efek fotolistrik *tidak* tergantung pada
- frekuensi radiasi yang mengenai logam
 - intensitas radiasi yang mengenai logam
 - panjang gelombang yang mengenai logam
 - angka gelombang yang mengenai logam
- 6) Jika fungsi kerja W logam Cu adalah $4,5 \text{ eV}$ maka cahaya yang dapat menghasilkan fotoelektron dari logam tembaga harus mempunyai frekuensi lebih besar dari
- $4,591 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$
 - $1,087 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$
 - $1,201 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$
 - $2,762 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$
- 7) Dari soal nomor 6, cahaya yang dapat menghasilkan fotoelektron adalah cahaya
- merah
 - kuning
 - hijau
 - ultraviolet
- 8) Jika fungsi kerja suatu logam $4,52 \text{ eV}$, dan logam disinari cahaya yang panjang gelombangnya 200 nm maka energi kinetik maksimum fotoelektron adalah
- $4,52 \text{ eV}$
 - $2,26 \text{ eV}$

- C. 1,68 eV
D. 1,13 eV
- 9) Pada model atom Bohr, jari-jari orbit elektron berbanding
A. lurus dengan n (n = bilangan kuantum)
B. lurus dengan n^2
C. terbalik dengan n
D. terbalik dengan n^2
- 10) Bilangan gelombang minimum yang diharapkan terdapat pada deret Lyman dari spektrum atom hidrogen adalah
A. $1,097409 \cdot 10^5 \text{ cm}^{-1}$
B. $8,2305 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}$
C. $6,13065 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}$
D. $5,51051 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}$

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 3 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 3.

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah Jawaban yang Benar}}{\text{Jumlah Soal}} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan: 90 - 100% = baik sekali
80 - 89% = baik
70 - 79% = cukup
< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan modul selanjutnya. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 3, terutama bagian yang belum dikuasai.

Kunci Jawaban Tes Formatif

Tes Formatif 1

- 1) B. C_3
- 2) C. NH_3
- 3) A. HCl
- 4) B. H_2O
- 5) C. BF_3
- 6) C. BF_3
- 7) A. E
- 8) D. NH_3
- 9) D. C_2 , C_∞ , dan σ_v
- 10) A. C_6 (sebagai sumbu utama), C_2 , i , σ_h , dan σ_v

Tes Formatif 2

- 1) D. Yang tepat, yaitu D
- 2) C.
$$v = \frac{\lambda}{c}$$
- 3) A. $6,0 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$
- 4) B. $2,0 \cdot 10^{-18} \text{ J}$
- 5) C. 0,05 nm
- 6) D. $2,5 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}$
- 7) B. $4,0 \cdot 10^{-28} \text{ J}$
- 8) D. 100 nm
- 9) A. tunggal < ganda < tripel
- 10) A. $9,2 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}$

Tes Formatif 3

- 1) B. Rayleight-Jean
- 2) B. hanya pada panjang gelombang (λ) panjang
- 3) D. 9,89 μm
- 4) A. logam yang dikenai cahaya
- 5) B. intensitas radiasi yang mengenai logam
- 6) B. $1,087 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$
- 7) D. ultraviolet
- 8) C. 1,68 eV
- 9) B. berbanding lurus dengan n^2
- 10) B. $8,2305 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}$

Daftar Pustaka

- Ahmad, Hiskia. (1985). *Buku Materi Pokok Kimia Dasar*. Jakarta: Universitas Terbuka.
- Beiser, A. (1981). *Concepts of Modern Physics*. 3rd Ed. New York: McGraw-Hill Inc.
- Bird, Tony. (1987). *Kimia Fisik untuk Universitas*. Jakarta: Gramedia.
- Creswell, C.J. dkk. (1972). *Analisis Spektrum Senyawa Organik*. Terjemahan oleh Kosasih Padmawinata. 1982. Bandung: ITB.
- Day, R.A. and Underwood, A.L. (1980). *Quantitative Analysis*. 4th Ed. Englewood Cliffs: Prentice-Hall Inc.
- Hanna, M.W. (1981). *Quantum Mechanics in Chemistry*. 3rd Ed. California: The Benjamin/Cumings Publishing.
- Sunarya, Yayan. (2003). *Ikatan Kimia*. Bandung: UPI.
- Surdia, N.M. (1993). *Ikatan dan Struktur Molekul*. Jakarta: Depdikbud.