

MODUL AJAR KIMIA DASAR 1

Oleh
Asih Wijayanti



KATA PENGANTAR

Kimia dasar merupakan salah satu fondasi utama dalam memahami berbagai fenomena alam serta aplikasi ilmu kimia dalam kehidupan sehari-hari. Kimia Dasar 1 melanjutkan konsep-konsep yang telah dipelajari sebelumnya, dengan fokus pada prinsip-prinsip lanjutan seperti konversi satuan, stokiometri, redoks, konsep atom, konsep kalor, gas, dan termodinamika. Pemahaman yang baik terhadap materi ini akan memberikan landasan kuat bagi mahasiswa dalam mendalami bidang ilmu kimia lebih lanjut, baik dalam aspek teoritis maupun aplikatif.

Modul ajar ini disusun untuk memberikan pemahaman yang sistematis dan komprehensif mengenai konsep-konsep tersebut, disertai dengan contoh aplikasi dan penyelesaian masalah yang relevan. Setiap bab dalam modul ini dirancang agar mudah dipahami, dengan penyajian materi yang jelas dan dilengkapi dengan latihan soal guna meningkatkan keterampilan analitis mahasiswa.

Kami berharap modul ini dapat menjadi referensi yang bermanfaat dalam proses pembelajaran, serta membantu mahasiswa dalam mengembangkan pemahaman yang lebih mendalam mengenai ilmu kimia. Semoga modul ini dapat menjadi panduan yang efektif dalam meningkatkan kompetensi dan kesiapan mahasiswa dalam menghadapi tantangan di dunia akademik maupun profesional.

Selamat belajar dan semoga modul ini bermanfaat.

Tim Penulis

SILABUS MATA KULIAH KIMIA DASAR I



UNIVERSITAS
TRISAKTI
JAKARTA

Dokumen Level :
RPS

Kode/No :
DU1.2.4-KUR-04.RPS/ ABS 6213

Judul :
Rencana Pembelajaran Semester

Tanggal Dikeluarkan :
15 Agustus 2021

Ruang Lingkup:
Program Studi Teknik Lingkungan


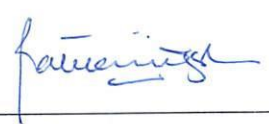



No. Revisi :
0.

RENCANA PEMBELAJARAN SEMESTER (RPS)

MATA KULIAH : KIMIA DASAR 1

Digunakan untuk melengkapi :

Kurikulum Operasional Program Studi

Proses	PENANGGUNG JAWAB		
	Nama	Jabatan	Tanda Tangan
1. Perumusan	Ir. Asih Wijayanti, M.Si	Dosen Pengampu	
2. Pemeriksaan	Dr. Ir. Ratnaningsih Ruhiyat, MT	Kelompok Bidang Ilmu	
3. Persetujuan	Ir. Ety Indrawati, M.Si	Ketua Jaminan Mutu Fakultas	
4. Penetapan	Pramiati Purwaningrum, ST., MT	Ketua Program Studi Teknik Lingkungan	
5. Pengendalian	Dr. Rositayanti Hadisoebroto, ST., MT	Kepala Urusan Administrasi Prodi Teknik Lingkungan	

2. CAPAIAN PEMBELAJARAN PROGRAM STUDI

Tabel 1. Capaian Pembelajaran Lulusan (CPL) Program Studi

KODE	DESKRIPSI CPL
S.1	Mampu bertanggung jawab dan mematuhi etika profesi dalam menyelesaikan permasalahan teknik lingkungan
S.2	Mampu menunjukkan tanggung jawab agama, sosial budaya serta terhadap negara dan bangsa
P.1	Mampu menerapkan matematika, ilmu pengetahuan alam, ekologi, teknologi informasi dan ilmu teknik untuk mendapatkan pemahaman menyeluruh tentang prinsip-prinsip keteknikan
P.2	Mampu menerapkan konsep teoritis sains-rekayasa (engineering sciences), prinsip-prinsip rekayasa (engineering principles), dan perancangan rekayasa untuk analisis permasalahan lingkungan dan perancangan sistem pengelolaan lingkungan
P.3	Mampu untuk melaksanakan pembelajaran sepanjang hayat, termasuk pengetahuan terkait isu-isu kekinian yang relevan
KU.1	Mampu menerapkan metode, keterampilan dan piranti teknik yang mutakhir untuk merumuskan, menganalisis dan menyelesaikan permasalahan Teknik lingkungan
KU.2	Mampu berkomunikasi baik melalui lisan, tulisan, maupun gambar teknik secara efektif serta berinteraksi dan berkolaborasi dalam tim multidisiplin dan lintas budaya
KK.1	Mampu melaksanakan dan mendesain penelitian laboratorium dan lapangan serta menganalisis dan mengartikan data untuk memperkuat penilaian teknis
KK.2	Mampu mendesain komponen, sistem dan/atau proses di bidang Teknik Lingkungan sesuai dengan standar teknis, penerapan, keandalan, dan keberlanjutannya untuk memenuhi kebutuhan yang diharapkan di dalam batasan-batasan realistis, dengan mempertimbangkan aspek-aspek ekonomi, sosial, kesehatan dan keselamatan publik, keberlanjutan serta untuk mengenali dan/atau memanfaatkan potensi sumber daya lokal dan nasional dengan wawasan global

Tabel 2. Capaian Pembelajaran Lulusan yang Dibebankan pada Mata Kuliah

KODE	DESKRIPSI CPL
P.1	Mampu menerapkan matematika, ilmu pengetahuan alam, ekologi, teknologi informasi dan ilmu teknik untuk mendapatkan pemahaman menyeluruh tentang prinsip-prinsip keteknikan

Tabel 3. Pemetaan Keterkaitan Capaian Pembelajaran Mata Kuliah dengan CPL

KODE CPL	KODE CPMK	DESKRIPSI CPMK
P.1	P1.CPMK-1	Mampu menerapkan prinsip dan konsep ilmu alam, ilmu teknik untuk penyelesaian berbagai masalah kimia di bidang lingkungan

Tabel 4. Sub Capaian Pembelajaran Mata Kuliah

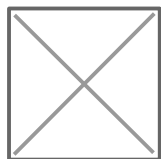
KODE CPL	KODE CPMK	DESKRIPSI Sub CPMK
	P1.CPMK-1.1	Memahami sistem satuan internasional dalam berbagai pengukuran dan perhitungan kimia
	P1.CPMK-1.2	Mampu menghitung stoikiometri dalam kimia serta aplikasinya
	P1.CPMK-1.3	Memahami dan mampu mereaksikan zat dalam perhitungan kimia
	P1.CPMK-1.4	Mampu menghitung reaksi Redoks setengah reaksi
	P1.CPMK-1.5	Mampu menghitung reaksi Redoks bilangan oksidasi
	P1.CPMK-1.6	Memahami konsep atom dan sistem keperiodikannya

P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.7	Memahami dan mampu menghitung, mereaksikan gas
		P1.CPMK-1.8	Memahami konsep kalor dan energi
		P1.CPMK-1.9	Memahami dan mampu menjelaskan ruang lingkup Termodinamika 1
		P1.CPMK-1.10	Memahami dan mampu menjelaskan ruang lingkup Termodinamika 2 dan 3
		P1.CPMK-1.11	Memahami Sifat konsep larutan
		P1.CPMK-1.12	Mampu membedakan sifat bahan berdasarkan ikatan kimianya
		P1.CPMK-1.13	Mampu memahami reaksi dalam kesetimbangan
		P1.CPMK-1.14	Mampu memahami dan menerapkan pengaruh tekanan pada reaksi kesetimbangan

3. RENCANA PEMBELAJARAN SEMESTER (RPS)

3.1 Muatan RPS

Tabel 5. Format dan Muatan RPS



UNIVERSITAS TRISAKRI
FAKULTAS ARSITEKTUR LANSKAP DAN TEKNOLOGI
LINGKUNGAN
PROGRAM STUDI TEKNIK LINGKUNGAN RENCANA
PEMBELAJARAN SEMESTER

Kode : DU1.2.4-KUR-04.RPS/ABS6312

Program Studi : TEKNIK LINGKUNGAN	Semester : Gasal 2022/2023 (R);Jenis Mata Kuliah : Wajib Kode Mata Kuliah : ABS6312 SKS : 3.00
Mata Kuliah : Kimia Dasar I	Dosen : 1. 3854 Sheilla Megagupita Putri Marendra, S.T., M.T. 2. 1684 Ir. Asih Wijayanti, M.Si.
MK Prasyarat :	
Tidak ada prasyarat;	

#Session	SLO	Learning Material	Learning Methods	Time in Minute	Std	Reference Assessment Experience
----------	-----	-------------------	------------------	-------------------	-----	------------------------------------

1	1. Memahami sistem satuan internasional dalam berbagai pengukuran dan perhitungan kimia	1. Besaran dan satuan 2. Konversi satuan dan faktor konversi satuan 3. Bilangan baku	<ul style="list-style-type: none"> • Tutorial (kuliah tatap muka) 	100.00	Pengenalan terkait besaran dan satuan, konversi satuan	<ul style="list-style-type: none"> • Ujian Tengah Semester - 5.00 %
---	---	--	--	--------	--	--

2	1. Mampu menghitung stoikiometri dalam kimia serta aplikasinya	Stoikiometri 1. Massa atom relatif dan massa Molar 2. Komposisi atom dalam senyawa 3. Rumus empiris dan rumus molekul	<ul style="list-style-type: none"> Tutorial (kuliah tatap muka) Cooperation (latihan perhitungan stoikiometri) Diskusi 	100.00	Diskusi teori dan latihan perhitungan Stoikiometri mengenai Massa atom relatif, molar, atom, senyawa	<ul style="list-style-type: none"> Ujian Tengah Semester - 5.00 % Tugas - 5.00 %
3	1. Memahami dan mampu mereaksikan zat dalam perhitungan kimia	1 Persamaan reaksi 2. Konsep mol dan stoikiometri reaksi 3. Pereaksi pembatas 4. Rendemen 5. Reaksi dalam larutan berair	<ul style="list-style-type: none"> Tutorial (kuliah tatap muka) Cooperation (latihan soal) 	100.00	Latihan perhitungan persamaan reaksi	<ul style="list-style-type: none"> Ujian Tengah Semester - 5.00 %
4	1. Mampu menghitung reaksi Redoks setengah reaksi	Reaksi Reduksi-Oksidasi dengan cara setengah reaksi	<ul style="list-style-type: none"> Tutorial (kuliah tatap muka) Cooperation (latihan soal) 	100.00	Latihan soal perhitungan Redoks dan tugas mandiri	<ul style="list-style-type: none"> Ujian Tengah Semester - 5.00 % Tugas - 5.00 %
5	1. Mampu menghitung reaksi Redoks bilangan oksidasi	Reaksi Reduksi-Oksidasi dengan cara bilangan oksidasi	<ul style="list-style-type: none"> Tutorial (kuliah tatap muka) Cooperation (latihan soal) 	100.00	Latihan soal perhitungan Redoks	<ul style="list-style-type: none"> Ujian Tengah Semester - 5.00 %

6	1. Memahami konsep atom dan sistem keperiodikannya	1 Struktur atom 2. Atom, molekul, dan ion 3 Senyawa ionik dan molekuler 4 Perkembangan sistem periodik unsur 5 Pengelompokkan unsur pada sistem periodik unsur 6 Sifat-sifat periodik unsur	<ul style="list-style-type: none"> • Tutorial (kuliah tatap muka) • Diskusi 	100.00	Diskusi mengenai struktur atom dan unsur periodik	<ul style="list-style-type: none"> • Ujian Tengah Semester - 5.00 %
7	1. Memahami dan mampu menghitung, mereaksikan gas	1 Sifat Gas 2. Hukum Gas 3. Aplikasi Hukum Gas Ideal 4. Perhitungan kimia pada reaksi fasa gas	<ul style="list-style-type: none"> • Tutorial (kuliah tatap muka) • Diskusi 	100.00	Diskusi mengenai teori hukum-hukum Gas	<ul style="list-style-type: none"> • Ujian Tengah Semester - 5.00 %
8	1. Memahami konsep kalor dan energi	Thermokimia, Eugenetika	<ul style="list-style-type: none"> • Tutorial (kuliah tatap muka) • Diskusi 	100.00	Diskusi teori konsep kalor dan energi	<ul style="list-style-type: none"> • Ujian Akhir Semester - 5.00 %
9	1. Memahami dan mampu menjelaskan ruang lingkup Termodinamika 1	Termodinamika 1. Sistem 2. Kerja dan Energi 3. Panas 4. Hukum I Termodinamika 5. Entalpi	<ul style="list-style-type: none"> • Tutorial (kuliah tatap muka) • Presentasi (Kelompok) 	100.00	Presentasi PPT tugas kelompok	<ul style="list-style-type: none"> • Ujian Akhir Semester - 5.00 % • Tugas - 5.00 %

10	1. Memahami dan mampu menjelaskan ruang lingkup Termodinamika 2 dan 3	Thermodinamika 6 Hukum II dan III Termodinamika 7. Entropi 8. Energi Bebas Gibbs	<ul style="list-style-type: none"> • Tutorial (kuliah tatap muka) • Presentasi (Kelompok) 	100.00	Presentasi PPT tugas kelompok	<ul style="list-style-type: none"> • Ujian Akhir Semester - 5.00 % • Tugas - 5.00 %
11	1. Memahami Sifat konsep larutan	Sifat-Sifat Kelarutan (sifat koligatif larutan)	<ul style="list-style-type: none"> • Tutorial (kuliah tatap muka) • Diskusi 	100.00	Diskusi mengenai sifat-sifat kelarutan	<ul style="list-style-type: none"> • Ujian Akhir Semester - 5.00 %
12	1. Mampu membedakan sifat bahan berdasarkan ikatan kimianya	Kimia Organik: 1 Tinjauan Umum Kimia Organik. 2 Ikatan antar atom ionik dan kovalen. 3 Rumus molekul, struktur, alotrop, ikatan antar senyawa polar (ikatan hidrogen)	<ul style="list-style-type: none"> • Tutorial (kuliah tatap muka) • Cooperation (latihan soal) 	100.00	Latihan soal ikatan antar atom, rumus molekul, senyawa polar	<ul style="list-style-type: none"> • Ujian Akhir Semester - 5.00 %
13	1. Mampu memahami reaksi dalam kesetimbangan	Kesetimbangan Kimia 1 Menegakkan kesimbangan kimia 2 Pengaruh sifat dasar pereaksi	<ul style="list-style-type: none"> • Tutorial (kuliah tatap muka) • Cooperation (latihan soal) 	100.00	Teori kesetimbangan dan latihan soal pereaksi	<ul style="list-style-type: none"> • Ujian Akhir Semester - 5.00 % • Tugas - 5.00 %

14

1. Mampu memahami dan menerapkan pengaruh tekanan pada reaksi kesetimbangan

Kesetimbangan Kimia 3 Pengaruh konsentrasi dan Kc 4. Pengaruh tekanan dan Kp

Tutorial
• (kuliah tatap muka)
• Cooperation (latihan soal)

100.00

latihan soal Kc dan Kp

- Ujian Akhir Semester - 5.00 %
- Tugas - 5.00 %

4. RENCANA PENILAIAN & RUBRIK

4.1. Rencana Penilaian CPMK

Tabel 7. Hubungan CPL, CPMK dan Pertemuan Mingguan

Level	CPL	CPMK	Sub CPMK	Minggu Pertemuan dan Assessment
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.1	Minggu ke-1 Assessment: Ujian Tengah Semester (5.00%)
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.2	Minggu ke-2 Assessment: Tugas (5.00%) Minggu ke-2 Assessment: Ujian Tengah Semester (5.00%)
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.3	Minggu ke-3 Assessment: Ujian Tengah Semester (5.00%)
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.4	Minggu ke-4 Assessment: Tugas (5.00%) Minggu ke-4 Assessment: Ujian Tengah Semester (5.00%)
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.5	Minggu ke-5 Assessment: Ujian Tengah Semester (5.00%)
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.6	Minggu ke-6 Assessment: Ujian Tengah Semester (5.00%)
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.7	Minggu ke-7 Assessment: Ujian Tengah Semester (5.00%)
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.8	Minggu ke-8 Assessment: Ujian Akhir Semester (5.00%)
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.9	Minggu ke-9 Assessment: Tugas (5.00%) Minggu ke-9 Assessment: Ujian Akhir Semester (5.00%)
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.10	Minggu ke-10 Assessment: Tugas (5.00%) Minggu ke-10 Assessment: Ujian Akhir Semester (5.00%)
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.11	Minggu ke-11 Assessment: Ujian Akhir Semester (5.00%)
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.12	Minggu ke-12 Assessment: Ujian Akhir Semester (5.00%)
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.13	Minggu ke-13 Assessment: Tugas (5.00%) Minggu ke-13 Assessment: Ujian Akhir Semester (5.00%)
HEIGHT	P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.14	Minggu ke-14 Assessment: Tugas (5.00%) Minggu ke-14 Assessment: Ujian Akhir Semester (5.00%)

Tabel 8. Rincian Bobot Penilaian UTS dan Sesi Pertemuan

UTS										
Materi Sesi			M1	M2	M3	M4	M5	M6	M7	TOTAL
CPL	CPMK	Sub CPMK	#A1	#A2	#A3	#A4	#A5	#A6	#A7	
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.1	5.00%							5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.2		5.00%						5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.3			5.00%					5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.4				5.00%				5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.5					5.00%			5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.6						5.00%		5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.7							5.00%	5%
TOTAL										35%

Tabel 9. Rincian Bobot Penilaian UAS dan Sesi Pertemuan

UAS										
Materi Sesi			M8	M9	M10	M11	M12	M13	M14	TOTAL
CPL	CPMK	Sub CPMK	#A8	#A9	#A10	#A11	#A12	#A13	#A14	
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.8	5.00%							5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.9		5.00%						5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.10			5.00%					5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.11				5.00%				5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.12					5.00%			5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.13						5.00%		5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.14							5.00%	5%
TOTAL										35%

Tabel 10. Rincian Bobot Penilaian Laporan Praktikum dan Sesi Pertemuan

PRAKTIKUM																	
Materi Sesi			M1	M2	M3	M4	M5	M6	M7	M8	M9	M10	M11	M12	M13	M14	TOTAL
CPL	CPMK	Sub CPMK	#A1	#A2	#A3	#A4	#A5	#A6	#A7	#A8	#A9	#A10	#A11	#A12	#A13	#A14	
TOTAL																	0%

Tabel 11. Rincian Bobot Penilaian Tugas dan Sesi Pertemuan

TUGAS																	
Materi Sesi			M1	M2	M3	M4	M5	M6	M7	M8	M9	M10	M11	M12	M13	M14	TOTAL
CPL	CPMK	Sub CPMK	#A1	#A2	#A3	#A4	#A5	#A6	#A7	#A8	#A9	#A10	#A11	#A12	#A13	#A14	
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.2		5.00%													5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.4				5.00%											5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.9									5.00%						5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.10										5.00%					5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.13													5.00%		5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.14														5.00%	5%
TOTAL																	30%

Tabel 12. Pemetaan Rencana Penilaian Setiap Instrument Penilaian

Materi Sesi			Minggu Ke -																		TOTAL		
			M1	M2		M3	M4		M5	M6	M7	M8	M9		M10		M11	M12	M13			M14	
Komponen			UTS	TG	UTS	UTS	TG	UTS	UTS	UTS	UTS	UAS	TG	UAS	TG	UAS	UAS	UAS	TG	UAS	TG	UAS	
CPL	CPMK	Sub CPMK	A1	A2	A3	A4	A5	A6	A7	A8	A9	A10	A11	A12	A13	A14	A15	A16	A17	A18	A19	A20	Bobot
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.1	5.00%																				5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.2		5.00%	5.00%																		10%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.3				5.00%																	5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.4					5.00%	5.00%															10%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.5							5.00%														5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.6								5.00%													5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.7									5.00%												5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.8										5.00%											5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.9											5.00%	5.00%									10%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.10													5.00%	5.00%							10%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.11															5.00%						5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.12																5.00%					5%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.13																	5.00%	5.00%			10%
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.14																			5.00%	5.00%	10%
TOTAL			5	5	5	5	5	5	5	5	5	5	5	5	5	5	5	5	5	5	5	5	100

Catatan : total presentase semua instrument dan total seluruh sesi harus sama dengan 100%

Tabel 13. Rencana Penilaian dan Instrument Penilaian

CPL	CPMK	Sub CPMK	Instrument
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.1	UTS
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.2	TG UTS
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.3	UTS
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.4	TG UTS
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.5	UTS
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.6	UTS
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.7	UTS
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.8	UAS
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.9	TG UAS
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.10	TG UAS
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.11	UAS
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.12	UAS
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.13	TG UAS
P.1	P1.CPMK-1	P1.CPMK-1.14	TG UAS

Tabel 14. Indikator

Penilaian

Kategori Penilaian	Range Penilaian	Nilai
Sangat Baik	≥ 80	4
Baik	68 - 79,99	3
Cukup	56 - 67,99	2
Kurang	<	1

BAB 1

Besaran, Satuan dan Konversi

+ Defenisi

Ilmu kimia merupakan bagian dari ilmu pengetahuan alam yang mempelajari tentang struktur dan sifat materi (zat), perubahan materi (zat) dan energi yang menyertai perubahan tersebut

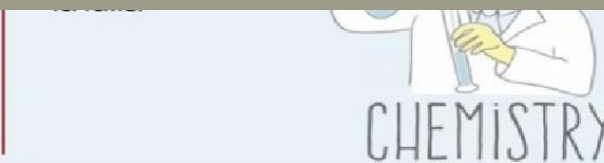
Beberapa cabang-cabang ilmu kimia :

1. Kimia analitik adalah analisis cuplikan bahan untuk memperoleh pemahaman tentang susunan kimia dan strukturnya. Kimia analitik melibatkan metode eksperimen standar dalam kimia.
2. Biokimia mempelajari senyawa kimia, reaksi kimia, dan interaksi kimia yang terjadi dalam organisme hidup
3. Kimia organik mengkaji struktur, sifat, komposisi, mekanisme, dan reaksi senyawa organik. Suatu senyawa organik didefinisikan sebagai segala senyawa yang berdasarkan rantai karbon.
4. Kimia anorganik mengkaji sifat-sifat dan reaksi senyawa anorganik. Perbedaan antara bidang organik dan anorganik tidaklah mutlak dan banyak terdapat tumpang tindih, khususnya dalam bidang kimia organologam.

Seperti penemuan polimer karet, plastik, nilon, fiber glass dan lain sebagainya

3. Bahan Pangan dan Pertanian

Industri pertanian menjadi sumber ketersediaan bahan pangan untuk manusia.



+ Pemanfaatan Ilmu Kimia

Ilmu kimia mempunyai peranan yang sangat penting pada semua bidang pengetahuan alam. Berikut ini beberapa peran ilmu kimia dalam beberapa bidang.

1. Kesehatan dan Kedokteran

Ilmu kimia berperan dalam usaha preventif menghindarkan diri dari penyakit maupun bagaimana mengobati jika sudah terjangkit suatu penyakit. Pembuatan vaksin untuk pencegahan/preventif penyakit dan pembuatan obat-obatan memerlukan ilmu kimia disamping juga harus berkolaborasi dengan cabang ilmu yang lain.

2. Teknologi Bahan

Pemahaman yang baik tentang struktur zat sangat berperan penting dalam penemuan material-material baru yang mendukung perkembangan teknologi. Seperti penemuan polimer karet, plastik, nilon, fiber glass dan lain sebagainya

3. Bahan Pangan dan Pertanian

Industri pertanian menjadi sumber ketersediaan bahan pangan untuk manusia.

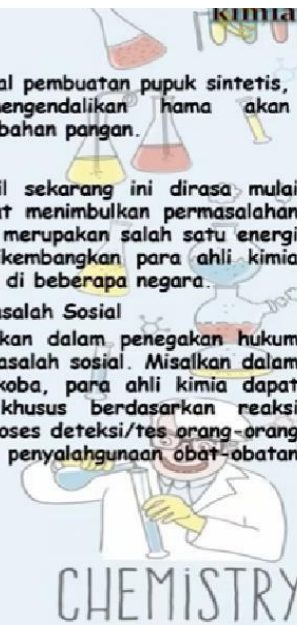
Peran ilmu kimia dalam hal pembuatan pupuk sintesis, obat-obatan untuk mengendalikan hama akan mengoptimalkan produksi bahan pangan.

4. Energi dan Lingkungan

Pemanfaatan energi fosil sekarang ini dirasa mulai kurang efektif dan dapat menimbulkan permasalahan lingkungan. Energi nuklir merupakan salah satu energi alternatif yang telah dikembangkan para ahli kimia dan sudah pula digunakan di beberapa negara.

5. Penegakan Hukum dan Masalah Sosial

Ilmu kimia juga dibutuhkan dalam penegakan hukum dan upaya pencegahan masalah sosial. Misalkan dalam hal penyalahgunaan Narkoba, para ahli kimia dapat menciptakan alat-alat khusus berdasarkan reaksi kimia yang khas untuk proses deteksi/tes orang-orang yang dicurigai melakukan penyalahgunaan obat-obatan tertentu.



+ Materi dan Klasifikasi

Materi adalah segala sesuatu yang mempunyai massa dan menempati ruang. Air, Udara, Pasir, dan makhluk hidup adalah beberapa contoh materi

Unsur, Senyawa, dan Campuran

Unsur : Zat tunggal yang tidak dapat dipisahkan dengan reaksi kimia biasa.

Contoh :

- Unsur Hidrogen
- Unsur Oksigen
- Unsur Besi, dll

Senyawa : Gabungan dari dua atau lebih unsur dengan perbandingan tertentu dan tetap. Contohnya air (H_2O) adalah gabungan dari 2 unsur hidrogen (H) dan satu atom oksigen (O)

Campuran : Gabungan dari dua atau lebih senyawa yang dapat dipisahkan dan sifat-sifat zat penyusunnya tidak berubah. Campuran dibagi pula menjadi 2 jenis yaitu campuran Homogen dan campuran Heterogen

- **Besaran:**

Adalah segala sesuatu yang mempunyai nilai, segala sesuatu yang dapat dinyatakan dengan angka. Sesuatu yang dapat diukur dinyatakan dengan angka (kuantitatif).

Contoh : panjang, massa, waktu, suhu, dll.

Dalam fisika besaran dibedakan menjadi dua yaitu **besaran pokok** dan **besaran turunan**.

Besaran dan satuan yang digunakan dalam SI *

International System (SI)			Sistem Internasional (SI)		
Quantities	Units	Symbol	Besaran	Satuan	Dimensi
mass	kilogram	kg	massa	kilogram (kg)	(L)
length	meter	m	panjang	meter (m)	(M)
time	second	s	waktu	sekon (s)	(T)
<i>Electric Current</i>	<i>ampere</i>	<i>A</i>	Arus Listrik	Ampere (A)	(I)
<i>Temperature</i>	<i>kelvn</i>	<i>K</i>	Temperatur	Kelvin (K)	(θ)
<i>Amount of substance</i>	<i>mole</i>	<i>mol</i>	Jumlah Zat	mol (mol)	(N)
<i>Light Intensity</i>	<i>candela</i>	<i>Cd</i>	Intensitas Cahaya	Candela (cd)	(j)

- **Satuan :**

Ukuran dari suatu besaran ditetapkan sebagai satuan.

Contoh :

- meter, kilometer → satuan panjang
- detik, menit, jam → satuan waktu
- gram, kilogram → satuan massa
- dll.

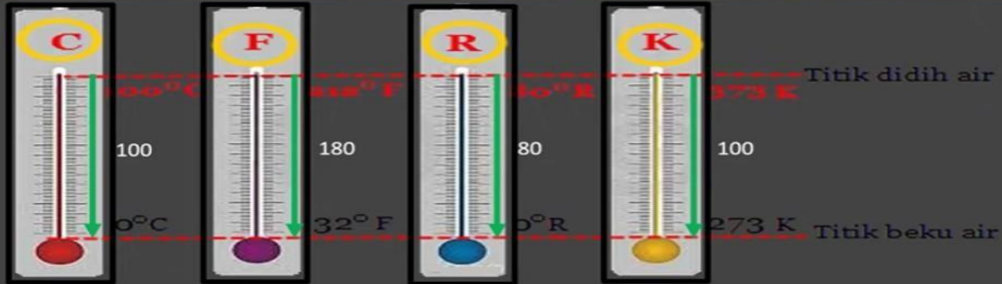
- **Sistem satuan :** ada 2 macam

1. Sistem Metrik : a. mks (meter, kilogram, sekon)
b. cgs (centimeter, gram, sekon)
2. Sistem Non metrik (sistem British)

Besaran Turunan dan Dimensi

NO	Besaran	Rumus	Dimensi
1	Luas	panjang x lebar	[L] ²
2	Volume	panjang x lebar x tinggi	[L] ³
3	Massa Jenis	$\frac{\text{massa}}{\text{volume}}$	[m] [L] ⁻³
4	Kecepatan	$\frac{\text{perpindahan}}{\text{waktu}}$	[L] [T] ⁻¹
5	Percepatan	$\frac{\text{kecepatan}}{\text{waktu}}$	[L] [T] ⁻²
6	Gaya	massa x percepatan	[M] [L] [T] ⁻²
7	Usaha dan Energi	gaya x perpindahan	[M] [L] ² [T] ⁻²
8	Impuls dan Momentum	gaya x waktu	[M] [L] [T] ⁻¹

KONVERSI SATUAN/SKALA SUHU



$$C : F - 32 : R : K - 273$$

$$100 : 180 : 80 : 100$$

$$5 : 9 : 4 : 5$$

Penyelesaian : b. $36^{\circ}\text{R} = \dots^{\circ}\text{C} = \dots^{\circ}\text{F} = \dots\text{K}$

b. $36^{\circ}\text{R} = \dots^{\circ}\text{C}$

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{^{\circ}\text{R}} = \frac{5}{4}$$

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{36} = \frac{5}{4}$$

$$^{\circ}\text{C} = \frac{36 \times 5}{4} = 45^{\circ}\text{C}$$

b. $36^{\circ}\text{R} = \dots^{\circ}\text{F}$

$$\frac{(^{\circ}\text{F} - 32)}{^{\circ}\text{R}} = \frac{9}{4}$$

$$\frac{(^{\circ}\text{F} - 32)}{36} = \frac{9}{4}$$

$$^{\circ}\text{F} - 32 = \frac{36 \times 9}{4} = 81$$

$$^{\circ}\text{F} = 81 + 32 = 113^{\circ}\text{F}$$

b. $36^{\circ}\text{R} = \dots\text{K}$

$$\frac{(K - 273)}{^{\circ}\text{R}} = \frac{5}{4}$$

$$\frac{(K - 273)}{36} = \frac{5}{4}$$

$$K - 273 = \frac{36 \times 5}{4} = 45$$

$$K = 45 + 273 = 318\text{K}$$

FAKTOR KONVERSI

Faktor numeris yang digunakan untuk mengubah satuan suatu besaran kedalam satuan lain

$$\frac{1000\text{mg}}{1\text{g}}$$

$$\frac{6,23 \times 10^{23} \text{ part.}}{1 \text{ mol}}$$

$$\frac{1\text{L}}{1000\text{mL}}$$

$$\frac{1 \text{ menit}}{60 \text{ detik}}$$

$$\frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}}$$

BAB II

Stoichiometri

Oksidasi-Reduksi

PENGERTIAN REAKSI REDOKS

- Reaksi kimia dimana terjadi perubahan bilangan oksidasi (*Pengertian lebih luas*)
- Reaksi kimia dimana terjadi transfer elektron
- Reaksi kimia dimana terjadi pengikatan dan pelepasan oksigen (*pengertian lama*)

BILANGAN OKSIDASI

adalah muatan suatu atom / unsur dalam suatu molekul / senyawa yang ditentukan karena perbedaan harga elektronegatifitas.

Penentuan Bilangan Oksidasi

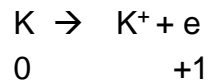
1. Bilangan oksidasi setiap atom dlm unsur bebas adalah nol. Misalnya unsur Cl = 0, B = 0
2. Bilangan oksidasi ion suatu atom sama dengan muatan ion tersebut.
 - a. $\text{Na}^+ \rightarrow$ biloks Na adalah +1
 - b. $\text{Fe}^{3+} \rightarrow$ biloks Fe adalah +3
3. Pada suatu senyawa atau ion, umumnya biloks atom untuk :
 - a. Golongan IA adalah +1
 - b. Golongan VIIA adalah -1
4. Bilangan oksidasi H dalam senyawa adalah +1, kecuali pada senyawa hidrida (NaH, LiH, CaH_2) bilangan oksidasi H = -1
5. Bilangan oksidasi O dlm senyawa adalah -2, kecuali pada senyawa peroksidaseperti H_2O_2 bilangan oksidasi O adalah -1. Dan pd senyawa superoksida seperti KO_2 , RbO_2 biloks O adalah $-\frac{1}{2}$.
Sementara untuk senyawa OF_2 biloks O adalah +2.
6. Jumlah total biloks atom dlm suatu senyawa adalah nol. Dan jumlah total biloks untuk senyawa bermuatan adalah besarnya sama dengan muatannya.
 - a. $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ total biloks sama dengan nol
 - b. $\text{CO}_3^{2-} \rightarrow$ total biloks sama dengan -2

REAKSI PARO

Reaksi redoks dpt dikatakan sbg reaksi gabungan antara 2 reaksi paro yaitu reaksi reduksi dan oksidasi
Reaksi oksidasi dpt mempunyai 3 pengertian :

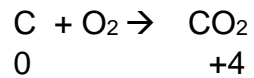
- a. Reaksi yg menyebabkan terjadinya kenaikan biloks.

Misalnya :



- b. Reaksi pengikatan oksigen.

Misalnya :



- c. Reaksi pelepasan hidrogen.

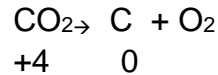
Reaksi reduksi dpt mempunyai 3 pengertian :

- a. Reaksi yg menyebabkan terjadinya penurunan biloks.



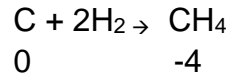
- b. Reaksi pelepasan oksigen.

Misalnya :



- c. Reaksi pengikatan hidrogen.

Misalnya :



PENYETARAAN REAKSI REDOKS

Ada 2 metode yg lebih eksak untuk menyetarakan suatu reaksi redoks, yaitu metode setengah reaksi dan metode bilangan oksidasi

Adapun pedoman penyetaraan reaksi redoks sebagai berikut :

- a. Dlm suasana asam => Pihak yg kurang O ditambah H₂O sebanyak kekurangannya, kemudian pihak yg lain ditambah H⁺ sehingga jumlah atom – atom sebelah kiri dan kanan tanda reaksi adalah sama
- b. Dlm suasana basa => Pihak yg kelebihan O ditambah H₂O sebanyak kelebihannya, kemudian pihak yg lain ditambah OH⁻ sehingga jumlah atom – atom sebelah kiri dan kanan tanda reaksi adalah sama

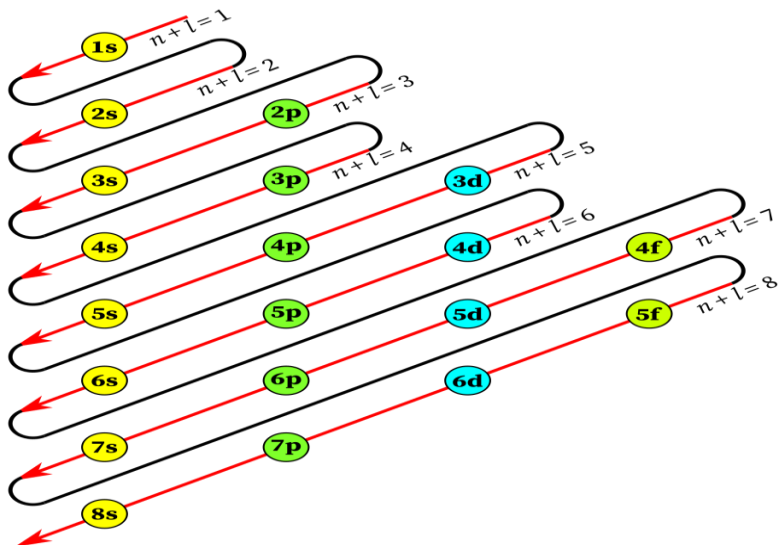
1. Metode $\frac{1}{2}$ reaksi atau metode ion elektron

Langkah – langkah penyetaraan reaksi model $\frac{1}{2}$ reaksi

- a. Cara reaksi paro oksidasi dan reaksi paro reduksi. Reaksi akan lebih mudah jika kita tulis dlm bentuk ion yg mengalami perubahan bilangan oksidasi saja.
- b. b. Setarakan O maupun H menggunakan prinsip diatas, baik dlm suasana asam maupun basa
- c. c. Samakan muatan dg menambahkan elektron masing – masing setengah reaksi redoks
- d. d. Samakan jumlah elektron di sebelah kiri dan kanan tanda reaksi (jml elektron merupakan kelipatan terkecil dari elektron di kiri dan kanan tanda reaksi

BAB III

Bilangan Kwantum



Bilangan Kuantum

Menyatakan kedudukan/letak elektron dalam atom

1. Bil. Kuantum Utama (n) menyatakan kulit tempat elektron berlokasi.
2. Bil. Kuantum Azimut (l) Menyatakan sub kulit tempat elektron berlokasi.
3. Bil. Kuantum Magnetik (m) Menyatakan Orbital tempat elektron berlokasi
4. Bil. Kuantum spin (s) Menyatakan arah rotasi elektron

Terdapat 4 Bilangan Kuantum

1. Bilangan Kuantum Utama (n) menyatakan kulit tempat elektron berlokasi.

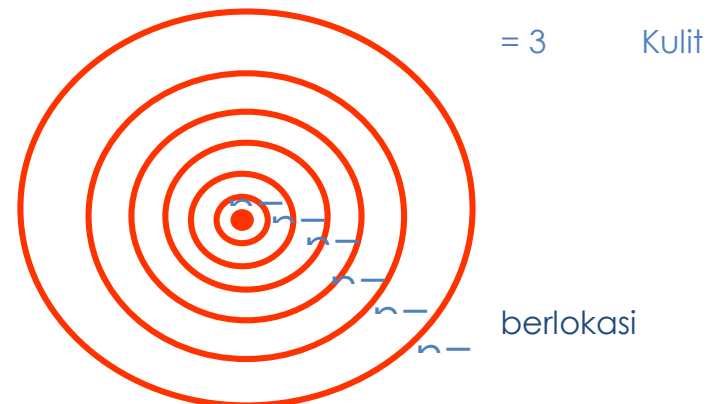
nilainya 1, 2, 3, 4.....dst $n = 1$ Kulit K $n = 2$ Kulit L n

M $n = 4$ Kulit N dst

2. Bilangan Kuantum Azimut (l)

→ Menyatakan Sub Kulit tempat elektron

→ Memiliki nilai 0, 1, 2, 3, ($n-1$)



$l = 0$ adalah orbit s $l = 1$ adalah orbit p

$l = 2$ adalah orbit d $l = 3$ adalah orbit f

Bilangan Kuantum Azimut (l)

Kulit K $\rightarrow 1$ maka $S = 0$ Kulit L $\rightarrow 2$ maka $S = 0; P = 1$ Kulit M $\rightarrow 3$ maka $S = 0; P = 1; d =$

2 Kulit N $\rightarrow 4$ maka $S = 0; P = 1; d = 2; f = 3$

3. Bilangan Kuantum Magnetik (m) \rightarrow Menyatakan orbital tempat elektron berlokasi

Sub Kulit s

$\uparrow\downarrow$

$l = 1$ $m = -1, 0, +1$

sub kulit p

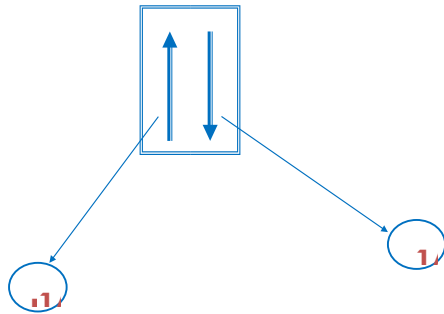
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$
----------------------	----------------------	----------------------

$l = 2$ $m = -2, -1, 0, +1, +2$

sub kulit d

$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$
----------------------	----------------------	----------------------	----------------------	----------------------

4. Bilangan Kuantum Spin (s) \rightarrow Menyatakan arah rotasi elektron \rightarrow Nilainya $-1/2$ dan $+1/2$



Konfigurasi Elektron

- Konfigurasi elektron merupakan susunan elektron dalam orbital atom.
- Penulisan konfigurasi elektron dilakukan dengan menggunakan teori mekanika gelombang. Teori mekanika gelombang berdasarkan pada sifat dualisme elektron yaitu sifat elektron sebagai partikel dan sifat elektron sebagai gelombang. Karena elektron bersifat sebagai gelombang, maka elektron dalam mengelilingi inti atom tidak berada pada lintasan-lintasan tertentu.
- Hal ini diperkuat dengan teori Heisenberg tentang azas ketidakpastian yang menyatakan bahwa tidak mungkin menentukan posisi elektron secara tepat di sekitar atom, yang dapat kita tentukan hanya menentukan kebolehjadian letak elektron di sekitar atom.
- Daerah kebolehjadian menemukan elektron di sekitar atom disebut dengan istilah **orbital**.

1. Teori bohr – burry (Kulit Elektron)

Elektron mengelilingi inti pada jalur – jalur lintasan tertentu (tingkat energi tertentu) → Kulit Elektron

Aturan teori ini :

Dimulai dari lintasan terdekat dengan inti yaitu Kulit K dilanjutkan L,M,NO dst

Jumlah elektron maksimum tiap kulit adalah $2n^2$

K → n = 1	Jml. Elektron maks	$2n^2 = 2.(1)^2 = 2$
L → n = 2	Jml. Elektron maks	$2n^2 = 2.(2)^2 = 8$
M → n = 3	Jml. Elektron maks	$2n^2 = 2.(3)^2 = 18$
N → n = 4	Jml. Elektron maks	$2n^2 = 2.(4)^2 = 32$
O → n = 5	Jml. Elektron maks	$2n^2 = 2.(5)^2 = 50$

Contoh :

12X = K L M

$\text{○} = 2\ 8\ 2 \rightarrow$ **Elektron Valensi**, yaitu elektron terakhir yang merujuk pada golongan

20X = K L M O = 2 8 8 2

Remember :
Elektron Valensi
maksimal = 8

TEORI MEKANIKA KUANTUM (Sub Kulit)

1. Prinsip Aufbau

Pada prinsip Aufbau menjelaskan tentang urutan penempatan elektron di dalam orbital yang didasarkan pada urutan tingkat energinya dari orbital dengan tingkat energi terendah hingga tertinggi. Berikut grafik konfigurasi elektron:

2. Aturan Hund

Pada aturan Hund jika elektron tersebar dalam dalam orbital dengan tingkat energi yang sama, elektron tidak akan berpasangan sebelum orbital tersebut terisi penuh. □□Pengisian secara paralel dulu menempati orbital sendiri – sendiri baru kemudian berpasangan

. Larangan Pauli

Pauli mengemukakan hipotesisnya yang menyatakan bahwa dalam satu atom tidak mungkin 2 elektron memiliki keempat bilangan kuantum sama. Misal, 2 elektron akan menempati subkulit 1s. Tiga bilangan kuantum pertama akan memiliki nilai yang sama ($n=1$, $l=0$, $m=0$). Untuk itu bilangan kuantum yang terakhir, yaitu bilangan kuantum spin (s) harus memiliki nilai berbeda $+1/2$ dan $-1/2$

Dengan kata lain, setiap **orbital maksimal hanya dapat terisi 2 elektron dengan arah spin yang berlawanan.**

Dari konfigurasi elektron suatu atom dapat diperkirakan letak suatu unsur dalam Tabel Periodik. Namun konfigurasi sesungguhnya harus dengan percobaan.

SUSUNAN BERKALA UNSUR-UNSUR

IA																		IIA										IIIA IVA VA VIA VIIA										VIIIA	
1																		2										3										4	
H																		Li Be										B C N O F Ne										He	
Hidrogen																		Litium Berilium										Boron Karbon Nitrogen Oksigen Fluor Neon										Helium	
3																		4										5										6	
Na Mg																		Al Si P S Cl Ar										Krypton											
Natrium Magnesium																		Aluminium Silikon Fosfor Belerang Klor Argon										Krypton											
19																		20										21										22	
K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr																		Golongan		IIIb IVb Vb VIb VIIb VIII IB IIB										IIIa IIIb									
Kalium Kalsium Skandium Titan Vanadium Kromium Mangan Besi Kobalt Nikel Tembaga Seng Galium Germanium Arsen Brom Kromium																		Golongan		IIIb IVb Vb VIb VIIb VIII IB IIB										IIIa IIIb									
37																		38										39										40	
Rb Sr Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te Xe																		Golongan		IIIb IVb Vb VIb VIIb VIII IB IIB										IIIa IIIb									
Rubidium Strontium Yttrium Zirkon Niobium Molibdenum Teknesium Rutenium Rodium Paladium Perak Kadmium Indium Timah Antimon Telurium Yodium Xenon																		Golongan		IIIb IVb Vb VIb VIIb VIII IB IIB										IIIa IIIb									
55																		56										57										58	
Cs Ba La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu																		Golongan		IIIb IVb Vb VIb VIIb VIII IB IIB										IIIa IIIb									
Sesium Barium Lantanum Cerium Praseodimium Neodimium Prometium Samarium Europium Gadolinium Terbium Dysprosium Holmium Erbium Thulium Lutetium																		Golongan		IIIb IVb Vb VIb VIIb VIII IB IIB										IIIa IIIb									
87																		88										89										90	
Fr Ra Ac Ku Ha																		Golongan		IIIb IVb Vb VIb VIIb VIII IB IIB										IIIa IIIb									
Francium Radium Aktinidum Kurchatovium Hahnium																		Golongan		IIIb IVb Vb VIb VIIb VIII IB IIB										IIIa IIIb									

PERIODE

1 2 3 4 5 6 7

PADAT

GAS

CAIR

LIQUAT

CATATAN :

- Massa atom didasarkan atas Karbon 12.
- Unsur yang berfasa gas, massa jenis diukur pada fasa cairnya.
- Yang dicetak miring, menyatakan isotopnya yang paling stabil.

	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
LANTA-NIDA	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
AKTI-NIDA	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw

Menentukan Golongan dan Periode

Penentuan Periode

□□ Banyaknya kulit yang terpakai atau kulit "S" yang terakhir

Penentuan Golongan

Golongan A :

Berakhir = s^0

Berakhir = $ns^0 + np^0$

Golongan B :

Berakhir = $ns^0 + (n-1)d^0$ Jika $\sum S+d = 8,9,10$ □□8B

= 11 □□1B

= 12 □□2B

Jika berakhir dengan 4f □□3B lantanida

Jika berakhir dengan 5f □□3B aktinida

Remember :

Jika terdapat d4 □□d5

Jika terdapat d9 □□d10

BAB IV

GAS

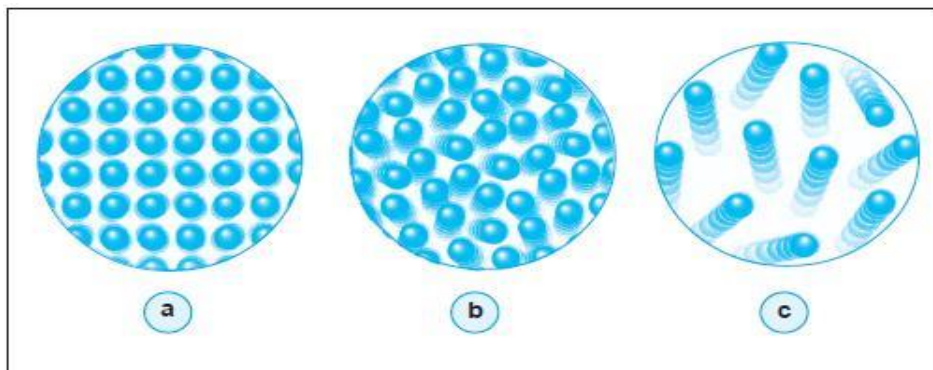
Kegiatan Belajar 1 ini membahas tentang gas. Secara lebih khusus setelah mempelajari materi ini diharapkan Anda dapat menjelaskan mengenai pengertian gas, baik gas ideal maupun gas nyata, syarat yang harus dipenuhi, sifat-sifat gas, hukum-hukum yang berlaku, beberapa cara menentukan berat molekul dan metode pengukurannya. Selamat belajar!

I. TEORI GAS

Semua zat dibagi menjadi 3 kelompok yaitu padat, cair, dan gas. Berikut adalah sifat-sifat dari ketiga kelompok zat tersebut.

Tabel 1. Sifat Zat

No	Zat Padat	Zat Cair	Zat Gas
1.	Mempunyai bentuk dan volume tertentu.	Bentuk tidak tetap bergantung wadahnya, volume tertentu.	Tidak mempunyai bentuk dan volume tertentu, bergantung tempatnya.
2.	Jarak antarpartikel sangat rapat	Jarak antarpartikel agak renggang.	Jarak antarpartikel sangat renggang.
3.	Partikel-partikelnya tidak dapat bergerak bebas	Partikel-partikelnya dapat bergerak bebas.	Partikel-partikelnya dapat bergerak sangat cepat.

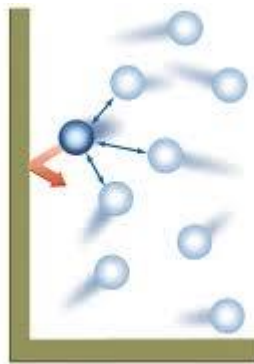


Gambar 1. Partikel-partikel yang ada dalam (a) zat padat, (b) zat cair, dan (c) zat gas

Berikut akan dijelaskan tentang wujud zat dalam gas. Gas dibagi menjadi 2 jenis, yaitu gas ideal dan gas nyata (non ideal). Pada gas ideal, volume molekul-molekul diabaikan terhadap volume ruang pada semua nilai tekanan (P) dan suhu (T).

Gas Ideal adalah gas yang memenuhi syarat sebagai berikut :

1. Terdiri dari partikel-partikel (atom-atom maupun molekul-molekul)
2. Ukuran partikel-partikel gas sangat kecil dibanding dengan wadah/ruangannya sehingga dapat diabaikan
3. Setiap partikel gas selalu bergerak dengan acak
4. Partikel gas didistribusi merata pada seluruh ruangan dalam bejana
5. Gaya tarik-menarik antar molekulnya kecil
6. Setiap tumbukan antar partikel dengan dinding terjadi tumbukan lenting sempurna, seperti yang terlihat pada Gambar 2.



Gambar 2. Tumbukan Lenting Sempurna

Pada gas nyata (gas non ideal)

Sifat gas nyata:

- a. Volume molekul gas nyata tidak dapat diabaikan
- b. Terdapat gaya tarik menarik antara molekul-molekul gas terutama jika tekanan diperbesar atau volume diperkecil

c. Adanya interaksi atau gaya tarik menarik antar molekul gas nyata yang sangat kuat, menyebabkan gerakan molekulnya tidak lurus, dan tekanan ke dinding menjadi kecil, lebih kecil daripada gas ideal.

d. Memenuhi persamaan

$$P + (n2a/V^2)] (V - nb) = nRT$$

P = tekanan absolut gas (atm)

V = volume spesifik gas (liter)

R = konstanta gas (0,082 L.atm/mol atau 8,314J/Kmol)

T = suhu /temperatur absolut gas (K)

n = jumlah mol gas

a,b =konstanta Van der Waals

Gas nyata dapat disebut sebagai gas ideal pada tekanan rendah dan suhu tinggi.

Hukum Boyle

Fakta bahwa volume gas berubah bila tekanannya berubah telah diamati sejak abad 17 oleh Torricelli dan filsuf /saintis Perancis Blaise Pascal (1623-1662). Boyle mengamati bahwa dengan mengenakan tekanan dengan sejumlah volume tertentu merkuri, volume gas, yang terjebak dalam tabung gelas yang tertutup di salah satu ujungnya, akan berkurang. Dalam percobaan ini, volume gas diukur pada tekanan lebih besar dari 1 atm.

Boyle membuat pompa vakum menggunakan teknik terancang yang ada waktu itu, dan ia mengamati bahwa gas pada tekanan di bawah 1 atm akan mengembang. Setelah ia melakukan banyak percobaan, Boyle mengusulkan persamaan (1) untuk menggambarkan hubungan antara volume V dan tekanan P gas. Hubungan ini disebut dengan hukum Boyle. Robert Boyle menyatakan bahwa pada suhu yang konstan, volume gas berkurang seiring dengan naiknya tekanan. Demikian juga sebaliknya ketika tekanan gas berkurang, volume gas semakin bertambah. Dari pernyataan tersebut dapat disimpulkan bahwa volume gas berbanding terbalik terhadap suhu gas. Secara matematis ditulis sebagai berikut :

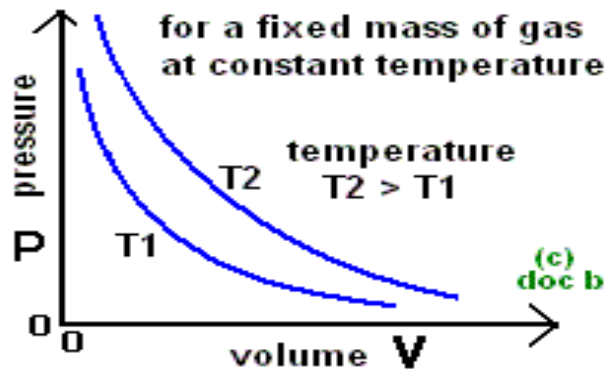
$$V \propto \frac{1}{P} \quad \text{atau} \quad V = \frac{K_1}{P}$$

$$PV=K_1 \tag{1}$$

Dari persamaan di atas dapat dinyatakan bahwa pada kondisi tertentu tekanan dan suhu gas adalah P_1 dan V_1 , sedangkan pada kondisi lain mereka adalah P_2 dan T_2 .

$$P_1 V_1 = K = P_2 V_2 \text{ dan } \frac{P_1}{P_2} = \frac{V_1}{V_2} \quad (2)$$

Karena pada hukum Boyle tidak terjadi perubahan suhu (konstan), maka disebut isotherm. Berikut adalah kurva hubungan antara volum dan tekanan.



Gambar 3. Grafik Hukum Boyle

Contoh Soal (hukum Boyle)

Suatu gas tertentu memiliki volum 5 liter dengan tekanan 4 atm. Kemudian tekanan gas naik menjadi 8 atm. Berapa volum gas tersebut setelah tekanannya naik?

Pembahasan

Diketahui : $V_1 = 5$ liter, $P_1 = 4$ atm

$P_2 = 8$ atm

Ditanya : V_2 ?

Jawab :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$4 \cdot 5 = 8 \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{20}{8} = \frac{5}{2} \text{ liter}$$

Hukum Charles-Gay lussac

Charles (1787) menyatakan bahwa gas hydrogen, air, karbondioksida, dan oksigen mengembang (berekspansi) pada saat di panaskan dari 0 sampai 80°C pada tekanan konstan. Charles juga menyelidiki hubungan antara suhu dan volume gas.

Gay Lussac (1802) yang pertama kali menemukan bahwa volume dari suatu masa gas tertentu meningkat atau menurun sebesar $1/273$ dari volumenya pada 0°C untuk setiap kenaikan atau penurunan 0°C.

$$\begin{aligned} V &= V_0 + \frac{t}{273.5} V_0 \\ &= V_0 \left(1 + \frac{t}{273.15} \right) \\ &= V_0 \left(\frac{273.15+t}{273.15} \right) \end{aligned} \quad (3)$$

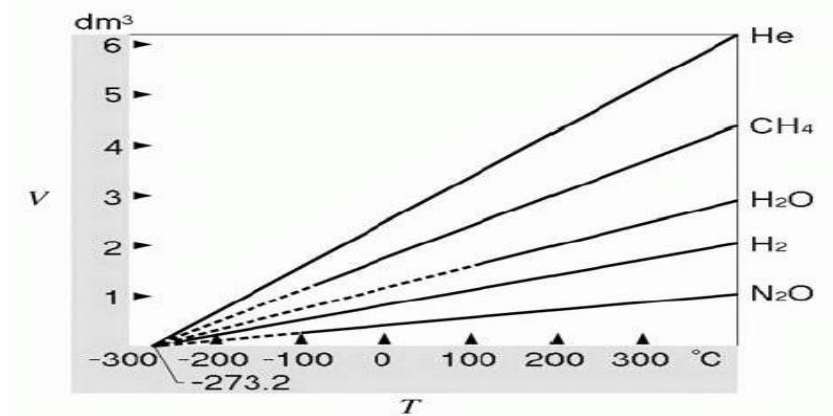
$T=273.15 + t$, dan pada 0°C maka $T_0 = 273.15$ maka persamaannya menjadi

$$\frac{V}{V_0} = \frac{T}{T_0} \text{ pada umumnya ditulis } \frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} \quad (4)$$

Suhu yang dipakai dalam persamaan tersebut adalah suhu absolute atau Kelvin. Persamaan (4) menyatakan bahwa volume gas pada tekanan konstan sebanding dengan suhu gas tersebut atau dapat ditulis :

$$V = K_2 T \quad (5)$$

Persamaan (5) merupakan pernyataan dari **hukum Charles-Gay Lussac**. Karena pada hukum Charles-Gay Lussac tidak terjadi perubahan tekanan maka disebut isobar.



Gambar 4. Grafik Hukum Charles-Gay Lussac

Contoh Soal (hukum Charles-Gay Lussac)

Gas dalam ruang tertutup memiliki volum 2 liter pada tekanan 15 atm dan suhu 47°C . Gas dipanaskan pada tekanan tetap sehingga suhunya menjadi 67°C . berapakah volum gas sekarang?

Pembahasan

Diketahui:

$$V_1 = 2 \text{ liter}, T_1 = 47^{\circ}\text{C} + 273 = 320 \text{ K},$$

$$P = 15 \text{ atm}$$

$$T_2 = 67^{\circ}\text{C} + 273 = 340 \text{ K}, V_2 = ?$$

Jawab

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$\frac{2}{V_2} = \frac{320}{340} \implies V_2 = \frac{340 \times 2}{320} = 2,125 \text{ liter}$$

Kombinasi Hukum Gas Ideal

Dari dua hukum yang dibahas di atas, telah memberikan beberapa perbedaan. Untuk memperoleh perbedaan yang tidak terlalu mencolok dari volume dengan suhu dan tekanan, kita akan melanjutkan sebagai berikut. Dengan mempertimbangkan kuantitas gas pada P_1 , V_1 , dan T_1 , dan anggaplah bahwa untuk memperoleh volume gas, V_2 , pada P_2 dan T_2 . pertama, mari kita kompres (atau memperluas) gas dari P_1 untuk P_2 pada suhu konstan T_1 . Volume yang dihasilkan V_x kemudian akan sesuai dengan hukum Boyle.

$$\frac{V_x}{V_1} = \frac{P_1}{P_2}$$

$$V_x = \frac{V_1 P_1}{P_2} \quad (6)$$

Jika gas pada V_x , P_2 , dan T_1 di panaskan pada tekanan konstan P_2 dari suhu T_1 sampai T_2 . Keadaan akhir pada P_2 dan T_2 akan mendapatkan volume V_2

$$\frac{V_2}{V_x} = \frac{T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{V_x T_2}{T_1}$$

Substitusikan persamaan diatas dengan persamaan 6

$$V_2 = \frac{V_x T_2}{T_1} = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1}$$

Atau dapat disusun kembali menjadi

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \text{constant} = K$$

Contoh soal (hukum kombinasi gas)

10 liter gas pada suhu 27°C memiliki tekanan 2 atm. Gas tersebut dipanaskan menjadi 47°C dan volumenya berkurang menjadi 5 liter. Berapa tekanan saat sesudah di panaskan?

Pembahasan

Diketahui :

$V_1=10$ liter, $T_1= 27^\circ\text{C}+273= 300$ K, $P_1= 2$ atm

$V_2 = 5$ liter, $T_2 = 47^\circ\text{C} + 273 = 320$ K, $P_2 = ?$

Jawab

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{2.10}{300} = \frac{P_2 \cdot 5}{320} \implies 20 \times 320 = P_2 \times 1500$$

$$P_2 = \frac{6400}{1500} = 4,267 \text{ atm}$$

Tetapan gas

Pada persamaan $PV = nRT$, menunjukkan bahwa untuk setiap tekanan yang diberikan dan suhu peningkatan jumlah gas meningkatkan volume. Dengan demikian dengan besarnya K , K berbanding lurus dengan jumlah mol gas yang terlibat. Dengan begitu $K = nR$, dimana n adalah jumlah mol gas, R merupakan konstanta universal untuk semua gas. Sehingga persamaan menjadi

$$PV = nRT \quad (\text{persamaan gas ideal})$$

Jika volum dalam liter dan tekanan dalam atmosfer, maka nilai R adalah sebagai berikut

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \times 22.413}{1 \times 273.15} = 0.08205 \text{ liter} - \text{atm degree}^{-1} \text{mole}^{-1}$$

Jika tekanan dalam atmosfer dan volum dalam centi meter cubic, maka R menjadi

$$R = \frac{1 \times 22.413}{1 \times 273.15} = 82.05 \text{ cc} - \text{atm degree}^{-1} \text{mole}^{-1}$$

Tabel 2. Nilai R dalam berbagai satuan

Tekanan	Volume	Suhu	n	R
Atmosfer	liter	K	g-mol	0,08205 liter atm/K-g-mol
Atmosfer	cm^3	K	g-mol	82,05 cm^3 -atm/K-g-mol
Dyne/cm²	cm^3	K	g-mol	8,314 x 10 ⁷ erg/K-g-mol

Mm Hg	cm^3	K	g-mol	$62,360 \text{ cm}^3 \cdot \text{mm Hg} / \text{K-g-mol}$
R dalam Joule		K	g-mol	$8,314 \text{ joule} / \text{K-g-mol}$
R dalam kalori		K	g-mol	$1,987 \text{ kal} / \text{K-g-mol}$

Contoh soal

4 mol O_2 memiliki tekanan 1,5 atm dan volume 4 liter. Berapa suhu gas dalam $^{\circ}C$?

Pembahasan

Diketahui

$P \cdot O_2 = 1,5 \text{ atm}$, $V \cdot O_2 = 4 \text{ liter}$, $n \cdot O_2 = 4 \text{ mol}$, $T = ? \text{ } ^{\circ}C$

Jawab

$PV = nRT$

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{1,5 \cdot 4}{4 \cdot 0,08205} = \frac{6}{0,3282} = 12,28 \text{ K} = -254,71$$

Hukum Dalton-Tekanan Parsial

Hukum Dalton tentang tekanan parsial mengatakan bahwa pada suhu konstan, tekanan total dari campuran gas pada volume tertentu sama dengan penjumlahan dari masing-masing tekanan gas jika masing-masing gas tersebut berada pada volume dan tekanan yang konstan.

$$P_{total} = P_A + P_B + P_C + \dots \quad (7)$$

Anggap satu campuran dua jenis gas A (n_A mol) dan B (n_B mol) memiliki volume V pada temperatur T . Persamaan berikut dapat diberikan untuk masing-masing gas.

$$p_A = n_A RT / V$$

$$p_B = n_B RT / V \quad (8)$$

p_A dan p_B disebut dengan tekanan parsial gas A dan gas B. Tekanan parsial adalah tekanan yang akan diberikan oleh gas tertentu dalam campuran seandainya gas tersebut sepenuhnya mengisi wadah. Persamaan 7 dan 8 dapat disubstitusi menjadi berikut ini

$$P = p_A + p_B = (n_A + n_B)RT / V \quad (9)$$

Hukum ini menyatakan bahwa dalam campuran gas masing-masing komponen memberikan tekanan yang independen satu sama lain. Walaupun ada beberapa gas dalam wadah yang sama, tekanan yang diberikan masing-masing tidak dipengaruhi oleh kehadiran gas lain. Bila fraksi molar gas A, x_A , dalam campuran $x_A = \frac{n_A}{(n_A+n_B)}$, maka P_A dapat juga dinyatakan dengan x_A .

$$P_A = \left[\frac{n_A}{n_A+n_B} \right] P \quad (10)$$

Dengan kata lain, tekanan parsial setiap komponen gas adalah hasil kali fraksi mol, x_A , dan tekanan total P.

Contoh Soal

Hitung tekanan total dari 2 gram O_2 dan 4 gram N_2 yang memiliki volum 8 liter pada $37^\circ C$.

Diketahui:

$$n. O_2 = \frac{2}{32} = 0.0625 \text{ mol} \quad n. N_2 = \frac{4}{28} = 0,143 \text{ mol} \quad , T=37^\circ C+273= 310 \text{ K}$$

Jawab

$$P_{\text{tot}} = \frac{n_t}{V} RT = \frac{(0,0625+0,143) \cdot 0,08205 \cdot 310}{8} = \frac{0,2055 \cdot 25,43}{8} = \frac{5,227}{8} = 0,65 \text{ atm}$$

Hukum Amagat-Volume parsial

Pada sembarang campuran gas, volume total dapat dianggap merupakan jumlah volume parsial masing-masing komponen dalam campuran.

$$V = V_1 + V_2 + V_3 + \dots$$

$$V_1, V_2, V_3, \text{ dst.} = \text{volume parsial} \quad (11)$$

Yang dimaksud volume parsial gas adalah volume gas yang akan ada jika sendirian menempati volume, dengan tekanan dan suhu berubah, dan berguna dalam campuran gas, misalnya udara, contohnya gas oksigen. Jika hukum gas ideal dapat diberlakukan:

$$V_1 = N_1V, \quad V_2 = N_2V, \text{ dst} \quad (12)$$

Hal ini dapat didekati baik dari tekanan parsial dan fraksi mol

$$V_x = V_{tot} \times \frac{P_x}{P_{tot}} = V_{tot} \times \frac{n_x}{n_{tot}} \quad (13)$$

V_x adalah volume parsial setiap komponen gas individu (X)

V_{tot} adalah volume total campuran gas

P_x adalah tekanan parsial gas X

P_{tot} adalah tekanan total campuran gas

n_x adalah jumlah zat dari gas (X)

n_{tot} adalah jumlah total zat dalam campuran gas

Contoh Soal

2 mol gas A dan 5 mol gas B memiliki volum total 30 liter. Berapa volum parsial dari gas A?

Pembahasan

Diketahui:

Mol A = 2 mol, mol B = 5 mol, V_{tot} = 30 liter, V_A = ?

Jawab

$$V_A = V_{tot} \times \frac{n_A}{n_{tot}} = 30 \times \frac{2}{7} = 8,571 \text{ liter}$$

Hukum Diffusi Graham

Pada suhu dan tekanan tetap laju difusi berbagai gas berubah berkebalikan dengan akar dari berat jenis atau berat molekulnya.

$$\frac{u_1}{u_2} = \frac{\sqrt{\rho_2}}{\sqrt{\rho_1}}$$

$$\frac{u_1}{u_2} = \frac{\sqrt{\rho_2 V_m}}{\sqrt{\rho_1 V_m}} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}}$$

u_1 dan u_2 = laju difusi gas 1 dan gas 2

r_1 dan r_2 = rapat jenis gas 1 dan gas 2

M_1 dan M_2 = berat molekul gas 1 dan gas 2

V_m = volume molar

Contoh Soal

Jika O_2 memiliki laju 30 m/s untuk berdifusi, berapa laju yang dibutuhkan untuk N_2 berdifusi?

Pembahasan:

Diketahui

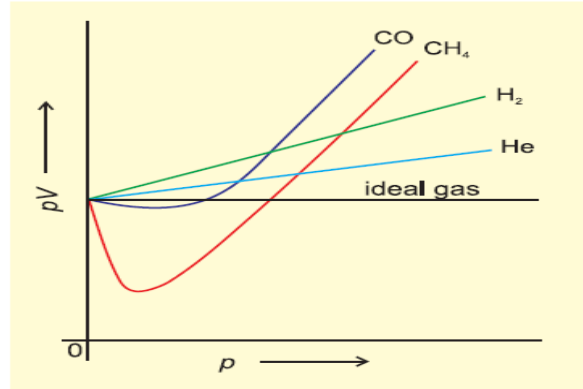
$U_1 = 30$ m/s , $M_1 = 24$ g/mol, $M_2 = 28$ g/mol , $U_2 = ?$

Jawab

$$\frac{U_1}{U_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} \qquad \frac{30^2}{U_2^2} = \frac{28}{24}$$

$$\frac{30}{U_2} = \sqrt{\frac{28}{24}} \implies U_2^2 = \frac{900 \cdot 24}{28} = \frac{21600}{28} = 771,43 \implies U_2 = 27,77 \text{ m/s}$$

Dapat Berlakunya Hukum Gas Ideal masih tetap ada pertanyaan tentang bagaimana akuratnya rumus $PV = nRT$ dapat menghasilkan hubungan gas P-V-T yang actual. Untuk mengujinya kita meninjau untuk fakta bahwa pada n konstan dan T, hukum kombinasi gas meringkasnya menjadi $PV = nRT = \text{konstan}$. maka, asalkan T tidak bervariasi, PV gas harus tetap sama di semua tekanan.

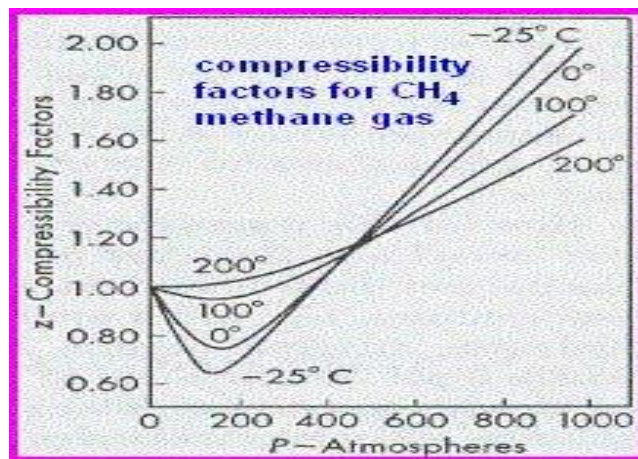


Gambar 5. plot PV vs P

Kurva dibagi menjadi dua tipe. Kurva pertama melibatkan hydrogen dan helium, dimulai pada PV menurut rumus $PV=nRT$ untuk suhu dan meningkatnya tekanan secara terus menerus. Hasil dari PV lebih besar dari yang dikira. Di lain sisi, pada kurva yang kedua alurnya mulai pada titik yang sama seperti sebelumnya, tetapi berikutnya hasil dari PV menurun begitu juga dengan tekanan, melalui titik minimum gas dan temperatur, kemudian meningkat menjadi nilai yang mungkin meningkat lumayan menurut nRT . Sebenarnya dua tipe kurva tersebut adalah bagian dari satu rumus yang menunjukkan perilaku dari semua gas. Untuk menunjukkan hal ini, akan lebih mudah untuk menggunakan z kuantitas, yang disebut faktor kompresibilitas.

$$z = \frac{PV}{nRT} \quad (14)$$

Untuk semua gas ideal $z=1$ pada semua temperatur dan tekanan.



Gambar 6 Alur dari z vs P untuk CH4 pada suhu konstan

Gas Nyata

Persamaan Van der Waals

Van der Waals membuat koreksi utk volume gas dan gaya tarik antar molekul gas.

Rumus :

$$(P + P')(V - nb) = nRT$$

$$P' = \frac{n^2 a}{V^2}$$

$$\text{Jadi, } \left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \quad (15)$$

Keterangan :

a = konstanta khas utk tiap gas dan tidak bergantung pd suhu dan tekanan

Satuan : tekanan x $(\text{volume})^2$ x $(\text{mole})^2$

n= mole gas

b= volume efektif (satunya harus sama dgn satuan V)

P, P'= tekanan

V= volume

Gas-gas seperti karbon disulfide, ammonia, sulfur dioksida, chloroform, dll yg mudah mengkondensasi, mempunyai nilai a yang relatif tinggi. Gas-gas yg permanen seperti argon, karbon monoksida, helium, dan hydrogen, nilai a-nya sangat rendah, oleh karna itu bisa diduga bahwa gaya tarik antar molekulnya lebih rendah.

Tabel 3. Konstanta pada Van der Waals

*Table 10.1. Van der Waals Equation Gas Constants*⁷⁶³

Gas Molecule	Chemical Formula	A (m ⁶ -atm/mole ²)	B (m ³ /mole)
Acetic acid	CH ₃ COOH	1,759 x 10 ⁻⁵	1,068 x 10 ⁻⁴
Acetone	(CH ₃) ₂ CO	1,391 x 10 ⁻⁵	9,940 x 10 ⁻⁵
Acetylene	C ₂ H ₂	4,390 x 10 ⁻⁶	5,136 x 10 ⁻⁵
Ammonia	NH ₃	4,170 x 10 ⁻⁶	3,707 x 10 ⁻⁵
Argon	Ar	1,345 x 10 ⁻⁸	3,219 x 10 ⁻⁵
Benzene	C ₆ H ₆	1,800 x 10 ⁻⁵	1,154 x 10 ⁻⁴
n-Butane	C ₄ H ₁₀	1,447 x 10 ⁻⁵	1,226 x 10 ⁻⁴
Carbon dioxide	CO ₂	3,592 x 10 ⁻⁶	4,267 x 10 ⁻⁵
Carbon monoxide	CO	1,485 x 10 ⁻⁶	3,985 x 10 ⁻⁵
Chlorine	Cl ₂	6,493 x 10 ⁻⁶	5,622 x 10 ⁻⁵
Chloroform	CHCl ₃	1,517 x 10 ⁻⁵	1,022 x 10 ⁻⁴
Diethyl ether	(C ₂ H ₅) ₂ O	1,738 x 10 ⁻⁵	1,344 x 10 ⁻⁴
Ethane	C ₂ H ₆	5,489 x 10 ⁻⁶	6,380 x 10 ⁻⁵
Ethanol	C ₂ H ₅ OH	1,202 x 10 ⁻⁵	8,407 x 10 ⁻⁵
Ethylene	C ₂ H ₄	4,471 x 10 ⁻⁶	5,714 x 10 ⁻⁵
Helium	He	3,412 x 10 ⁻⁸	2,370 x 10 ⁻⁵
n-Hexane	C ₆ H ₁₄	2,439 x 10 ⁻⁵	1,735 x 10 ⁻⁴
Hydrogen	H ₂	2,444 x 10 ⁻⁷	2,661 x 10 ⁻⁵
Hydrogen chloride	HCl	3,667 x 10 ⁻⁶	4,081 x 10 ⁻⁵
Methane	CH ₄	2,253 x 10 ⁻⁶	4,278 x 10 ⁻⁵
Methanol	CH ₃ OH	9,523 x 10 ⁻⁶	6,702 x 10 ⁻⁵
Naphthalene	C ₁₀ H ₈	3,974 x 10 ⁻⁵	1,937 x 10 ⁻⁴
Neon	Ne	2,107 x 10 ⁻⁷	1,709 x 10 ⁻⁵
Nitric oxide	NO	1,340 x 10 ⁻⁶	2,789 x 10 ⁻⁵
Nitrogen	N ₂	1,390 x 10 ⁻⁶	3,913 x 10 ⁻⁵
Nitrous oxide	N ₂ O	3,782 x 10 ⁻⁶	4,415 x 10 ⁻⁵
n-Octane	C ₈ H ₁₈	3,732 x 10 ⁻⁵	2,368 x 10 ⁻⁴
Oxygen	O ₂	1,360 x 10 ⁻⁶	3,183 x 10 ⁻⁵
Phosphorus	P ₄	5,294 x 10 ⁻⁶	1,566 x 10 ⁻⁴
Propane	C ₃ H ₈	8,664 x 10 ⁻⁶	8,445 x 10 ⁻⁵
Water	H ₂ O	5,464 x 10 ⁻⁶	3,049 x 10 ⁻⁵

Contoh Soal

Dengan menggunakan persamaan Van der Waals, tentukan suhu pada 5 mol CO₂ yang akan menempati volume 20 liter pada tekanan 15 atm.

Pembahasan

Diketahui

Mol CO₂= 5 mol , V. CO₂ =20 liter , P. CO₂= 15 atm , T=?

Jawab

$$P' = \frac{n^2 a}{V^2} = \frac{5^2 \cdot 3,59}{20^2} = \frac{25 \cdot 3,59}{400} = \frac{89,75}{400} = 0,224 \text{ atm}$$

$$(P+P')(V-nb)=nRT$$

$$(15+0,224)(20 -5.0,0427)=5.0,08205.T$$

$$15,224.19,7865=0,41025.T$$

$$T=\frac{301,23}{0,41025} = 734,26 K$$

Persamaan Kamerlingh Onness

persamaan empiris mengungkapkan PV sebagai rangkaian kekuatan tekanan pada setiap temperatur tertentu. Berikut adalah persamaannya

$$PV_m = A + BP + CP^2 + DP^3 + \dots$$

P= tekanan (atm)

V_m= volume molar (liter atau centimeter cubic)

Koefisien A,B,dan C= koefisien virial 1, 2, dan 3

Pada tekanan rendah, hanya koefisien A saja yang akurat, namun semakin tinggi tekanan suatu gas, maka koefisien B, C, D, dan seterusnya pun akan lebih akurat sehingga dapat disimpulkan bahwa persamaan Kamerlingh akan memberikan hasil yang semakin akurat bila tekanan semakin bertambah.

Contoh soal

Dengan menggunakan persamaan Kamerlingh, tentukan volum molar dari Hidroksida yang memiliki tekanan 2 atm.

Pembahasan

Diketahui

P=2 atm

Koefisien virial Hidrogen

$$A=18,312 \quad C=1,164 \times 10^{-5}$$

$$B=1,2027 \times 10^{-2} D= -1,741 \times 10^{-8}$$

Jawab

$$PV_m = A + BP + CP^2 + DP^3$$

$$V_m = \frac{A + BP + CP^2 + DP^3}{P} = \frac{18,312 + 1,2027 \times 10^{-2} \cdot 2 + 1,164 \times 10^{-5} \cdot 2^2 - 1,741 \times 10^{-8} \cdot 2^3}{2} \text{ liter}$$

Persamaan Barthelot

Bentuk tekanan tinggi dari persamaan ini agak sukar ditangani. Maka

$$PV = nRT \left[1 + \frac{9PT_c}{128P_cT} \left(1 - \frac{6T_c^2}{T^2} \right) \right]$$

P, V, R, T, dan n memiliki arti yang sama seperti hukum gas ideal. Sedangkan P_c dan T_c adalah tekanan kritis dan suhu kritis. Untuk tekanan sekitar 1 atmosfer ke bawah, persamaan ini sangat teliti, oleh karena itu sangat berguna untuk menghitung berat molekul gas dari densitinya.

Persamaan Beattie-Bridgeman

Dalam persamaan ini terdapat lima konstanta. Persamaan Beattie-Bridgeman ini terdiri atas dua persamaan, persamaan pertama untuk mencari nilai tekanan (P), sedangkan persamaan kedua untuk mencari nilai volume molar (V_m)

$$P = \frac{RT}{V_m} + \frac{\beta}{V_m^2} + \frac{\gamma}{V_m^3} + \frac{\delta}{V_m^4}$$
$$V_m = \frac{RT}{P} + \frac{\beta}{RT} + \frac{\gamma P}{(RT)^2} + \frac{\delta P^2}{(RT)^3}$$

Dimana

$$\beta = RTB_0 - A_0 - \frac{Rc}{T^2}$$
$$\gamma = -RTB_0b + A_0a - \frac{RcB_0}{T^2}$$
$$\delta = \frac{RB_0bc}{T^2}$$

Keterangan :

T= Suhu absolut

R= Konstanta gas

A_0, B_0, a, b = Konstanta karakteristik dari gas

Berat Molekul Gas-gas

Pada tahun 1961 International Union of Pure and Applied Chemistry mengadopsi system berat atom baru berdasarkan pada isotop karbon yaitu C_{12} sebesar 120000. Hipotesa Avogadro : Dibawah kondisi suhu dan tekanan yang sama volume yang sama dari semua gas ideal akan berisi jumlah molekul yang sama.

$$PV = nRT = \frac{W}{M}RT$$
$$M = \frac{WRT}{PV} \quad (16)$$
$$\rho = \frac{W}{V} \text{ maka } M = \frac{\rho RT}{P}$$

Keterangan :

W= berat gas

M= berat molekul relative

Beberapa Cara Menentukan Berat Molekul

1. Cara Regnault

Menentukan berat molekul zat yg berbentuk gas pada suhu kamar. Berat molekul gas dapat dihitung menggunakan rumus pada persamaan (16).

2. Cara Dumas

Cara untuk menentukan berat molekul uap dari zat yang mudah menguap.

Rumus:

$$W_{vapor} = W_{(bejana-vapor)} - W_{(bejana+udara)} + W_{udara}$$

W_{udara} didapat dgn memperkalikan volume bejana dgn density udara. Dengan mengetahui P,V,T dan W_{vapor} , berat molekul cairan dalam fase uap dapat dihitung dengan $\frac{WRT}{PV}$.

Penentuan Berat Molekul Eksak

Apabila berat molekul yang eksak diinginkan, ini harus didapat dari persamaan gas yang lebih tepat atau dgn penanganan khusus dari hukum gas ideal.

$$W = \left(\frac{W}{V}\right) \left(\frac{RT}{P}\right) \left[1 + \frac{9PT_c}{128 P_c T} \left(1 - \frac{6T_c^2}{T^2}\right)\right]$$

$$\rho = \frac{W}{V} \text{ maka } M = \frac{\rho RT}{P} \left[1 + \frac{9PT_c}{128 P_c T} \left(1 - \frac{6T_c^2}{T^2}\right)\right]$$

Suatu cara utk mendapatkan berat molekul eksak metode density terbatas. Cara ini memberikan hasil yang bagus, didasarkan pada fakta bahwa ketika tekanan nol didekati hukum gas ideal menjadi eksak untuk semua gas.

Untk semua gas ideal rasio $\frac{\rho}{P}$ akan sama pd semua tekanan, karena

$$P = \frac{\rho}{M} RT \text{ dan } \frac{\rho}{P} = \frac{M}{RT} = \text{constant}$$

Namun karna ini tidak benar untuk gas nyata, $\frac{\rho}{P}$ berubah terhadap penurunan tekanan.

Pada tekanan nol, rasio pembatas $\frac{\rho}{P}$ adalah rasio gas ideal, maka

$$\left(\frac{\rho}{P}\right)_{P=0} = \frac{M}{RT} \text{ dan } M = RT \left(\frac{\rho}{P}\right)_{P=0}$$

II. PERMASALAHAN

Dekomposisi anaerobik pada lumpur dan sejumlah jenis limbah cair dianggap sebagai metode pengolahan yang paling ekonomis (jika zat organik/substrat yang terkandung mampu mengalami fermentasi metana) karena biaya operasionalnya yang rendah dan energi yang dihasilkan lebih besar dari yang diperlukan. Pada proses yang melibatkan lumpur, gas yang dihasilkan biasanya mengandung 33-38% CO₂, 55-65% CH₄, sejumlah kecil hidrogen, sejumlah nitrogen, dan sedikit H₂S, serta gas tersebut memiliki kadar panas setara dengan 22.000 kJ/m³ (600 Btu/ft³ atau 5.300 kcal/m³). Nilai kalorinya pun biasanya melebihi kebutuhan panas untuk menjaga suhu normal pada unit pengolahan lumpur perkotaan, dan mungkin juga melebihi unit pengolahan limbah industri bergantung pada kekuatan limbah dan kebutuhan pemanasan untuk pengolahan.

Komposisi gas yang dihasilkan pun bervariasi terhadap kondisi lingkungan di sekitar reaktor, yang mana dapat berubah-ubah dengan cepat saat awal proses pengolahan dan saat

pengolahan secara normal terhambat. Namun karena operasional reaktor dilakukan rutin dan diberikan substrat secara periodik, maka komposisi gas yang dihasilkan sudah sewajarnya sama, meskipun rasio CO₂ per metananya bervariasi terhadap karakter substrat yang terlibat dekomposisi. Karena kebergantungannya pada jenis substrat yang terkadang tidak diketahui komposisinya inilah, analisis gas dibutuhkan, yaitu untuk mengetahui potensi bahan bakarnya dan untuk pemantauan berkala terkait unit pengolahan yang terlibat.

Berdasarkan penelitian, masalah-masalah yang ada pada pengolahan anaerobik umumnya diiringi dengan naiknya kandungan CO₂ pada gas yang dihasilkan, dan uji dapat dilakukan terhadap penentuan asam volatil untuk mendeteksi kondisi permasalahannya. Kemudian, sebuah hipotesis muncul apakah pengukuran CO₂ dapat menggantikan pengukuran asam volatil. Namun karena pengaruh kandungan substrat adalah pada rasio karbon dioksida terhadap metana, maka besar kemungkinan jika menginterpretasikan jumlah asam volatil hanya berdasarkan pada kandungan CO₂ saja dapat mengarahkan pada hasil yang salah.

Penggunaan konsentrasi hidrogen sebagai indikator tambahan untuk mengetahui kinerja unit anaerobik mulai diminati karena perannya, dimana konsentrasinya harus dipertahankan rendah dengan menggunakan metanogen pengguna hidrogen, yaitu di bawah 0.01%. Dalam keadaan unit pengolahan yang tidak seimbang, konsentrasi hidrogen dapat melebihi nilai ini satu hingga dua kalinya yang mana kenaikan ini dapat menandakan diperlukannya observasi dan pemantauan yang lebih dikedepankan. Namun, metode standar untuk analisis gas kebanyakan tidak mampu mengukur hidrogen serendah itu, dan pendekatan instrumen berbeda pun dibutuhkan.

III. METODE ANALISIS GAS

Analisis gas dapat dilakukan dengan prosedur volumetri maupun kromatografi gas, kecuali pengukuran hidrogen sulfida yang kandungannya terlalu sedikit untuk dapat diukur dengan kedua prosedur tersebut. Analisis volumetri memiliki akurasi yang baik dan cocok digunakan untuk penentuan oksigen, metana, hidrogen, dan karbon dioksida (nitrogen biasanya diukur dengan prosedur tidak langsung). Namun analisis volumetri sangat memakan waktu meskipun peralatan yang digunakan relatif sederhana dan tidak membutuhkan kalibrasi sehingga hanya cocok untuk pengujian yang tak rutin dilakukan.

Sementara itu, analisis gas dengan kromatografi gas memiliki kelebihan yaitu pengujian yang hanya membutuhkan beberapa menit, meskipun memiliki beberapa kekurangan yaitu 1) membutuhkan kalibrasi alat untuk setiap gas yang hendak dianalisis, 2) oven harus mencapai suhu yang konstan, dan 3) alat deteksi harus memberikan respon yang stabil. Karena kehematan waktu yang dimiliki, analisis dengan kromatografi gas cocok digunakan untuk pengujian rutin (misalnya seminggu sekali), sehingga alat yang digunakan perlu dijaga agar beroperasi dengan baik. Dalam segi akurasi, metode kromatografi tidak sebaik akurasi yang diberikan pada analisis volumetri.

Berikut merupakan penjelasan detail dari masing-masing metode analisis gas.

a. Analisis Volumetri

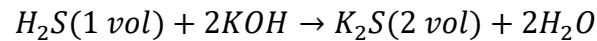
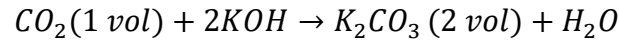
Awalnya, analisis volumetri memberlakukan pengukuran terpisah untuk karbon dioksida (CO_2) dan oksigen, dan secara simultan diikuti oleh pembakaran lambat hidrogen (H_2) dan metana (CH_4), di mana jumlah CO_2 diukur selama pembakaran CH_4 , sementara H_2 dan CH_4 berdasarkan hukum penggabungan volume *Gay-Lussac*. Dengan cara ini, H_2 dan CH_4 dibakar bersamaan dalam satu unit alat sehingga berpotensi menimbulkan bahaya ledakan. Maka dari itu, kemudian digunakan alat yang menerapkan oksidasi terpisah antara H_2 dan CH_4 , di mana H_2 dioksidasi dengan mengalirkan gas melalui alat yang dipanaskan dan diberi muatan tembaga oksida, sementara CH_4 dioksidasi pada unit terpisah dengan membawa campuran antara H_2 dan CH_4 (yang memiliki kontak dengan katalis pada suhu yang relatif rendah), sehingga bahaya ledakan dapat dihilangkan.

Berikut merupakan komponen gas yang dapat dipisahkan melalui analisis gas volumetri, di antaranya:

1. Karbon Dioksida (CO_2)

Pengukuran CO_2 dilakukan dengan membawa sejumlah volume sampel untuk bereaksi dengan kalium hidroksida (KOH) untuk membentuk kalium karbonat (K_2CO_3). Melalui reaksi ini, CO_2 menghilang dari fase gas dan K_2CO_3 yang terbentuk tetap dalam fase cair, sehingga massa yang hilang akan sama dengan kandungan CO_2 .

Hidrogen sulfida (H₂S) yang ada pada gas akan bergabung dengan KOH, namun meskipun begitu volumenya biasanya sangat kecil sehingga efeknya dapat diabaikan.



Digunakannya KOH dibandingkan dengan NaOH (untuk menyerap CO₂) disebabkan karena daya larut yang lebih besar pada K₂CO₃, sementara jika NaOH digunakan, Na₂CO₃ cenderung mengendap, dimana bentuk presipitasinya biasanya mengapung dan menyumbat jalur pipa.

2. Oksigen

Secara teoritis, kecil kemungkinan oksigen untuk bisa diproduksi pada unit pengolahan anaerobik, namun sejumlah kecil tetap dapat masuk melalui sampel selama prosedur pengambilan sampel dan selama pemberian muatan alatnya, sehingga pengujian oksigen tetap perlu dilakukan. Namun, hasil uji yang menunjukkan lebih dari 0.1-0.2 biasanya menandakan cara pengambilan sampel maupun pemindahan sampel ke alat uji yang kurang tepat. Oksigen biasanya diukur dengan *pyrogallol*, dimana dalam kondisi basa zat ini dioksidasi oleh oksigen dan berproduk akhir berupa karbon dioksida dan asam organik dalam bentuk garam kalium pada larutan penyerap.

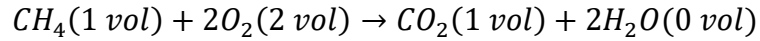
3. Hidrogen

Pengukuran hidrogen dilakukan secara terpisah karena keberadaam metana dengan mengalirkan campuran gas pada tembaga oksida yang suhunya dijaga pada suhu 290 – 300 °C, dimana hidrogen akan dioksidasi menjadi air, sementara metana tidak. Uap air yang terbentuk akan berkondensasi pada suhu dimana sampel harus direduksi pada pengukuran volume selanjutnya sehingga perbedaan volume setelah adanya kontak dengan tembaga oksida yang dipanaskan menandakan kandungan hidrogen.

4. Metana

Setelah penghilangan hidrogen, metana ditentukan pada gas residu dengan cara pembakaran lambat atau dengan oksidasi katalis.

- Oksidasi katalis



Oksidasi secara katalis terjadi pada campuran gas antara metana dan oksigen pada suhu di bawah titik pembakaran, sehingga tidak terjadi ledakan. Dari persamaan reaksi yang ada, 2 volume oksigen digunakan untuk mengoksidasi 1 volume metana sehingga 1 volume karbon dioksida dihasilkan, sementara 2 volume air dihilangkan pada temperatur di massa volume gas akhir diukur. Karena dibutuhkan 2 volume oksigen untuk 1 volume metana, setidaknya 2.5 volume harus tersedia untuk menyediakan kelebihan yang cukup untuk menyelesaikan reaksi secara sempurna. Untuk 100 mL volume sampel awal, terdapat sekitar 60-70 mL gas residu yang mengandung metana (sampel metana), di mana untuk buret 100 mL, volume sampel metana maksimum adalah sekitar 28 mL (umumnya adalah 20-25 mL), sebelum ditambahkan 2.5 kali dari volume oksigen terukurnya. Beberapa analisis terkadang menyimpan sisa dari residu gas ini untuk cadangan. Oksigen kemudian dimasukkan ke sampel secukupnya, hingga kemudian campurannya dikontakkan ke katalis.

Pengukuran kandungan metana dapat dilakukan melalui 2 cara. Cara pertama yaitu dengan mengalikan $\frac{1}{2}$ hasil akhir penyusutan volume (jumlah oksigen yang digunakan), sesuai dengan pers.reaksi bahwa 2 oksigen dibutuhkan untuk 1 metana. Gas residu (setelah penghitungan jumlah penyusutan total) ini masih mengandung CO_2 yang jumlahnya sama dengan jumlah sebenarnya metana, sehingga perlu dilakukan kontak dengan KOH untuk mengukur volume yang diserap.

Untuk mendapatkan persentase metana, nilai ini kemudian dihitung dengan mengalikan perbandingan antara total sisa sampel mengandung metana terhadap sampel yang digunakan untuk uji metana. Contoh, jika tersisa total 65 mL sampel mengandung metana (sisa setelah uji CO_2 , O_2 , dan H_2), dan 25 mL akan digunakan untuk uji CH_4 , maka pengalihan dilakukan dengan $65/25$ untuk menghasilkan nilai persentase metana.

- Pembakaran lambat

Metode pembakaran lambat untuk uji metana bukan merupakan cara yang umum, di mana analisis data dapat dilakukan setelah oksidasi katalis.

5. Nitrogen

Nitrogen merupakan gas yang relatif inert dan tetap tidak berubah pada akhir prosedur analisis gas sehingga diasumsikan merupakan satu-satunya komponen gas yang memiliki karakter seperti ini. Dengan demikian, pengukuran dilakukan dengan mengurangkan 100 mL (jumlah sampel sebelum analisis) dengan total dari hasil perhitungan pada masing-masing komponen gas.

Sementara itu, terdapat 4 sumber kesalahan utama dalam analisis gas volumetri, di antaranya:

❖ Pengumpulan, penyimpanan, dan penanganan sampel

Paparan dengan berbagai macam gas pada udara dapat terjadi kecuali pengambilan, penyimpanan, dan penanganan sampel benar-benar dijaga. Diperlukan material tempat penyimpanan sampel yang terbuat dari kaca maupun logam, untuk mengatasi permeabilitas hidrogen dan metana terhadap material karet. Pemindahan gas dari botol sampel ke alat analisis juga memerlukan cairan pemindah, dan terdapat kemungkinan sampel mengalami modifikasi.

❖ Fluida pembatas

Fluida pembatas digunakan untuk mengurangi daya pelarut air, dan zat yang paling ideal adalah air raksa karena ketidak-larutan semua gas pada fluida ini. Namun raksa menjadi jarang digunakan karena berat jenis yang besar, harga, dan potensi bahayanya pada manusia. Maka dari itu, karena tidak begitu membutuhkan akurasi yang besar, maka penggunaan larutan encer berupa 20% Na_2SO_4 dan 5 % H_2SO_4 telah dengan signifikan mengurangi kelarutan gas. Meskipun sering digunakan pada peralatan portabel, namun menggunakan larutan campuran ini tetap memberikan kesalahan relatif pada analisis.

❖ Pembakaran metana tak sempurna

Pembakaran yang tak sempurna dapat terjadi jika terjadi kekurangan oksigen, dan sering terjadi pada sampel yang mengandung O_2 kurang dari 2.5 kali dari jumlah gas pada sampel. Pembakaran yang tak sempurna seringkali menyebabkan nilai kandungan nitrogen menjadi tinggi dan rendahnya nilai kandungan metana.

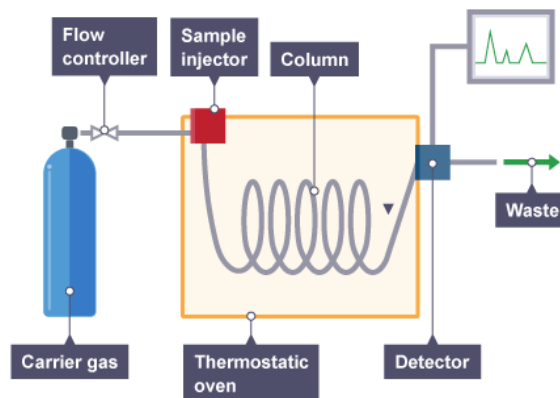
❖ Perubahan temperatur

Dalam analisis gas, perubahan suhu sedikit saja dapat menyebabkan kesalahan yang serius, khususnya saat uji kandungan hidrogen dan metana di mana pengukuran dilakukan pada

suhu tinggi, yaitu kecenderungan untuk ikut terukurnya volume tersisa di saat pembakaran telah selesai namun suhu belum kembali normal.

b. Analisis Kromatografi Gas

Pada analisis kromatografi gas, digunakan alat kromatografi (biasanya dilengkapi dengan pendeteksi konduktivitas termal) dimana gas pembawa yang biasa digunakan adalah helium sebagai fase bergerak untuk membawa gas yang akan dianalisis. Kebutuhan sampel gas untuk analisis ini adalah 1-2 mL ditambah dengan gas sejenis untuk disemprot ke alat untuk netralisasi alat, meskipun terdapat alat yang telah dilengkapi dengan perangkat penyampelan gas.



Gambar 7. Alat Kromatografi

Sumber : www.bbc.co.uk

Selain itu, salah satu komponen terpenting pada analisis ini adalah material pada kolom untuk pemisahan komponen gas, di mana material inilah yang mampu memisahkan udara (O_2 dan N_2), CH_4 , dan CO_2 , namun lebih baik lagi jika digunakan kolom yang mampu memisahkan oksigen. Kebanyakan alat yang digunakan memiliki stabilitas yang mencukupi, sehingga pada suhu dan kelajuan tertentu, terdapat hubungan linear antara ketinggian puncak pada kromatogram gas dan konsentrasi komponen gas (*height vs volume*). Sehingga, dengan menggunakan standar gas murni dan menyuntikkannya sejumlah volume yang berbeda pada kromatograf gas, kurva antara puncak ketinggian vs volume gas dapat dihasilkan. Persentase volume pada gas tertentu di sampel sama dengan volume yang terukur dibagi dengan total volume sampel yang disuntikkan.

Sering dengan waktu, daya sensitivitas pendeteksi konduktivitas termal dapat hilang dan berakibat pada menurunnya ketinggian puncak pada volume tertentu, sehingga perlu dikoreksi dengan standardisasi rutin. Namun, diketahui bahwa berkurangnya ketinggian puncak sama secara proporsional untuk ketiga jenis gas yaitu metana, karbon dioksida, dan udara. Karena hampir seluruh gas terdiri dari ketiga komponen tersebut, maka total masing-masing jumlah harus mendekati 100%. Jika tidak ada kesalahan berarti, maka persentase tepatnya untuk masing-masing komponen gas dapat diukur dengan perhitungan persentase salah satu komponen dikalikan dengan rasio antara jumlah total 3 komponen seharusnya dengan jumlah total 3 komponen terukur. Misalnya untuk menghitung metana yang komponennya terukur 54%, dan total ketiga komponen terukurnya adalah 90%, maka persentase metana sebenarnya adalah $54\% \times (100/90)$ atau sama dengan 60%. Kesalahan utama yang sering terjadi pada analisis kromatografi sama dengan analisis volumetri dalam hal pengambilan, penyimpanan, dan penanganan sampel, dan ditambahkan dengan kemungkinan kesalahan pada perubahan temperatur atau kelajuan gas pembawa pada alat, sensitivitas pendeteksi, degenerasi material kolom, dan inakurasi volume sampel gas yang diinjeksikan.

c. Pengukuran Hidrogen Sulfida (H₂S)

Pentingnya pengukuran H₂S khususnya pada gas yang akan digunakan sebagai bahan bakar adalah karena kemampuannya untuk menyebabkan korosi, di mana tidak boleh melebihi 1.14 mg/L. H₂S dapat diukur menggunakan alat *Tutweiler*, yang urutannya adalah: 1) sampel gas dimasukkan ke alat yang sudah dilengkapi dengan indikator amilum, 2) sejumlah larutan standar iodine dititrasi dan disertai dengan pengocokan, 3) iodine yang dimasukkan akan mengoksidasi H₂S, di mana ketika sampel tepat berubah menjadi biru (perubahan warna oleh amilum) maka iodine telah mengoksidasi semua H₂S, dan total iodine yang digunakan akan merepresentasikan jumlah H₂S yang terkandung.



Gambar 8 Alat Tutweiler

Sumber : www.hellotrade.com

IV. APLIKASI DATA ANALISIS GAS

Analisis gas pada unit pengolahan air limbah amat penting terutama untuk mengetahui nilai bahan bakarnya, selain sebagai informasi pelengkap maupun pengganti dari data kandungan asam volatil, pH, dan lain sebagainya. Dalam kondisi normal, persentase kandungan metana dan karbon dioksida tidak berbeda secara signifikan, dan jika terjadi perubahan mendadak pada komposisi gas maka hal itu menandakan adanya perubahan pada operasi unit maupun jumlah atau komposisi air limbah atau lumpur. Perubahan ini dapat menjadi penanda dibutuhkannya observasi.

L A T I H A N _____

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

1. Jelaskan secara rinci pengertian tentang gas!
2. Jelaskan secara rinci beberapa cara menentukan berat molekul gas!
3. Jelaskan secara lebih mendalam tentang metode analisis gas!

Petunjuk Jawaban Latihan

1. Mahasiswa dapat lebih memahami pengertian tentang gas.
2. Mahasiswa dapat lebih memahami tentang cara-cara menentukan berat molekul gas..
3. Mahasiswa dapat lebih memahami metode analisis gas.

TES FORMATIF 1 _____

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

1. Berikut adalah syarat gas ideal, kecuali....
 - A. Terdiri dari partikel-partikel (atom-atom maupun molekul-molekul)
 - B. Setiap partikel gas selalu bergerak dengan acak
 - C. Partikel gas didistribusi merata pada seluruh ruangan dalam bejana
 - D. Gaya tarik-menarik antar molekulnya besar
2. Robert Boyle menyatakan bahwa volume gas berkurang seiring dengan naiknya.....
 - A. Gaya Tarik-menarik
 - B. Suhu
 - C. Tekanan
 - D. Massa
3. Menentukan berat molekul zat yg berbentuk gas pada suhu kamar adalah cara.....
 - A. Volumetri
 - B. Kromatofi
 - C. Dumas
 - D. Regnault
4. Komponen gas yang dapat dipisahkan melalui analisis gas volumetri, kecuali...
 - A. Sulfur
 - B. Karbon Dioksida

- C. Oksigen
- D. Nitrogen

5. Fluida pembatas digunakan untuk mengurangi daya pelarut air, dan zat yang paling ideal digunakan adalah....

- A. Alkohol
- B. Air Raksa
- C. Air Suling
- D. Air Gaiser

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 modul berikutnya. Bagus! Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 1, terutama bagian yang belum dikuasai.

BAB V

Thermodynamika