

**BUKU PEGANGAN MAHASISWA BIOLOGI
KIMIA UMUM**



Oleh;

Dr. Amanatie, M.Pd.,M.Si

amanatie@uny.ac.id

**FAKULTAS MATEMATIKA DAN ILMUPENGETAHUAN ALAM
UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA**

PENDAHULUAN

Alam semesta ini kaya akan kandungan unsur-unsur kimia. Hingga saat ini, unsur-unsur kimia berjumlah sekitar 114 unsur. Unsur-unsur tersebut dikelompokkan berdasarkan kesamaan sifat-sifatnya ke dalam beberapa golongan, yaitu golongan A (golongan utama) dan golongan B (golongan transisi). Selain itu, unsur-unsur kimia dapat dikelompokkan menjadi unsur logam, nonlogam, semi logam, dan gas mulia.

Beberapa unsur logam dan nonlogam, dalam bentuk unsur maupun senyawa, dapat dimanfaatkan di dalam kehidupan sehari-hari. Penggunaan beberapa unsur logam dan nonlogam meningkat dengan berkembang pesatnya industri baik sebagai alat, bahan dasar, maupun sumber energi .

Unsur logam yang sudah akrab dengan kehidupan kita sehari-hari diantaranya adalah besi, tembaga, atau perak. Ternyata unsur natrium pun bersifat logam. Namun, karena tak stabil dalam keadaan unsurnya, ia lebih banyak kita temui dalam bentuk senyawa.

Keberadaan unsur-unsur kimia sangat melimpah. Sumber-sumber unsur kimia terdapat di kerak bumi, dasar laut, dan atmosfer. Baik dalam bentuk bebas, senyawa, maupun campurannya. Unsur-unsur yang ada di alam diletakkan dalam suatu tabel periodik unsur yang memuat golongan dan periode. Golongan adalah lajur vertikal pada tabel periodik unsur. Periode ditempatkan pada lajur horizontal dalam susunan berkala modern. Periode suatu unsur menunjukkan suatu nomor kulit yang sudah terisi elektron (n terbesar) berdasarkan konfigurasi elektron. Berdasarkan golongan dan periode kita dapat mengetahui sifat unsur yang meliputi jari-jari atom, energi ionisasi, jari-jari ion, afinitas, keelektronegatifan, kereaktifan, dan lain sebagainya.

Senyawa kimia tersusun atas molekul atau atom. Atom-atom akan saling bergabung membentuk suatu ikatan kimia untuk mencapai kestabilan. Ikatan ion yaitu ikatan yang terbentuk sebagai akibat adanya gaya tarik-menarik antara ion positif dan ion negatif. Ion positif terbentuk karena unsur logam melepaskan elektronnya, sedangkan ion negatif terbentuk karena unsur nonlogam menerima

elektron. Atom-atom membentuk ikatan ion karena masing-masing atom ingin mencapai keseimbangan/kestabilan seperti struktur elektron gas mulia.

Ikatan Kovalen adalah ikatan yang terjadi karena pemakaian pasangan elektron secara bersama oleh 2 atom yang berikatan. Ikatan kovalen terjadi akibat ketidak mampuan salah satu atom yang akan berikatan untuk melepaskan elektron (terjadi pada atom-atom non logam).

Reaksi Redoks adalah reaksi yang didalamnya terjadi perpindahan elektron secara berurutan dari satu spesies kimia ke spesies kimia lainnya, yang sesungguhnya terdiri atas dua reaksi yang berbeda, yaitu oksidasi (kehilangan elektron) dan reduksi (memperoleh elektron).

A. Definisi Ilmu Kimia

Ada beberapa pengertian ilmu kimia menurut para ahli Kimia (dari bahasa Arab كيمياء, transliterasi: kimiya = perubahan benda/ zat atau bahasa Yunani: χημεία, transliterasi: khemeia) adalah ilmu yang mempelajari mengenai komposisi, struktur, dan sifat zat atau materi dari skala atom hingga molekul serta perubahan atau transformasi serta interaksi mereka untuk membentuk materi yang ditemukan sehari-hari. Kimia juga mempelajari pemahaman sifat dan interaksi atom individu dengan tujuan untuk menerapkan pengetahuan tersebut pada tingkat makroskopik. berikut adalah beberapa contoh definisi kimia menurut para ilmuwan:

Yang pertama Ilmu kimia dapat di definisikan sebagai ilmu pengetahuan alam yang mempelajari tentang materi yang meliputi struktur, susunan, sifat, dan perubahan materi serta energi yang menyertainya (Agung Nugroho Catur Saputro, Irwan Nugraha, Berpetualang Di Dunia Kimia, Pustaka Insan Madani, Yogyakarta, 2008).

Yang ke dua Kimia merupakan ilmu pengetahuan yang membahas perubahan suatu materi. Perubahan suatu materi dapat digambarkan melalui reaksi kimia. Menggunakan reaksi kimia, kita dapat menyingkap perubahan-perubahan aneh yang tersembunyi pada suatu zat.

Yang ketiga Kimia adalah ilmu pengetahuan tentang yang gaib, yang tersembunyi, yang tak terlihat. Tak perlu heran perlu waktu lama untuk mengungkap rahasia-rahasia kimia.

Ilmu kimia merupakan bagian dari ilmu pengetahuan alam (sains) yang mempelajari tentang sifat, struktur materi, komposisi materi, perubahan dan energi yang menyertai perubahan materi. Materi merupakan sesuatu yang mempunyai massa dan volume (menempati ruang). Materi atau zat dikelompokkan menjadi zat tunggal (murni) dan campuran, sedangkan zat murni terdiri dari unsur dan senyawa. Unsur merupakan zat murni yang paling sederhana karena tidak dapat diuraikan lagi menjadi zat yang lebih sederhana, sedangkan senyawa merupakan gabungan dari dua atau lebih unsur yang terbentuk melalui reaksi kimia. Dengan cara-cara tertentu senyawa dapat diuraikan menjadi zat yang lebih sederhana, dan bahkan bisa menjadi unsur-unsur pembentuknya. Misalnya, gula merupakan senyawa yang terdiri dari unsur karbon, unsur hidrogen dan unsur oksigen, jika gula dibakar akan terurai menjadi senyawa yang lebih sederhana, yaitu karbon dioksida dan uap air.

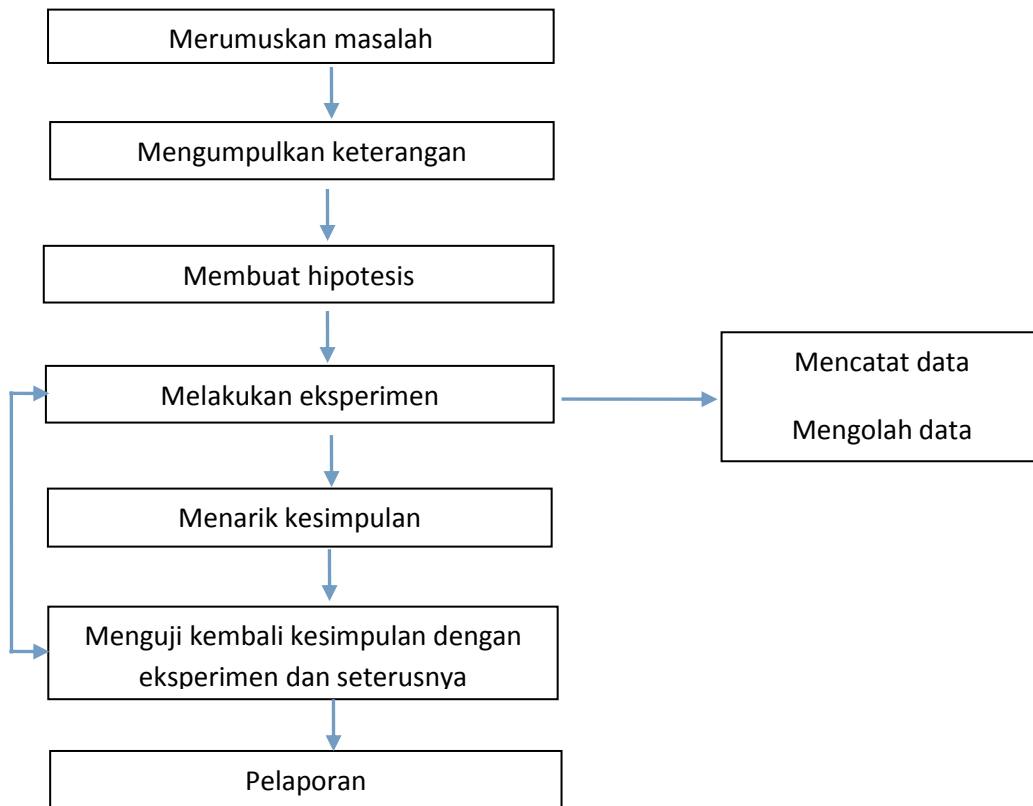
Dari penjelasan-penjelasan di atas, tampaklah bahwa ilmu kimia merupakan bagian dari sains, maka untuk mempelajari ilmu kimia harus menggunakan disiplin dan cara-cara atau metode yang biasa digunakan oleh para saintis (ilmuwan) dalam memperoleh ilmu pengetahuan tersebut. Cara-cara atau metode dalam mempelajari dan mendapatkan ilmu pengetahuan alam (sains) disebut metode ilmiah. Jadi, untuk mempelajari ilmu kimia harus tunduk pada aturan-aturan dalam metode ilmiah.

B. Metode Ilmiah

Metode ilmiah adalah suatu cara yang sistematis yang digunakan oleh para ilmuwan untuk memecahkan masalah-masalah yang dihadapi. Kegunaan metode ilmiah diantaranya adalah mengembangkan ilmu pengetahuan, dapat memecahkan masalah dalam kehidupan sehari-hari, dapat digunakan untuk menguji ulang hasil penelitian orang lain sehingga didapat kebenaran yang objektif.

Tahapan metode ilmiah ini, meliputi : penemuan masalah, perumusan masalah harus jelas dan spesifik serta terfokus; membuat hipotesis, masalah yang diamati merupakan hal yang dapat di ukur secara empiris; memprediksikan hasil dari hipotesis, jawaban permasalahan harus didasarkan pada data hasil percobaan atau pengamatan; melakukan eksperimen atau percobaan untuk menguji hipotesis, proses pengumpulan dan analisis data serta pengambilan keputusan di dasarkan dengan logika yang benar; mencatat data, mengolah data dan menganalisisnya, menyimpulkan atau merumukan hukum umum yang sederhana yang diorganisasikan dari hipotesis atau percobaan, hasil kesimpulan yang sudah siap diujikan kembali oleh orang lain dan di revisi. Jika dalam metode ilmiah ini diperoleh pengetahuan baru berdasarkan simpulan dan kegiatan hasilnya masih harus di uji berulang kali melalui percobaan, di simpulkan, di uji lagi dan seterusnya sampai di temukannya hasil yang tepat.

C. Skema Metode Ilmiah



Selain metode ilmiah, hal yang menunjang keberhasilan penemuan- penemuan ilmiah adalah sikap ilmiah dari ilmuwan, meliputi; kejujuran, bersikap terbuka, seorang ilmuwan juga mampu membedakan antara fakta dengan opini, tekun dan ulet, teliti, cermat, dan akurat.

Setiap dalam suatu unsur pasti akan diberi lambang sesuai dengan aturan penulisan dalam internasional. Berikut ini adalah aturan penulisan dalam suatu unsur.

Untuk lambang unsur yang hanya terdiri atas satu huruf, penulisannya itu menggunakan huruf kapital.

Contoh seperti :

Karbon dinotasikan C.

Unsur Hidrogen dinotasikan H.

Unsur Oksigen dinotasikan O.

D. SATUAN INTERNASIONAL

Kimia adalah sains kuantitatif, yang berarti bahwa dalam banyak kasus kita dapat mengukur sifat dan membandingkan dengan standar yang memiliki nilai yang diketahui untuk sifat tersebut. Kita menyatakan pengukuran sebagai hasil kali bilangan (number) dan satuan (unit).

Sistem ilmiah untuk pengukuran disebut System Internationale d'Unites (Sistem Internasional Satuan) dan disingkat SI. SI adalah versi modern dari sistem metrik, sebuah sistem yang didasarkan pada satuan panjang yang disebut meter (m).

No.	Besaran	Lambang	Satuan Menurut SI	
			Nama	Lambang
1	Panjang	L	Meter	m
2	Massa	M	Kilogram	kg
3	Waktu	T	Sekon	S
4	Kuat arus listrik	I	ampere	A
5	Suhu	K	Kelvin	K
6	Jumlah Zat	N	mol	Mol
7	Intensitas cahaya	J	Candela	Cd

SI adalah sistem desimal. Kuantitas kuantita yang berbeda dari satuan dasar sebesar pemangkatan sepuluh dinyatakan dengan menggunakan awalan. Misalnya, awalan kilo berarti seribu (10^3) kali.

Massa

Massa menyatakan kuantitas materi dalam suatu objek. Dalam SI, standar massa adalah 1 kilogram (kg). Bobot (weight) adalah gaya gravitasi pada suatu objek. Bobot berbanding lurus dengan massa, seperti di tunjukkan pada rumus matematis berikut.

$$W = g \cdot m$$

Suatu objek memiliki massa (m) yang tetap, yang tidak bergantung pada di mana atau bagaimana massa itu diukur. Bobot (W), dapat bervariasi sebab percepatan akibat gravitasi (g).

Peranti laboratorium yang lazim digunakan untuk mengukur massa dinamakan neraca. Prinsip yang digunakan dalam neraca adalah membandingkan gaya gravitasi suatu massa yang besarnya dapat diukur secara cermat.

Mula-mula, kondisi keseimbangan awal diperoleh bila tidak ada objek pada lempeng neraca. Bila objek yang akan ditimbang diletakkan di atas lempeng, kondisi keseimbangan awal ini terganggu. Untuk mengembalikan kondisi seimbang, arus listrik tambahan harus dilewatkan pada elektromagnetik. Misalnya arus tambahan ini sebanding dengan massa objek yang sedang ditimbang dan diterjemahkan menjadi massa yang dapat kita baca pada tampilan di neraca.

Waktu

Waktu dalam SI adalah detik (second, s). Detik didefinisikan sebagai $1/31.556.925.9747$ panjang waktu tahun 1900. Dengan kemajuan jam atomik, sekarang detik didefinisikan sebagai durasi 9.192.631.7700 siklus radiasi tertentu yang dipancarkan oleh atom tertentu unsur sesium (sesium-133).

Suhu

Skala suhu SI disebut skala kelvin, menetapkan nilai nol untuk suhu terendah yaitu 0 K sama dengan $-273,15^{\circ}\text{C}$. Skala kelvin adalah skala suhu mutlak, tidak ada suhu kelvin negatif. Interval pada skala kelvin dinamakan kelvin, sama ukurannya dengan derajat celsius, namun lamban derajatnya tidak dituliskan pada suhu Kelvin.

E. LAMBANG UNSUR

Untuk lambang unsur yang terdiri dari dua huruf, penulisan huruf pertama menggunakan huruf kapital dan huruf kedua dengan menggunakan huruf kecil. Contohnya seperti :

Unsur Natrium dinotasikan Na.

Unsur Kalsium dinotasikan Ca.

Berikut ini lambang unsur logam dan nonlogam

Unsur Logam		Unsur Nonlogam	
Nama Unsur	Lambang	Nama	
		Unsur	Lambang
Aluminium	Al	Argon	Ar
Antimon	Sb	Arsen	As
Barium	Ba	Belerang	S
Besi	Fe	Boron	B
Bismut	Bi	Bromin	Br
Emas	Au	Flourin	F
Kalium	K	Fosforus	P
Kalsium	Ca	Helium	He
Kobalt	Co	Hidrogen	H
Kromium	Cr	Iodin	I

Mangan	Mn	Karbon	C
Magnesium	Mg	Klorin	Cl
Natrium	Na	Neon	Ne
Nikel	Ni	Nitrogen	N
Perak	Ag	Oksigen	O
Raksa	Hg	Silikon	Si
Seng	Zn	Kripton	Kr
Tembaga	Cu	Xenon	X
Timah	Sn	Selenium	Se
Timbal	Pb	Radon	Rn

Tabel periodik unsur

Gbr Lamp.1

Untuk dapat dengan mudah mempelajari serta mengamati suatu unsur, dibuatlah sebuah table yang dinamakan tabel periodik unsur. Tabel periodik unsur ini ialah suatu tabel yang menggambarkan tentang unsur-unsur yang ada dalam kimia yang dibuat dalam bentuk tabel. Unsur tersebut diatur berdasarkan struktur elektronnya yang bersifat kimia unsur tersebut berubah-ubah secara beraturan di sepanjang tabel. Setiap unsur itu didaftarkan berdasarkan nomor atom serta lambang unurnya. Dalam tabel periodik unsur, unsur dikelompokkan ke dalam golongan dan periode berdasarkan kesamaan sifat. Golongan dalam tabel periodik disusun secara vertikal (dari atas ke bawah), sedangkan periode unsur disusun secara horizontal (dari kiri ke kanan).

E. DEFINISI SENYAWA

Definisi dari Senyawa itu ialah suatu gabungan yang terdiri dari dua unsur atau lebih yang bergabung secara kimia dengan perbandingan tertentu dalam setiap molekulnya. Senyawa itu dapat dituliskan dalam rumus kimia. Rumus kimia dari suatu senyawa dapat berupa rumus molekul dan rumus empiris. Rumus molekul itu adalah suatu molekul yang ada dalam rumus kimia yang menyatakan suatu jenis serta jumlah atom yang dapat menyusun zat. Sedangkan Rumus empiris adalah rumus kimia yang menyatakan suatu perbandingan terkecil atau jumlah dari atom-atom pembentuk senyawa. Contohnya seperti n-heksana memiliki rumus yang molekulnya terdiri dari $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$, yang menyatakan bahwa senyawa ini pasti punya struktur rantai lurus yang terdiri dari masing-masing 6 atom karbon, dan 14 atom hidrogen. Dengan rumus molekul tersebut maka dapat disimpulkan bahwa formula kimia heksana adalah C_6H_{14} , sedangkan rumus empirisnya adalah C_3H_7 yang menunjukkan rasio C:H sebesar 3 : 7.

Sifat-sifat yang ada dalam senyawa senyawa itu ternyata mempunyai sifat-sifat tersendiri, berikut ini adalah sifat-sifat dari senyawa :

- Senyawa itu dapat terbentuk apabila melalui suatu proses dari reaksi kimia
- Komponen penyusun yang ada pada suatu senyawa pasti mempunyai suatu perbandingan tertentu yang sifatnya tentu saja itu tetap. (hukum Proust)
- Senyawa itu nggak bakal bisa dipisahkan dengan komponen penyusunnya kembali dengan melalui reaksi fisika.
- Senyawa itu dapat dikategorikan sebagai senyawa zat tunggal.
- Mempunyai sifat-sifat tertentu yang berbeda dengan unsur-unsur pembentuknya. perbandingan dua hidrogen dan satu oksigen
- Penamaan dalam senyawa
- Senyawa yang terdiri dari unsur logam dan unsur nonlogam
- Nama dalam suatu unsur logam menjadi nama depan atau boleh dikatakan dengan duluan dan unsur nonlogam menjadi nama belakang.

Contoh:

Unsur logam	unsur nonlogam	rumus kimia	nama senyawa
Magnesium	oksigen	MgO	Magnesium oksida
Kalium	Brom	KBr	Kalsium Bromida

- Senyawa yang hanya terdiri dari unsur nonlogamnya saja.
- Senyawa yang terdiri atas dua unsur nonlogam, nama belakangnya pasti akan diberi akhiran/cta. Apabila ada pasangan dalam suatu unsur yang bersenyawa lebih dari satu, maka penamaan senyawa tersebut dibedakan dengan menyebutkan angka indeksinya, yang dinyatakan dalam bahasa Yunani sebagai berikut.

1	Mono	6	Heksa
2	Di	7	Hepta
3	Tri	8	Okta
4	Tetra	9	Nona
5	Penta	10	Deka

Contoh:

CO = Karbon monoksida CO₂ = Karbon dioksida

- Senyawa yang terdiri atas unsur hidrogen dan nonlogam
- Terdapat dua aturan dalam pemberian penamaan untuk senyawa yang tersusun atas unsur hidrogen dan nonlogam, yaitu:
- Kata hidrogen itu dapat dijadikan nama depan dan nama unsur nonlogam sebagai nama belakang dengan akhiran kata Ida.
- Contohnya seperti HF = Hidrogen fluorida

- Menggunakan kata asam sebagai nama depan dan nama unsur nonlogam sebagai nama belakang ditambah akhiran ida
- Contohnya seperti HF = Asam fluorida

Senyawa yang terdiri atas unsur logam, oksigen, dan unsur hidrogen apabila dalam suatu unsur oksigen merupakan unsur kedua yang diikuti dengan unsur hidrogen maka penamaan senyawa dapat menggunakan suatu nama unsur logam sebagai nama depan. Kata hidroksida yang merupakan gabungan nama unsur hidrogen dan oksigen, sebagai nama belakangnya.

Contoh: NaOH: Natrium hidroksida KOH: Kalium hidroksida

F. CAMPURAN

Campuran merupakan suatu gabungan yang terjadi atas beberapa zat dengan perbandingannya yang tidak tetap dan tanpa melakukan reaksi kimia. Sifat asli dalam suatu zat pembentuk campuran yaitu ada yang masih dapat dibedakan satu sama lain. Berdasarkan homogenitasnya, campuran itu dapat dikelompokkan menjadi dua bagian yaitu sebagai berikut.

Campuran homogen

Campuran homogen ialah campuran yang terdiri diantara dua zat atau lebih yang apabila partikel-partikel penyusunnya itu tidak bisa lagi dibedakan. Campuran homogen itu punya suatu bagian-bagian penyusun yang sama. Larutan merupakan campuran yang ada dalam suatu homogen. Oleh karenanya, campuran homogen itu kerap sekali disebut juga dengan larutan. Dalam larutan, zat itu dapat terlarut dan itu disebut dengan solute, sedangkan zat pelarut dinamakan solvent. Berikut ini adalah sifat dari larutan.

- Dalam larutan itu Terdiri atas dua zat atau lebih yang setiap partikelnya itu penyusunnya menyebar dan merata di seluruh larutan.
- Dalam larutan Ukuran partikel larutan itu kurang dari 10 nm.
- Setiap partikel penyusun larutan menyebar merata di seluruh larutan.

Campuran Heterogen

Campuran heterogen merupakan Campuran antara dua macam zat atau lebih yang partikel-partikel penyusunnya masih dapat dibedakan satu sama lainnya. Campuran Heterogen itu dapat dibedakan menjadi 2 yaitu sebagai berikut :

Koloid

Partikel-partikel yang ada dalam koloid hanya dapat terlihat dengan menggunakan suatu alat jenis mikroskop yang dinamakan mikroskop ultra. Ukuran partikel yang terdapat dalam larutan kira-kira antara 10 sampai dengan 1000 nm. Partikelnya pun menyebar, tetapi nggak bisa mengendap, serta tidak dapat menghamburkan cahaya. Contohnya seperti susu, asap, kabut, agar-agar, kuningtelur dll.

Suspensi

Obat batuk cair merupakan contoh larutan heterogen (www.flickr.com) Partikel-partikel yang terdapat pada suspensi dapat dilihat hanya dengan mikroskop biasa. Ukuran partikelnya pun lebih besar yaitu kira-kira sampai 1.000 nm. Suspensi nggak bisa ditembus cahaya. Contohnya seperti minyak dengan air, air keruh, dan air kapur.

Berikut ini adalah hal-hal yang dapat mempengaruhi proses kelarutan dalam suatu zat.

Suhu

Suatu zat akan dapat semakin mudah terlarut dalam zat pelarut apabila suhunya itu semakin tinggi. Hal ini dapat terjadi dikarenakan adanya suatu partikel-partikel dalam suatu zat pada suhu yang lebih tinggi dan dapat bergerak lebih cepat sehingga kemungkinan dapat terjadinya suatu tumbukan yang lebih sering dan efektif. Ini membuat zat semakin mudah terlarut.

Ukuran zat terlarut

Secara umum, makin besar luas permukaan pada suatu zat maka pelarutannya pun akan makin lebih cepat. Hal ini disebabkan karena dengan semakin besar luas permukaan suatu zat, berarti semakin banyak pula partikel yang bertumbukan dan akan mempercepat proses terbentuknya larutan.

Volume dalam pelarut

Volume pelarut dapat mempengaruhi proses kelarutan, Semakin banyak volume pelarut yang digunakan, maka akan makin cepat suatu zat akan melarut.

Pengadukan

Proses pengadukan dapat mempengaruhi suatu proses dalam kelarutan. Dengan adanya proses dalam pengadukan, pada suatu zat akan semakin lebih cepat terlarutnya dalam suatu pelarut.

ATOM DAN PERKEMBANGANNYA

A. LATAR BELAKANG

Atom adalah partikel-partikel kecil yang menyusun suatu materi. Salah satu tokoh dari teori atom adalah John Dalton. John Dalton adalah pencetus teori atom modern dan ahli kimia Inggris. Dalton telah meletakkan konsep secara kuantitatif dan menggunakannya untuk mengetahui tersusun dari apakah suatu benda dan bagaimana benda tersebut berubah oleh reaksi kimia.

Dalam kimia dikenal mol, yaitu banyaknya zat yang mengandung partikel-partikel yang sama banyaknya dengan atom-atom yang terkandung dalam 12 gram tepat isotop karbon-12. Di dalam kimia dikenal pula berbagai hukum-hukum dasar kimia, diantaranya adalah: hukum kekekalan massa (mengemukakan bahwa suatu perubahan kimia tidak terjadi penambahan atau kehilangan massa), Hukum Perbandingan Tetap/ Hukum Proust (perbandingan massa unsur-unsur dalam tiap senyawa adalah tetap), Hukum Perbandingan Berganda/Hukum Dalton, Hukum perbandingan Setara, Hukum Perbandingan Volume/ Hukum Gay Lussac dan Hukum Avogadro.

Kimia juga mengenal Massa Molekul dan Massa Rumus Komposisi. Selain itu juga terdapat dua macam rumus, yaitu Rumus Empirik dan Rumus Molekul. Rumus Empirik adalah rumus yang paling sederhana yang menyatakan perbandingan jumlah atom dari berbagai unsur dalam suatu senyawa, sedangkan Rumus Molekul adalah rumus yang menyatakan jenis dan jumlah dari tiap unsur yang ada dalam senyawa itu. Oleh karena itu, kami akan membahas lebih lanjut tentang atom.

1. TEORI ATOM

a. Teori Atom Dalton

Pada tahun 1808, John Dalton adalah seorang guru di Inggris yang melakukan perenungan tentang atom. Teori atom Dalton didasarkan pada dua hukum, yaitu hukum kekekalan massa (hukum Lavoisier) dan hukum susunan tetap (hukum prouts). Lavoisier menyatakan bahwa “Massa total zat-zat sebelum reaksi akan selalu sama dengan massa total zat-zat hasil reaksi”. Sedangkan Prouts menyatakan bahwa “Perbandingan massa unsur-unsur dalam suatu senyawa selalu tetap”. Dari kedua hukum tersebut Dalton mengemukakan pendapatnya tentang atom sebagai berikut:

- a. Atom merupakan bagian terkecil dari materi yang sudah tidak dapat dibagi lagi
- b. Atom digambarkan sebagai bola pejal yang sangat kecil, suatu unsur memiliki atom-atom yang identik dan berbeda untuk unsur yang berbeda
- c. Atom-atom bergabung membentuk senyawa dengan perbandingan bilangan bulat dan sederhana. Misalnya air terdiri atom-atom hidrogen dan atom-atom oksigen
- d. Reaksi kimia merupakan pemisahan atau penggabungan atau penyusunan kembali dari atom-atom, sehingga atom tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan.

Hipotesa Dalton digambarkan dengan model atom sebagai bola pejal seperti pada tolak peluru. Kelebihan model/ teori atom John Dalton:

- a. Dapat menerangkan hukum kekekalan massa (Lavoisier)
- b. Dapat menerangkan hukum perbandingan tetap (Proust).
- c. Memulai minat terhadap penelitian mengenai model atom

Kelemahan model/ teori atom John Dalton :

- a. Ada partikel yang lebih kecil dari atom yang disebut partikel subatom.
- b. Tidak menjelaskan bagaimana atom-atom berikaitan.
- c. Tidak menerangkan hubungan lautan senyawa dan daya hantar arus listrik, jika atom merupakan bagian terkecil dari suatu unsur dan tidak dapat dibagi lagi.

b. Teori Atom “Roti Kismis”

J. J. Thomson (1897), fisikawan Inggris yang menyatakan bahwa atom berbentuk bulat dimana muatan listrik positif yang tersebar merata dalam atom dinetralkan oleh elektron-elektron yang bermuatan negatif yang berada di antara muatan positif.

Model atom Thomson didasarkan pada asumsi bahwa massa elektron lebih kecil dari massa atom, dan elektron merupakan partikel penyusun atom. Karena atom bermuatan netral, maka elektron yang bermuatan negatif akan menetralkan suatu muatan positif dalam atom. Hal ini mendukung keberadaan proton dalam atom. Kelebihan model/ teori atom J. J. Thomson:

- a. Dapat menerangkan adanya partikel yang lebih kecil dari pada atom yang disebut partikel subatomik.
- b. Dapat menerangkan sifat listrik atom
- c. Membuktikan adanya partikel lain yang bermuatan negative dalam atom
- d. Selain itu juga memastikan bahwa atom tersusun dari partikel yang bermuatan positif dan negative untuk membentuk atom netral. Juga membuktikan electron terdapat dalam semua unsur.

Kelemahan model/ teori atom J.J. Thompson:

- a. Tidak dapat menjelaskan susunan muatan positif dan negatif dalam bola atom
- b. Tidak dapat menerangkan efek penghamburan cahaya pada lempeng tipis emas

c. Teori Atom Ernest Rutherford

Ernest Rutherford (1911), seorang ahli Fisika Inggris. Penelitian penembakan sinar alfa pada plat tipis emas membuat Rutherford dapat mengusulkan teori dan model atom untuk memperbaiki teori dan model atom Thomson.

Rutherford mengatakan bahwa “Atom terdiri dari inti atom yang sangat kecil dan bermuatan positif, dikelilingi oleh elektron yang bermuatan negatif”. Sebagian besar atom adalah ruangan kosong dan hampir semua massa atom ada pada inti.

Kelebihan model/ teori atom Rutherford :

- a. Dapat menerangkan fenomena penghamburan sinar alfa pada lempeng tipis emas
- b. Mengemukakan keberadaan inti atom

Kelemahan model/ teori atom Rutherford yakni tidak menjelaskan penyebab elektron tidak jatuh ke dalam inti atom.

d. Teori Atom Niels Bohr

Niels Bohr (1913), fisikawan dari Denmark ini yang selanjutnya menyempurnakan model atom yang dikemukakan oleh Rutherford. Penjelasan Bohr didasarkan pada penelitiannya tentang spektrum garis atom hidrogen. Beberapa hal yang dijelaskan oleh Bohr:

- Elektron mengorbit pada tingkat energi tertentu yang disebut kulit.
- Tiap elektron mempunyai energi tertentu yang cocok dengan tingkat energi kulit.
- Dalam keadaan stationer, elektron tidak melepas dan menyerap energi.

Elektron dapat berpindah posisi dari tingkat energi rendah dan sebaliknya dengan menyerap dan melepas energi. Menurut model atom Bohr, elektron-elektron

mengelilingi inti pada lintasan-lintasan tertentu yang disebut kulit elektron atau tingkat energi. Tingkat energi paling rendah adalah kulit elektron yang terletak paling dalam, semakin keluar semakin besar nomor kulitnya dan semakin tinggi tingkat energinya. Kelebihan model/ teori atom Bohn :

- a. Dapat menjelaskan spektrum pancaran dari atom hidrogen
- b. Menjawab kesulitan teori atom Rutherford

Kelemahan model/ teori atom Bohr :

- a. Tidak dapat menjelaskan atom berelektron banyak.
- b. Tidak dapat menerangkan efek Zeeman bila atom ditempatkan pada medan magnet
- c. Tidak dapat menjelaskan spektrum warna dari atom berelektron banyak

2. HUKUM KIMIA

Pada mulanya, hanya sedikit diketahui mengenai sifat-sifat dari zat dan reaksi kimia, sehingga tak mengherankan bila timbul teori yang salah mengenai teori dari zat (matter) misalnya : telah lama diketahui bahwa bila sepotong kayu dibakar, abu yang terbentuk beratnya berkurang dari berat kayu asal. Teorinya adalah karena ada sesuatu yang disebut phlogiston akan menguap waktu pembakaran.

2.1 Hukum Kekekalan Massa (Hukum Lavoiser)

Suatu reaksi terjadi karena adanya pemutusan ikatan-ikatan pada zat-zat pereaksi dan selanjutnya terjadi pembentukan ikatan lagi pada zat hasil reaksi. Bagaimana dengan massa zat-zat pada reaksi itu? Penelitian tentang massa zat- zat pada reaksi telah dicoba sejak dulu. Sampai pertengahan abad ke-18 para ahli kimia masih menduga bahwa sebagian massa zat ada yang hilang setelah terjadinya reaksi kimia, seperti pembakaran kayu akan menghasilkan abu yang rapuh dan ringan dibandingkan dengan kayu yang dibakar sebelumnya. Mereka menduga bahwa sesuatu telah menghilang pada saat pembakaran.

“Sesuatu” itu disebut “flogiston”. Teori flogiston itu hilang setelah Antoine Laurent Lavoisier (1743 – 1794) seorang ilmuwan Perancis menerbitkan bukunya berjudul *Traite Elementaire de Chemie*. Dalam buku itu, Lavoisier mengemukakan bahwa jika suatu reaksi kimia dilakukan dalam tempat tertutup, sehingga tidak ada hasil reaksi yang keluar dari tempat tersebut, ternyata massa zat sebelum reaksi dan sesudah reaksi adalah tetap. Inilah yang disebut sebagai Hukum Kekekalan Massa. Hukum Kekekalan Massa, berbunyi: “Dalam setiap reaksi kimia, jumlah massa zat-zat sebelum dan sesudah reaksi adalah sama.”

2.2 Hukum Perbandingan Tetap (Hukum Proust)

Garam dapur atau natrium klorida merupakan suatu senyawa yang sangat berguna untuk kesehatan tubuh kita, juga membuat makanan menjadi enak rasanya. Unsur-unsur pembentuk natrium klorida yaitu logam natrium dan gas klor yang masing-masing memiliki sifat yang berbeda.

Logam natrium apabila direaksikan dengan air dapat meledak. Gas klor dalam jumlah yang cukup apabila terisap pada saat bernapas dapat menimbulkan iritasi pada selaput lendir hidung. Jadi, suatu senyawa merupakan zat baru yang sifatnya berbeda dengan unsur-unsur pembentuknya.

Joseph Louis Proust (1754 – 1826) adalah ilmuwan yang pertamanya menemukan fakta tentang perbandingan massa dari unsur-unsur dalam senyawa dengan melakukan percobaan-percobaan yang kemudian dikenal sebagai Hukum Perbandingan Tetap.

Hukum Perbandingan Tetap berbunyi: “Perbandingan massa unsur-unsur penyusun suatu senyawa selalu tetap.”

2.3 Hukum Kelipatan Perbandingan (Hukum Dalton)

Beberapa unsur dapat membentuk senyawa dengan berbagai perbandingan, misalnya karbon dengan oksigen dapat membentuk karbon monoksida dan karbon dioksida dengan rumus CO dan CO₂. Dari beberapa penelitian terhadap senyawa-senyawa yang membentuk lebih dari satu rumus, Dalton mengemukakan suatu pernyataan yaitu sebagai berikut.”Jika ada dua senyawa yang dibentuk dari dua

unsur yang sama dan massa satu unsur pada kedua senyawa itu sama maka massa unsur yang lainnya mempunyai angka perbandingan yang sederhana dan bulat.”

2.4 Hukum Perbandingan Volum (Gay Lussac)

Dalton berhasil menyelidiki hubungan massa antara zat-zat yang membentuk suatu senyawa. Pada tahun 1808 Josep Louis Gay Lussac dari Perancis menyelidiki hubungan dari Perancis menyelidiki hubungan reaksi kimia. Ia menemukan bahwa pada suhu dan tekanan yang sama, satu volum gas oksigen bereaksi dengan dua volum gas hidrogen menghasilkan dua volum uap air.

Dari data percobaan tersebut Gay Lussac menyimpulkan: “Pada temperatur dan tekanan yang sama, perbandingan volum gas-gas yang bereaksi dan gas hasil reaksi merupakan bilangan bulat dan sederhana.”

2.5 Hipotesis Avogadro

Pada tahun 1811, seorang ahli fisika dari Italia bernama Amadeo Avogadro berpendapat bahwa ada hubungan antara jumlah partikel-partikel dalam gas dan volum gas, yang tidak bergantung pada jenis gas. Hipotesis ini dijadikan suatu hukum, yang dikenal sebagai Hukum Avogadro.

Hipotesis Avogadro berbunyi: “Pada temperatur dan tekanan yang sama, semua gas pada volum yang sama mengandung jumlah molekul yang sama pula”.

3. MASSA ATOM

Massa atom (m_a) dari suatu unsur kimia adalah massa suatu atom pada keadaan diam, umumnya dinyatakan dalam satuan massa atom. Massa atom sering disinonimkan dengan *massa atom relatif*, *massa atom rata-rata*, dan *bobot atom*. Walaupun demikian, terdapat sedikit perbedaan karena nilai-nilai tersebut dapat berupa rata-rata berbobot dari massa semua isotop unsur, atau massa dari satu isotop saja. Untuk kasus suatu unsur yang hanya memiliki satu isotop dominan, nilai massa atom isotop yang paling melimpah tersebut hampir sama dengan nilai bobot atom unsur tersebut. Untuk unsur-unsur yang isotop umumnya lebih dari satu, perbedaan nilai massa atom dengan bobot atomnya dapat mencapai lebih dari setengah satuan

massa (contohnya klorin). Massa atom suatu isotop yang langka dapat berbeda dari bobot atom standar sebesar beberapa satuan massa.

a. Konsep Mol

Banyaknya partikel dinyatakan dalam satuan mol. Satuan mol sekarang dinyatakan sebagai jumlah partikel (atom, molekul, atau ion) dalam suatu zat. Para ahli sepakat bahwa satu mol zat mengandung jumlah partikel yang sama dengan jumlah partikel dalam 12,0 gram isotop C-12 yakni $6,02 \times 10^{23}$ partikel. Jumlah partikel ini disebut Bilangan Avogadro ($N_A = \text{Number Avogadro}$) atau dalam bahasa Jerman Bilangan Loschmidt (L).

Jadi, definisi satu mol adalah sebagai berikut: "Satu mol zat menyatakan banyaknya zat yang mengandung jumlah partikel yang sama dengan jumlah partikel dalam 12,0 gram isotop C-12."

b. Pengukuran Mol Atom-Atom

Dalam suatu reaksi kimia, atom-atom atau molekul akan bergabung dalam perbandingan angka yang bulat. Telah dijelaskan bahwa satu mol terdiri dari $6,022 \times 10^{23}$ partikel. Angka ini tidaklah dipilih secara sembarangan, melainkan merupakan jumlah atom dalam suatu sampel dari tiap elemen yang mempunyai massa dalam gram yang jumlahnya sama dengan massa atom elemen tersebut, misalnya massa atom dari karbon adalah 12,011, maka 1 mol atom karbon mempunyai massa 12,011 .

Demikian juga massa atom dari oksigen adalah 15,9994, jadi 1 mol atom oksigen mempunyai massa 15,9994 .

$$\text{mol C} = 12,011 \text{ C} \qquad 1 \text{ mol O} = 15,9994 \text{ O}$$

Maka keseimbanganlah yang menjadi alat kita untuk mengukur mol. Untuk mendapat satu mol dari tiap elemen, yang kita perlukan adalah melihat massa atom dari elemen tersebut. Angka yang didapat adalah jumlah dari gram elemen tersebut yang harus kita ambil untuk mendapatkan 1 mol elemen tersebut.

Pengubahan antara gram dan mol adalah penghitungan rutin yang harus dipelajari secara cepat. Beberapa contoh perhitungan ini bersama dengan pemakaian mil dalam perhitungan kimia akan ditunjukkan dalam soal-soal berikut.

Contoh Soal :

Berapa mol Silikon (Si) yang terdapat dalam 30,5 gram Si? Silikon adalah suatu elemen yang dipakai untuk pembuatan transistor.

Solusi

Persoalan kita adalah mengubah satuan gram dari Si ke mol Si, yaitu $30,5 \text{ Si} = ? \text{ Mol Si}$. Diketahui dari daftar massa atom bahwa

$$1 \text{ mol Si} = 28,1 \text{ Si}$$

Untuk mengubah g Si ke mol, kita harus mengkalikan 30,5 Si dengan satuan faktor yang mengandung satuan "g Si" pada penyebutnya, yaitu:

Maka,

$$30,5 \text{ g Si} \times = 1,09 \text{ mol Si}$$

Sehingga $30,5 \text{ gr Si} = 1,09 \text{ mol Si}$

c. Pengukuran Mol dari Senyawa

Seperti pada elemen, secara tak langsung persamaan diatas juga dapat dipakai untuk menghitung mol dari senyawa. Jalan yang termudah adalah dengan menambahkan semua massa atom yang ada dalam elemen. Bila zat terdiri dari molekul-molekul (misalnya CO , H O atau NH), maka jumlah dari massa atom disebut **massa molekul** atau **berat molekul**. Kedua istilah ini dipakai berganti-ganti). Sehingga massa molekul dari CO adalah:

$$\text{C} \quad 1 \times 12,0 \text{ u} = 12,0 \text{ u}$$

$$2\text{O} \quad 2 \times 16,0 \text{ u} = \underline{32,0 \text{ u}}$$

$$\text{CO} \quad \text{total} = 44,0 \text{ u}$$

Demikian juga massa molekul dari H O = 18,0 u dan dari NH₃ = 17,0 u. Berat dari 1 mole zat didapat hanya dengan menuliskan massa molekulnya dengan satuan gram. Jadi,

$$1 \text{ mol CO} = 44,0 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol H O} = 18,0 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol NH} = 17,0 \text{ g}$$

e. Komposisi Persen

Suatu cara pengiraan yang sederhana tetapi sangat berguna dan sering dipakai adalah perhitungan komposisi persen dari suatu senyawa yaitu persentase dari masa total (persen berat) yang diberikan oleh tiap elemen.

Contoh Soal :

Sebuah bongkah gula berbentuk kubus 4 g (Sukrosa: C₁₂H₂₂O₁₁) dilarutkan dalam gelas 350 ml air dengan temperatur 80°C. Bagaimana komposisi persen massa dari larutan gula tersebut? (Dik: Kepadatan air pada 80°C = 0,975 g/ml)

Solusi:

Langkah 1 – Tentukan massa zat terlarut, massa zat terlarut adalah 4 g C₁₂H₂₂O₁₁

Langkah 2 – Tentukan massa pelarut

$$\text{density} = \text{massa} / \text{volume}$$

$$\text{massa} = \text{densitas} \times \text{volume}$$

$$\text{massa} = 0,975 \text{ g/ml} \times 350 \text{ ml}$$

$$\text{massa} = 341,25 \text{ g}$$

Langkah 3 – Tentukan massa total solusi

$m \text{ larutan} = m \text{ zat terlarut} + m \text{ pelarut}$

$m \text{ larutan} = 4 \text{ g} + 341,25 \text{ g}$

$m \text{ larutan} = 345,25 \text{ g}$

Langkah 4 – Tentukan komposisi persen oleh massa larutan gula.

$\text{persen komposisi} = (m \text{ terlarut} / m \text{ larutan}) \times 100$

$\text{persen komposisi} = (4 \text{ g} / 345,25 \text{ g}) \times 100$

$\text{persen komposisi} = (0.0116) \times 100$

Komposisi persen = 1,16%

Jawaban:

Komposisi persen massa dari larutan gula tersebut adalah 1,16%

[About these ads](#)

4. RUMUS KIMIA

Ada bermacam bentuk gugus kimia dan tiap bentuk berisi suatu keterangan. Ini dapat termasuk komposisi elemen jumlah relatif dari tiap atom yang ada. Jumlah atom yang pasti dari tiap elemen dalam molekul zat atau struktur dari molekul zat tersebut. Untuk mudahnya kita dapat membagi bentuk rumus menurut jumlah keterangan yang diberikan.

1. Rumus Empiris

Angka-angka dalam rumus empiris menyatakan perbandingan atom dalam suatu senyawa misalnya, dalam CH_2 perbandingan atom C:H adalah 1:2 dan seperti telah dipelajari perbandingan atom sama dengan mol. Dalam CH_2 perbandingan unsurnya adalah 1 mol C terhadap 2 mol H. persamaan dalam perbandingan antara atom dan mol inilah yang menjadi dasar untuk menentukan cara penentuan rumus empiris, secara percobaan dikukur perbandingan molnya yang kemudian akan didapat perbandingannya.

Untuk menghitung rumus empiris, kita harus mengetahui massa dari setiap unsur dalam senyawa yang diberikan.

2. Rumus Molekul

Rumus molekul dalam satu senyawa tak hanya memberikan perbandingan atom-atomnya, tetapi juga jumlah atom yang sebenarnya dari masing-masing unsur dalam molekul senyawa. Harus diingat bahwa mungkin saja lebih dari satu senyawa akan mempunyai rumus empiris yang sama.

Contoh soal:

1. Dalam 6 gram senyawa, terdapat 2,4 gram karbon, 0,4 gram hidrogen, dan sisanya oksigen. Tentukan rumus empiris senyawa tersebut! (Ar H=1 C=12 O=16)

Jawab:

$$\text{Massa oksigen} = 6 - (2,4 + 0,4) = 3,2 \text{ gram}$$

C : H : O

Perbandingan massa 2,4 : 0,4 : 3,2

Perbandingan mol $2,4/\text{ArC} : 0,4/\text{ArH} : 3,2/\text{ArO}$

$$\dots\dots\dots 2,4/12 \dots : 0,4/1 \dots : 3,2/16$$

$$\dots\dots\dots 0,2 \dots\dots : 0,4 \dots\dots : 0,2$$

$$\dots\dots\dots 1 \dots\dots : 2 \dots\dots : 1$$

Rumus empiris = CH₂O

2. Sebanyak 92 gram senyawa karbon dibakar sempurna menghasilkan 132 gram karbon dioksida dan 72 gram air. Tentukan rumus empiris senyawa tersebut (Ar C=12, H=1, dan O=16).

Jawab:

$$\text{Massa C} = (1. \text{Ar C} / \text{Mr CO}_2) \times \text{massa CO}_2 = (12/44) \times 132 \text{ gram} = 36 \text{ gram}$$

$$\text{Massa H} = (2. \text{Ar H} / \text{Mr H}_2\text{O}) \times \text{massa H}_2\text{O} = (2/18) \times 72 \text{ gram} = 8 \text{ gram}$$

$$\text{Massa O} = 92 - (36 + 8) = 48 \text{ gram}$$

$$\text{Mol C} : \text{mol H} : \text{mol O} = 36/12 : 8/1 : 48/16 = 3 : 8 : 3$$

Jadi, rumus empirisnya adalah C₃H₈O₃

I. Termokimia

Termokimia adalah cabang dari [kimia fisika](#) yang mempelajari tentang kalor dan energi berkaitan dengan reaksi kimia dan/atau perubahan fisik. Sebuah reaksi kimia dapat melepaskan atau menerima kalor. Begitu juga dengan perubahan fase, misalkan dalam proses mencair dan mendidih. Termokimia fokus pada perubahan energi, secara khusus pada perpindahan energi antara sistem dengan lingkungan. Jika dikombinasikan dengan [entropi](#), termokimia juga digunakan untuk memprediksi apakah reaksi kimia akan berlangsung spontan atau tak spontan.

Termokimia adalah ilmu yang mempelajari tentang energy panas dan energi kimia. Energy kimia sendiri didefinisikan sebagai energy yang dikandung setiap unsur dan senyawa. Energy potensial yang terkandung dalam suatu zat disebut energy panas dalam atau entalpi dan disimbolkan dengan lambing H. selisih antara reaksi reaktan dan reaksi hasil pada suatu entalpi disebut perubahan reaksi entalpi, dan disimbolkan dengan ΔH .

Bagian dari ilmu kimia yang mempelajari perubahan kalor atau panas suatu zat yang menyertai suatu reaksi atau proses kimia dan fisika disebut termokimia. Termokimia sendiri berkaitan dengan pengukuran dan penafsiran perubahan kalor yang menyertai perubahan reaksi kimia, perubahan keadaan dan pembentukan larutan.

II. Energy dalam

Perubahan energy dalam reaksi kimia selalu dapat dibuat sebagai panas, oleh sebab itu lebih tepat bila disebut panas reaksi. Kebanyakan reaksi kimia tidaklah tertutup dari dunia luar. Bila temperature dari campuran reaksi naik dan energy potensial dari zat-zat kimia yang terkandung didalamnya turun, maka disebut sebagai reaksi eksoterm. Tetapi bila pada suatu reaksi temperature campuran tersebut turun dan energy potensial dari zat-zat yang ikut dalam reaksi naik, maka disebut sebagai reaksi endoterm.

Ada beberapa macam jenis perubahan pada suatu sistem. Salah satunya adalah system terbuka, yaitu ketika massa, panas, dan kerja dapat berubah-ubah. Ada juga system tertutup, dimana ada perubahan massa, tetapi hanya ada panas dan kerja saja. Kemudian, ada pula perubahan yang terjadi pada temperature tetap disebut isotermik.

III. Pengukuran Energi Dalam Reaksi Kimia

Satuan internasional standar untuk energi yaitu Joule (J) diturunkan dari energi kinetik. Satu joule = $1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2$. Setara dengan jumlah energi yang dipunyai suatu benda dengan massa 2 kg dan kecepatan 1 m/detik (bila dalam satuan Inggris, benda dengan massa 4,4 lb dan kecepatan 197 ft/menit atau 2,2 mile/jam).

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2$$

Satuan energi yang lebih kecil yang dipakai dalam fisika disebut *erg* yang harganya = 1×10^{-7} J. Dalam mengacu pada energi yang terlibat dalam reaksi antara pereaksi dengan ukuran molekul biasanya digantikan satuan yang lebih besar yaitu kilojoule (kJ). Satu kilojoule = 1000 joule (1 kJ = 1000J).

Semua bentuk energi dapat diubah keseluruhannya ke panas dan bila seorang ahli kimia mengukur energi, biasanya dalam bentuk kalor. Cara yang biasa digunakan untuk menyatakan panas disebut kalori (singkatan kal). Definisinya berasal dari pengaruh panas pada suhu benda. Mula-mula kalori didefinisikan sebagai jumlah panas yang diperlukan untuk menaikkan temperatur 1 gram air dengan suhu asal 15°C sebesar 1°C . Kilokalori (kkal) seperti juga kilojoule merupakan satuan yang lebih sesuai untuk menyatakan perubahan energi dalam reaksi kimia. Satuan kilokalori juga digunakan untuk menyatakan energi yang terdapat dalam makanan. Dengan diterimanya SI, sekarang juga joule (atau kilojoule) lebih disukai dan kalori didefinisi ulang dalam satuan SI. Sekarang kalori dan kilokalori didefinisikan secara eksak sebagai berikut : 1 kal = 4,184 J, 1 kkal = 4,184 Kj

IV. Pengertian Hukum Hess

Hukum Hess adalah hukum yang menyatakan bahwa perubahan [entalpi](#) suatu reaksi akan sama walaupun reaksi tersebut terdiri dari satu langkah atau banyak langkah. Perubahan entalpi tidak dipengaruhi oleh jalannya reaksi, melainkan hanya tergantung pada keadaan awal dan akhir. Hukum Hess merupakan suatu hubungan [kimia fisika](#) yang diusulkan pada tahun 1840 oleh Germain Hess, kimiawan asal Rusia kelahiran Swiss.

V. Hukum Hess

Hukum Hess mempunyai pemahaman yang sama dengan hukum kekekalan energi, yang juga dipelajari di hukum pertama termodinamika. Hukum Hess dapat digunakan untuk mencari keseluruhan energi yang dibutuhkan untuk melangsungkan reaksi kimia. Perhatikan diagram berikut:

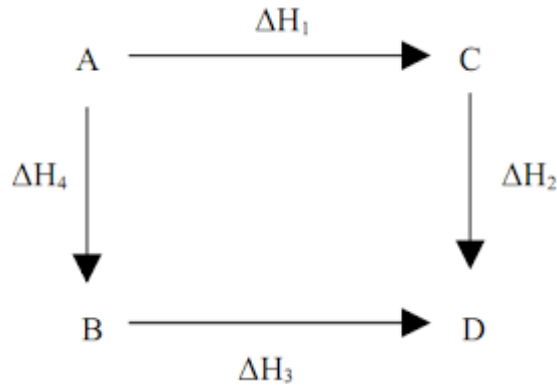


Diagram di atas menjelaskan bahwa untuk mereaksikan A menjadi D, dapat menempuh jalur B maupun C, dengan perubahan entalpi yang sama

$$(\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3 + \Delta H_4).$$

Jika perubahan kimia terjadi oleh beberapa jalur yang berbeda, perubahan entalpi keseluruhan tetaplah sama. Hukum Hess menyatakan bahwa entalpi

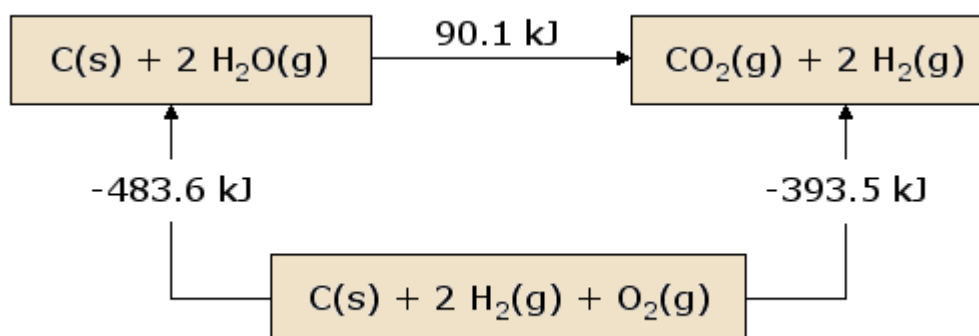
merupakan fungsi keadaan. Dengan demikian ΔH untuk reaksi tunggal dapat dihitung dengan:

$$\Delta H_{reaksi} = \sum \Delta H_f(\text{produk}) - \sum \Delta H_f(\text{reaktan})$$

Jika perubahan entalpi bersih bernilai negatif ($\Delta H < 0$), reaksi tersebut merupakan eksoterm dan bersifat spontan. Sedangkan jika bernilai positif ($\Delta H > 0$), maka reaksi bersifat endoterm. [Entropi](#) mempunyai peran yang penting untuk mencari spontanitas reaksi, karena beberapa reaksi dengan entalpi positif juga bisa bersifat spontan.

VI. Contoh Hukum Hess

Perhatikan diagram berikut:



Pada diagram di atas, jelas bahwa jika $C(s) + 2H_2(g) + O_2(g)$ direaksikan menjadi $CO_2(g) + 2H_2(g)$ mempunyai perubahan entalpi sebesar $-393,5 \text{ kJ}$. Walaupun terdapat reaksi dua langkah, tetap saja perubahan entalpi akan selalu konstan ($-483,6 \text{ kJ} + 90,1 \text{ kJ} = -393,5 \text{ kJ}$).

VI. Keadaan Standar dan Perubahan Entalpi Standar

Perubahan entalpi yang diukur untuk reaksi memiliki nilai khas hanya jika keadaan awal (reaktan) dan keadaan akhir (produk) didefinisikan secara tepat. Jika kita mendefinisikan suatu keadaan tertentu sebagai standar untuk reaktan dan produk, maka kita kemudian dapat mengatakan bahwa perubahan entalpi standar adalah perubahan entalpi dalam reaksi yang reaktan dan produknya berada dalam keadaan standarnya. Entalpi reaksi standar yang dikatakan ini, dinyatakan dengan lambang derajat ΔH° .

Keadaan standar suatu zat padat atau zat cair adalah unsur atau senyawa pada tekanan 1 bar (10^5 Pa) dan pada suhu tertentu. Untuk gas, keadaan standar adalah gas murni yang berperilaku sebagai gas ideal (hipotesis) pada tekanan 1 bar dan suhu tertentu. Sementara suhu bukanlah bagian dari definisi keadaan standar, suhu masih harus dinyatakan secara spesifik dalam nilai ΔH° yang ditabulasikan karena ΔH° bergantung pada suhu.

DAFTAR PUSTAKA

- Arianingrum, Retno, M.Si, dkk. 2004. *Diktat Kimia Dasar untuk Biologi*. Yogyakarta: UNY Press
- Sastroamidjojo, Hardjono. 2008. *Kimia Dasar*. Yogyakarta: Gadjah Mada University Press
- Petrucci, H.R., dkk. 2008. *Kimia Dasar Prinsip-Prinsip & Aplikasi Modern*. Jakarta: Erlangga
- Brady, J.E. Edisi kelima. *Kimia Universitas Asas & Struktur*. Jilid satu. Yogyakarta: Gadjah Mada University Press