

5 Sistem Periodik

Satu prestasi intelektual yang terbesar dalam kimia adalah tabel periodik unsur. Tabel periodik dapat dicetak dalam satu lembar kertas, tetapi apa yang terkandung di dalamnya dan apa yang dapat diberikan kepada kita sangat banyak dan tidak ternilai. Tabel ini adalah hasil jerih payah tak kenal lelah, yang berawal dari zaman Yunani, untuk mengetahui sifat materi sebenarnya. Sem ini dapat dikatakan kitab sucinya kimia. Nilai sistem periodik bukan hanya pada organisasi informasi yang telah diketahui, tetapi juga kemampuannya memprediksi sifat yang belum diketahui. Keampuhan sesungguhnya tabel periodik terletak di sini.

5.1 Tabel Periodik

a Usulan-usulan sebelum Mendeleev

Konsep unsur merupakan konsep yang sangat tua, sejak jaman Yunani, Menurut filsuf Yunani, materi dibentuk atas empat unsur: tanah, air, api dan udara. Pandangan ini perlahan ditinggalkan, dan akhirnya di abad 17 definisi unsur yang diberikan oleh kimiawan Inggris Robert Boyle (1627-1691) menggantikan definisi lama tadi. Boyle menyatakan bahwa unsur adalah zat yang tidak dapat diuraikan menjadi zat yang lebih sederhana.

Lavoisier mengusulkan daftar unsur dalam bukunya "*Traite Elementaire de Chemie*". Walaupun ia memasukkan cahaya dan panas dalam daftarnya, anggota lain daftar adalah apa yang kita sebut sebagai unsur sampai saat ini. Selain itu, ia menambahkan pada daftar unsur-unsur yang belum dideteksi tetapi ia yakini keberadaannya. Misalnya, khlorin pada waktu itu belum diisolasi, tetapi ia menambahkannya pada tabel sebagai radikal dari asam muriatik¹⁰). Demikian juga, natrium dan kalium ada juga dalam tabel.

Di awal abad 19, unsur-unsur ini diisolasi dengan elektrolisis, dan daftar unsur perlahan diperluas. Di pertengahan abad 19, analisis spektroskopi, metoda baru mendeteksi unsur dikenalkan dan mempercepat penambahan daftar ini. Walaupun disambut gembira oleh kimiawan, masalah-masalah baru muncul. Salah satu pertanyaan adalah 'Apakah jumlah unsur terbatas?' dan pertanyaan lain adalah 'Apakah sifat unsur-unsur diharapkan akan mempunyai keteraturan tertentu?'

¹⁰) nama lama asam khlorida.

Penemuan unsur-unsur baru mengkatalisi diskusi-diskusi semacam ini. Ketika iodin ditemukan di tahun 1826, kimiawan Jerman Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849) mencatat kemiripan antara unsur ini dengan unsur yang telah dikenal klorin dan bromin. Ia juga mendeteksi trio unsur mirip lain. Inilah yang dikenal dengan teori triade Döbereiner.

Tabel 5.1 Triade Döbereiner

litium (Li)	kalsium (Ca)	Khlorin (Cl)	sulfur (S)	mangan (Mn)
Natrium (Na)	stronsium (Sr)	Bromin (Br)	selenium (Se)	khromium (Cr)
kalium (K)	barium (Ba)	iodin (I)	telurium (Te)	Besi (Fe)

b Prediksi Mendeleev dan kebenarannya

Banyak ide pengelompokan unsur yang lain yang diajukan tetapi tidak memuaskan masyarakat ilmiah waktu itu. Namun, teori yang diusulkan oleh kimiawan Rusia Dmitrij Ivanovich Mendeleev (1834-1907), dan secara independen oleh kimiawan Jerman Julius Lothar Meyer (1830-1895) berbeda dengan usulan-usulan lain dan lebih persuasif. Keduanya mempunyai pandangan sama sebagai berikut:

Pandangan Mendeleev dan Meyer

- (1) Daftar unsur yang ada waktu itu mungkin belum lengkap.
- (2) Diharapkan sifat unsur bervariasi secara sistematis. Jadi sifat unsur yang belum diketahui dapat diprediksi.

Awalnya teori Mendeleev gagal menarik perhatian. Namun, di tahun 1875, ditunjukkan bahwa unsur baru galium ditemukan oleh kimiawan Perancis Paul Emile Lecoq de Boisbaudran (1838-1912) ternyata bukan lain adalah eka-aluminium yang keberadaan dan sifatnya telah diprediksikan oleh Mendeleev. Jadi, signifikansi teori Mendeleev dan Meyer secara perlahan diterima. Tabel 5.2 memberikan sifat yang diprediksi oleh Mendeleev untuk unsur yang saat itu belum diketahui eka-silikon dan sifat germanium yang ditemukan oleh kimiawan Jerman Clemens Alexander Winkler (1838-1904).

Tabel 5.2 Prediksi sifat unsur eka-silikon oleh Mendeleev dan perbandingannya dengan sifat yang kemudian ditemukan.

Sifat	eka-silicon	germanium
Massa atom relatif	72	72,32
Rapat massa	5,5	5,47
Volume atom	13	13,22
Valensi	4	4
Kalor jenis	0,073	0,076
Rapat jenis dioksida	4,7	4,703
Titik didih tetrakhlorida (°C)	<100	86

Mendeleev mempublikasikan tabel yang dapat dianggap sebagai asal mula tabel periodik modern. Dalam menyiapkan tabelnya, Mendeleev awalnya menyusun unsur berdasarkan urutan massa atomnya, sebagaimana pendahulunya. Namun, ia menyatakan keperiodikan sifat, dan kadang menyusun ulang unsur-unsur, yang berakibat membalikkan urutan massa atom.

Lebih lanjut, situasinya diperumit sebab prosedur menentukan massa atom belum distandarkan, dan kadang kimiawan mungkin menggunakan massa atom yang berbeda untuk unsur yang sama. Dilema ini secara perlahan diatasi setelah *International Chemical Congress*¹¹ pertama yang dihadiri oleh Mendeleev, namun kesukaran-kesukaran tetap ada.

Dengan mendasarkan pada valensi dalam menentukan massa atom, Mendeleev sedikit banyak menyelesaikan masalah (Tabel 5.3).

Tabel 5.3 Tabel Periodik awal Mendeleev (1869).

Typische Elemente			K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—
H = 1	Li = 7	Na = 23	Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—
	Be = 9,4	Mg = 24	—	?Yt = 88?	?Di = 138?	Er = 178?	—
	B = 11	Al = 27,3	Ti = 48?	Zr = 90	Co = 140?	?La = 180?	Tb = 231
	C = 12	Si = 28	Y = 51	Nb = 94	—	Ta = 182	—
	N = 14	P = 31	Cr = 52	Mo = 96	—	W = 184	U = 240
	O = 16	S = 32	Mn = 55	—	—	—	—
	F = 19	Cl = 35,5	Fe = 56	Ru = 104	—	Os = 195?	—
			Co = 59	Rh = 104	—	Ir = 197	—
			Ni = 59	Pd = 106	—	Pt = 198?	—
			Cu = 63	Ag = 108	—	Au = 199?	—
			Zn = 65	Cd = 112	—	Hg = 200	—
			—	In = 113	—	Tl = 204	—
			—	Sn = 118	—	Pb = 207	—
			As = 75	Sb = 122	—	Bi = 208	—
			Se = 78	Te = 125?	—	—	—
			Br = 80	J = 127	—	—	—

¹¹ Kongres ini diadakan di tahun 1860 di Karlsruhe, Jerman. Tujuan kongres ini untuk mendiskusikan masalah penyatuan massa atom. Dalam kesempatan ini Cannizzaro mengenalkan teori Avogadro.

c Tabel Periodik dan konfigurasi elektron

Tabel periodik secara terus menerus bertambah unsur-nya setelah tabel periodik diusulkan Mendeleev. Sementara, muncul berbagai masalah. Salah satu masalah penting adalah bagaimana menangani **gas mulia**, **unsur transisi** dan **unsur tanah jarang**. Semua masalah ini dengan baik diselesaikan dan membuat tabel periodik lebih bernilai. Tabel periodik, kitab suci kimia, harus dirujuk secara rutin.

Golongan baru gas mulia dengan mudah disisipkan di antara unsur positif yang sangat reaktif, logam alkali (golongan 1) dan unsur negatif yang sangat reaktif, halogen (golongan 7).

Unsur logam transisi diakomodasi dalam tabel periodik dengan menyisipkan **periode panjang** walaupun rasionalnya tidak terlalu jelas. Masalah yang nyata adalah lantanoid. Lantanoid ditangani sebagai unsur “ekstra” dan ditempatkan secara marjinal di luar bagian utama tabel periodik. Namun, sebenarnya prosedur ini tidak menyelesaikan masalah utama. Pertama, mengapa unsur ekstra ini ada tidak jelas, bahkan lebih menjadi teka-teki adalah pertanyaan: apakah ada batas jumlah unsur dalam tabel periodik? Karena ada unsur-unsur yang sangat mirip, sangat sukar untuk memutuskan berapa banyak unsur dapat ada di alam.

Teori Bohr dan percobaan Moseley menghasilkan penyelesaian teoritik masalah-masalah ini. Penjelasan tabel periodik dari periode pertama sampai periode ketiga dapat dijelaskan dengan teori konfigurasi elektron yang dipaparkan di bab 4. Periode pertama (${}_1\text{H}$ dan ${}_2\text{He}$) berkaitan dengan proses memasuki orbital 1s. Demikian juga periode kedua (dari ${}_3\text{Li}$ sampai ${}_{10}\text{Ne}$) berkaitan dengan pengisian orbital 1s, 2s dan 2p, dan periode ke-3 (dari ${}_{11}\text{Na}$ sampai ${}_{18}\text{Ar}$) berkaitan dengan pengisian orbital 1s, 2s, 2p, 3s dan 3p.

Periode panjang dimulai periode ke-4. Penjelasan atas hal ini adalah karena bentuk orbital d yang berbeda drastis dari lingkaran, dan jadi energi elektron 3d bahkan lebih tinggi dari 4s. Akibatnya, dalam periode ke-4, elektron akan mengisi orbital 4s (${}_{19}\text{K}$ dan ${}_{20}\text{Ca}$) segera setelah pengisian orbital 3s dan 3p, melompati orbital 3d. Kemudian elektron mulai menempati orbital 3d. Proses ini berkaitan dengan sepuluh unsur dari ${}_{21}\text{Sc}$ sampai ${}_{30}\text{Zn}$. Proses pengisian orbital 4p selanjutnya berkaitan dengan enam unsur dari ${}_{31}\text{Ga}$ sampai ${}_{36}\text{Kr}$. Inilah alasan mengapa periode ke-4 mengandung 18 unsur bukan 8. Energi elektron orbital 4f jauh lebih tinggi dari orbital 4d dan dengan demikian elektron 4f tidak memainkan peran pada unsur periode ke-4.

Tabel 5.4a Konfigurasi elektron atom ${}^1\text{H}$ - ${}_{54}\text{Xe}$.

period	element	K		L		M			N				O			
		1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	
1	1 H	1														
	2 He	2														
2	3 Li	2	1													
	4 Be	2	2													
	5 B	2	2	1												
	6 C	2	2	2												
	7 N	2	2	3												
	8 O	2	2	4												
	9 F	2	2	5												
	10 Ne	2	2	6												
	3	11 Na	2	2	6	1										
		12 Mg	2	2	6	2										
13 Al		2	2	6	2	1										
14 Si		2	2	6	2	2										
15 P		2	2	6	2	3										
16 S		2	2	6	2	4										
17 Cl		2	2	6	2	5										
18 Ar		2	2	6	2	6										
4		19 K	2	2	6	2	6	1								
		20 Ca	2	2	6	2	6	2								
	21 Sc	2	2	6	2	6	1	2								
	22 Ti	2	2	6	2	6	2	2								
	23 V	2	2	6	2	6	3	2								
	24 Cr	2	2	6	2	6	5	1								
	25 Mn	2	2	6	2	6	5	2								
	26 Fe	2	2	6	2	6	6	2								
	27 Co	2	2	6	2	6	7	2								
	28 Ni	2	2	6	2	6	8	2								
	29 Cu	2	2	6	2	6	10	1								
	30 Zn	2	2	6	2	6	10	2								
	31 Ga	2	2	6	2	6	10	2	1							
	32 Ge	2	2	6	2	6	10	2	2							
	33 As	2	2	6	2	6	10	2	3							
	34 Se	2	2	6	2	6	10	2	4							
	35 Br	2	2	6	2	6	10	2	5							
	36 Kr	2	2	6	2	6	10	2	6							
5	37 Rb	2	2	6	2	6	10	2	6				1			
	38 Sr	2	2	6	2	6	10	2	6				2			
	39 Y	2	2	6	2	6	10	2	6	1			2			
	40 Zr	2	2	6	2	6	10	2	6	2			2			
	41 Nb	2	2	6	2	6	10	2	6	4			1			
	42 Mo	2	2	6	2	6	10	2	6	5			1			
	43 Tc	2	2	6	2	6	10	2	6	6			1			
	44 Ru	2	2	6	2	6	10	2	6	7			1			
	45 Rh	2	2	6	2	6	10	2	6	8			1			
	46 Pd	2	2	6	2	6	10	2	6	10						
	47 Ag	2	2	6	2	6	10	2	6	10			1			
	48 Cd	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2			
	49 In	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	1		
	50 Sn	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2		
	51 Sb	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	3		
	52 Te	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	4		
	53 I	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	5		
	54 Xe	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	6		

Tabel 5.4b Konfigurasi elektron atom ($_{55}\text{Cs}$ - $_{103}\text{Lr}$).

period element	K			L			M			N				O				P			Q
	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s			
6	55 Cs	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	6			1						
	56 Ba	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	6			2						
	57 La	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	6	1		2						
	58 Ce	2	2	6	2	6	10	2	6	10	1	2	6	1	2						
	59 Pr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	3	2	6		2						
	60 Nd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	4	2	6		2						
	61 Pm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	5	2	6		2						
	62 Sm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2	6		2						
	63 Eu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6		2						
	64 Gd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6	1	2						
	65 Tb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	9	2	6		2						
	66 Dy	2	2	6	2	6	10	2	6	10	10	2	6		2						
	67 Ho	2	2	6	2	6	10	2	6	10	11	2	6		2						
	68 Er	2	2	6	2	6	10	2	6	10	12	2	6		2						
	69 Tm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	13	2	6		2						
	70 Yb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6		2						
	71 Lu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	1	2						
	72 Hf	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	2						
	73 Ta	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	3	2						
	74 W	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	4	2						
	75 Re	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	5	2						
	76 Os	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	6	2						
	77 Ir	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	7	2						
	78 Pt	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	9	1						
	79 Au	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	1						
	80 Hg	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2						
81 Tl	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	1						
82 Pb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2						
83 Bi	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	3						
84 Po	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	4						
85 At	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	5						
86 Rn	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6						
7	87 Fr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6		1			
	88 Ra	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6		2			
	89 Ac	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	1	2			
	90 Th	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	2	2			
	91 Pa	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	1	2			
	92 U	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	3	2	6	1	2		
	93 Np	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	4	2	6	1	2		
	94 Pu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	6	2	6		2		
	95 Am	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6		2		
	96 Cm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	1	2		
	97 Bk	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	8	2	6	1	2		
	98 Cf	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	9	2	6	1	2		
	99 Es	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6	1	2		
	100 Fm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6	1	2		
	101 Md	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6	1	2		
	102 No	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6	1	2		
	103 Lr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1	2		

Periode ke-5 mirip dengan periode ke-4. Elektron akan mengisi orbital 5s, 4d dan 5p dalam urutan ini. Akibatnya periode ke-5 akan memiliki 18 unsur. Orbital 4f belum terlibat dan inilah yang merupakan alasan mengapa jumlah unsur di periode 5 adalah 18.

Jumlah unsur yang dimasukkan dalam periode ke-6 berjumlah 32 sebab terlibat $7 \times 2 = 14$ unsur yang berkaitan dengan pengisian orbital 4f. Awalnya elektron mengisi orbital 6s ($_{55}\text{Cs}$ dan $_{56}\text{Ba}$). Walaupun ada beberapa pengecualian, unsur dari $_{57}\text{La}$ sampai $_{80}\text{Hg}$ berkaitan dengan pengisian orbital 4f dan kemudian 5d. Deret lantanoid (sampai $_{71}\text{Lu}$) unsur tanah jarang berkaitan dengan pengisian orbital 4f. Setelah proses ini, enam unsur golongan utama ($_{81}\text{Tl}$ sampai $_{86}\text{Rn}$) mengikuti, hal ini berkaitan dengan pengisian orbital 6p.

Periode ke-7 mulai dengan pengisian orbital 7s ($_{87}\text{Fr}$ dan $_{88}\text{Ra}$) diikuti dengan pengisian orbital 5f menghasilkan deret aktinoid unsur tanah jarang (dari $_{89}\text{Ac}$ sampai unsur no 103). Dunia unsur akan meluas lebih lanjut, tetapi di antara unsur-unsur yang ada alami, unsur dengan nomor atom terbesar adalah $_{92}\text{U}$. Unsur setelah $_{92}\text{U}$ adalah unsur-unsur buatan dengan waktu paruh yang sangat pendek. Sukar untuk meramalkan perpanjangan daftar unsur semacam ini, tetapi sangat mungkin unsur baru akan sangat pendek waktu paruhnya.

Di Tabel 5.5, dirangkumkan hubungan antara tabel periodik dan konfigurasi elektron.

Tabel 5.5 Konfigurasi elektron tiap perioda.

period	orbital yang diisi	jumlah unsur
1 (pendek)	1s	2
2 (pendek)	2s, 2p	$2 + 6 = 8$
3 (pendek)	3s, 3p	$2 + 6 = 8$
4 (panjang)	3d, 4s, 4p	$2 + 6 + 10 = 18$
5 (panjang)	4d, 5s, 5p	$2 + 6 + 10 = 18$
6 (panjang)	4f, 5d, 6s, 6p	$2 + 6 + 10 + 14 = 32$

Contoh Soal 5.1 Konfigurasi elektron lawrensium. Konfigurasi elektron $_{89}\text{Ac}$ adalah $_{86}\text{Rn}.6d^17s^2$.

Tuliskan konfigurasi elektron lawrensium $_{103}\text{Lr}$.

Jawab:

Lawrensium memiliki 14 elektron lebih banyak dari aktinium. Karena elektron akan mengisi orbital 5f, konfigurasi elektronnya ${}_{103}\text{Lr}$ adalah ${}_{86}\text{Rn}. 5f^{14}6d^17s^2$.

Sebagaimana dipaparkan sebelumnya, hukum Moseley menyatakan bahwa ada hubungan antara panjang gelombang λ sinar-X karakteristik unsur dan muatan listrik intinya Z (yakni, nomor atom): $1/\lambda = c(Z - s)^2$ (2.11)

Berkat hukum Moseley, unsur-unsur kini dapat disebut dengan menyebut nomor atomnya. Kini kita dapat dengan tepat mengetahui jumlah unsur di alam.

5.2 Sifat periodik unsur

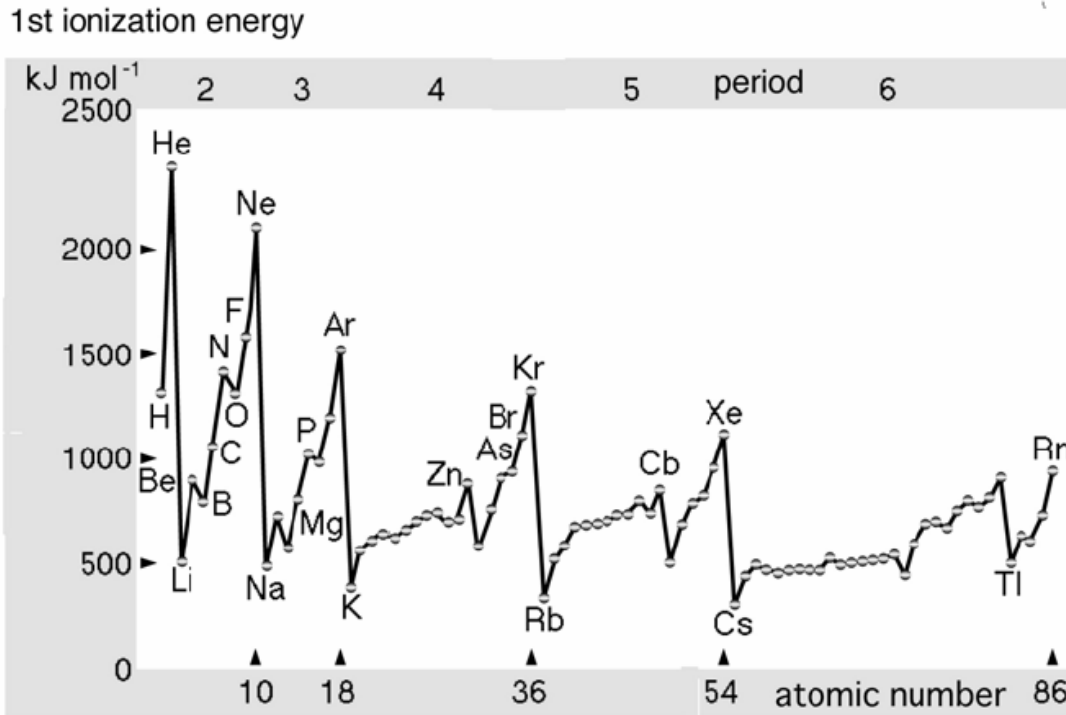
a Energi Ionisasi pertama

Bila unsur-unsur disusun sesuai dengan massa atomnya, sifat unsur atau senyawa menunjukkan keperiodikan, dan pengamatan ini berujung pada penemuan hukum periodik. Konfigurasi elektron unsur menentukan tidak hanya sifat kimia unsur tetapi juga sifat fisiknya. Keperiodikan jelas ditunjukkan sebab energi ionisasi atom secara langsung ditentukan oleh konfigurasi elektron. Energi ionisasi didefinisikan sebagai kalor reaksi yang dibutuhkan untuk mengeluarkan elektron dari atom netral, misalnya, untuk natrium:



Energi ionisasi pertama, energi yang diperlukan untuk memindahkan elektron pertama, menunjukkan keperiodikan yang sangat jelas sebagaimana terlihat di gambar 5.1. Untuk periode manapun, energi ionisasi meningkat dengan meningkatnya nomor atom dan mencapai maksimum pada gas mulia. Dalam golongan yang sama energi ionisasi menurun dengan naiknya nomor atom. Kecenderungan seperti ini dapat dijelaskan dengan jumlah elektron valensi, muatan inti, dan jumlah elektron dalam.

Energi ionisasi kedua dan ketiga didefinisikan sebagai energi yang diperlukan untuk memindahkan elektron kedua dan ketiga.



Gambar 5.1 Energi ionisasi pertama atom. Untuk setiap perioda, energi ionisasi minimum untuk logam alkali dan maksimumnya untuk gas mulia.

Contoh Soal 5.2 Energi ionisasi.

Tiga atom memiliki konfigurasi elektron sebagai berikut

- (1) $1s^2 2s^2 2p^6$
- (2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- (3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Manakah yang memiliki energi ionisasi tertinggi? Usulkan atom manakah yang energi ionisasi keduanya tertinggi?

Jawab.

Atom (1) memiliki kulit penuh, dan akan memiliki energi ionisasi pertama tertinggi. Atom (2) dan (3) berturut-turut adalah natrium dan magnesium. Elektron kedua yang akan dikeluarkan adalah

elektron 3s untuk Na dan elektron 3s untuk Mg. Anda dapat membayangkan bahwa elektron lebih luar akan lebih mudah dikeluarkan dibandingkan dengan elektron yang lebih dalam.

b Afinitas elektron dan keelektronegatifan

Afinitas elektron didefinisikan sebagai kalor reaksi saat elektron ditambahkan kepada atom netral gas, yakni dalam reaksi.



Nilai positif mengindikasikan reaksi eksoterm, negatif menunjukkan reaksi endoterm. Karena tidak terlalu banyak atom yang dapat ditambahi elektron pada fasa gas, data yang ada terbatas jumlahnya dibandingkan jumlah data untuk energi ionisasi. Tabel 5.6 menunjukkan bahwa afinitas elektron lebih besar untuk non logam daripada untuk logam.

Tabel 5.6 Afinitas elektron atom.

H	72,4	C	122,5	F	322,3
Li	59,	O	141,8	Cl	348,3
Na	54,0	P	72,4	Br	324,2
K	48,2	S	200,7	I	295,2

Besarnya kenegativan(elektron) yang didefinisikan dengan keelektronegatifan (Tabel 5.7), yang merupakan ukuran kemampuan atom mengikat elektron. Kimiawan dari Amerika Robert Sanderson Mulliken (1896-1986) mendefinisikan keelektronegativan sebanding dengan rata-rata aritmatik energi ionisasi dan afinitas elektron.

Tabel 5.7 Keelektronegativitan unsur golongan utama elements (Pauling)

H 2.1						
Li 0.97	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.1	O 3.5	F 4.1
Na 1.0	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.7	P 2.1	S 2.4	Cl 2.8
K 0.90	Ca 1.0	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.5	Br 2.7
Rb 0.89	Sr 1.0	In 1.5	Sn 1.72	Sb 1.82	Te 2.0	I 2.2
Cs 0.86	Ba 0.97	Tl 1.4	Pb 1.5	Bi 1.7	Po 1.8	At 1.9

Pauling mendefinisikan perbedaan keelektronegativitan antara dua atom A dan B sebagai perbedaan energi ikatan molekul diatomik AB, AA dan BB. Anggap $D(A-B)$, $D(A-A)$ dan $D(B-B)$ adalah energi ikatan masing-masing untuk AB, AA dan BB. $D(A-B)$ lebih besar daripada rata-rata geometri $D(A-A)$ dan $D(B-B)$. Hal ini karena molekul hetero-diatomik lebih stabil daripada molekul homo-diatomik karena kontribusi struktur ionik. Akibatnya, $\Delta(A-B)$, yang didefinisikan sebagai berikut, akan bernilai positif:

$$\Delta(A-B) = D(A-B) - \sqrt{D(A-A)D(B-B)} > 0 \quad (5.3)$$

$\Delta(A-B)$ akan lebih besar dengan membesarnya karakter ionik. Dengan menggunakan nilai ini, Pauling mendefinisikan keelektronegativitan x sebagai ukuran atom menarik elektron.

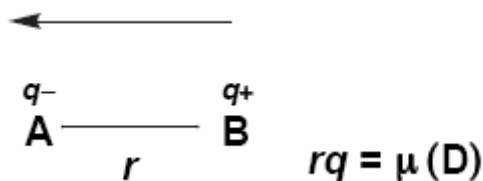
$$|x_A - x_B| = \sqrt{D(A-B)} \quad (5.4)$$

x_A dan x_B adalah keelektronegativitan atom A dan B.

Apapun skala keelektronegativitan yang dipilih, jelas bahwa keelektronegativitan meningkat dari kiri ke kanan dan menurun dari atas ke bawah. Keelketroegativitan sangat bermanfaat untuk memahami sifat kimia unsur.

Informasi lain yang bermanfaat dapat disimpulkan dari Tabel 5.7. Perbedaan keelektronegativan antara dua atom yang berikatan, walaupun hanya semi kuantitatif, berhubungan erat dengan sifat ikatan kimia seperti momen dipol dan energi ikatan..

Misalnya ada distribusi muatan yang tidak sama dalam ikatan A-B ($x_A > x_B$). Pasangan muatan positif dan negatif $\pm q$ yang dipisahkan dengan jarak r akan membentuk dipol (listrik).



Arah dipol dapat direpresentasikan dengan panah yang mengarah ke pusat muatan negatif dengan awal panah berpusat di pusat muatan positif. Besarnya dipol, $r q$, disebut momen dipol. Momen dipol adalah besaran vektor dan besarnya adalah μ dan memiliki arah.

Besarnya momen dipol dapat ditentukan dengan percobaan tetapi arahnya tidak dapat. Momen dipol suatu molekul (momen dipol molekul) adalah resultan vektor momen dipol ikatan-ikatan yang ada dalam molekul. Bila ada simetri dalam molekul, momen dipol ikatan yang besar dapat menghilangkan satu sama lain sehingga momen dipol molekul akan kecil atau bahkan nol.

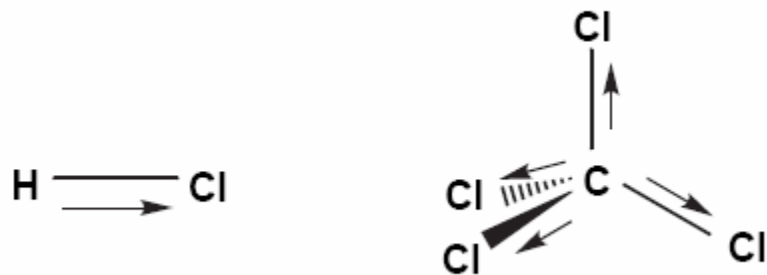
Contoh Soal 5.3 Momen dipol ikatan dan momen dipol molekul.

(a) Jawab pertanyaan berikut tentang hidrogen klorida HCl dan karbon tetrakhlorida CCl_4 . Tunjukkan bagaimana arah momen dipol untuk tiap senyawa. Usulkan apakah senyawa ini memiliki momen dipol atau tidak.

(b) Karbon dioksida CO_2 dan sulfur trioksida SO_3 tidak memiliki momen dipol molekul. Usulkan struktur molekul senyawa-senyawa ini berdasarkan pengamatan ini.

Jawab.

(a) Arah momen dipol ikatan ditunjukkan di bawah ini. HCl memiliki dipol molekular, sementara CCl_4 tidak memiliki momen dipol sebab momen dipol ikatan akan menghilangkan satu sama lain.



(b) Kedua senyawa harus simetris agar dipol ikatan C-O dan S-O yang besar akan saling meniadakan. Jadi CO_2 berbentuk linear sementara SO_3 adalah segitiga.

c Bilangan oksidasi atom

Terdapat hubungan yang jelas antara bilangan oksidasi (atau tingkat oksidasi) atom dan posisinya dalam tabel periodik. Bilangan oksidasi atom dalam senyawa kovalen didefinisikan sebagai muatan imajiner atom yang akan dimiliki bila elektron yang digunakan bersama dibagi sama rata antara atom yang berikatan (kalau atom yang berikatan sama) atau diserahkan semua ke atom yang lebih kuat daya tariknya (kalau yang berikatan atom yang berbeda).

(1) UNSUR GOLONGAN UTAMA

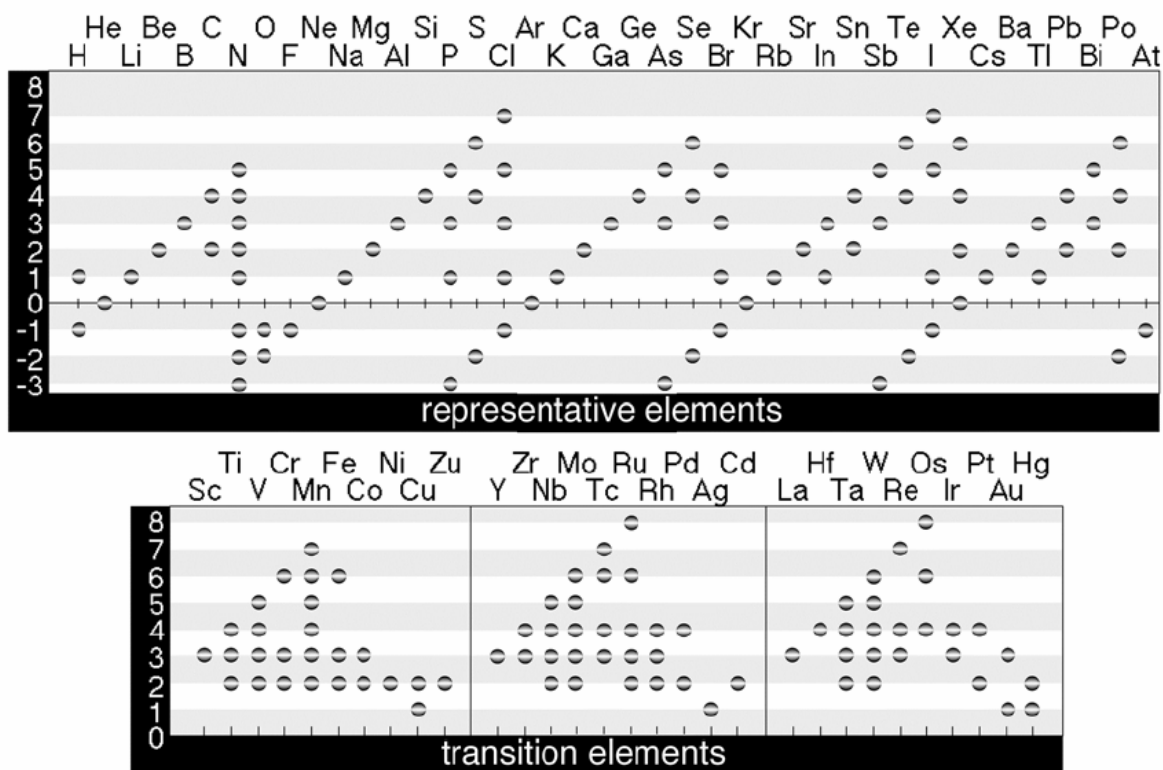
Untuk unsur golongan utama, bilangan oksidasi dalam banyak kasus adalah jumlah elektron yang akan dilepas atau diterima untuk mencapai konfigurasi elektron penuh, ns^2np^6 (kecuali untuk periode pertama) atau konfigurasi elektron nd^{10} (gambar 5.2).

Hal ini jelas untuk unsur-unsur periode yang rendah yang merupakan anggota golongan 1, 2 dan 13-18. Untuk periode yang lebih besar, kecenderungannya memiliki bilangan oksidasi yang berhubungan dengan konfigurasi elektron dengan elektron ns dipertahankan dan elektron np akan dilepas. Misalnya, timah Sn dan timbal Pb, keduanya golongan 14, memiliki bilangan oksidasi +2 dengan melepas elektron np^2 tetapi mempertahankan elektron ns^2 , selain bilangan oksidasi +4. Alasan yang sama dapat digunakan untuk adanya fakta bahwa fosfor P dan bismut Bi, keduanya golongan 15 dengan konfigurasi elektron ns^2np^3 , memiliki bilangan oksidasi +3 dan +5.

Umumnya, pentingnya bilangan oksidasi dengan elektron ns^2 dipertahankan akan menjadi semakin penting untuk periode yang lebih besar. Untuk senyawa nitrogen dan fosfor, bilangan

oksidasi +5 dominan, sementara untuk bismut yang dominan adalah +3 dan bilangan oksidasi +5 agak jarang.

Unsur logam dan semilogam (silikon Si atau germanium Ge) jarang memiliki nilai bilangan oksidasi negatif, tetapi bagi non logam fenomena ini umum dijumpai. Dalam hidrida nitrogen dan fosfor, NH_3 dan PH_3 , bilangan oksidasi N dan P adalah -3. Semakin tinggi periode unsur, unsur akan kehilangan sifat ini dan bismut Bi tidak memiliki bilangan oksidasi negatif. Di antara unsur golongan 16, bilangan oksidasi -2 dominan seperti dalam kasus oksigen O. Kecenderungan ini lagi-lagi akan menurun untuk unsur-unsur di periode lebih tinggi. Misalkan oksigen hanya memiliki bilangan oksidasi negatif, tetapi S memiliki bilangan oksidasi positif seperti +4 dan +6 yang juga signifikan.



Gambar 5.2 Bilangan oksidasi unsur. Jumlah dan nilai bilangan oksidasi bervariasi, namun bilangan oksidasi yang tertingginya memperlihatkan keperiodikan.

Contoh Soal 5.4 Bilangan oksidasi atom. Tentukan bilangan oksidasi unsur berikut.

(1) Mn dalam MnSO_4 , Mn_2O_3 , MnO_2 , MnO_4^- , MnO_4^{2-}

(2) As dalam As_2O_3 , AsO^- , AsO_4^{3-} , AsH_3 (As)

(3) I dalam I^- , IO^- , IO_3^- , I_2 , ICl_3 , ICl_2^-

Jawab

(1) +2, +3, +4, +7, +6

(2) +3, +3, +5, -3

(3) -1, +1, +5, 0, +3 (keelektronegativan Cl lebih besar dari I)

(2) UNSUR TRANSISI

Walaupun unsur transisi memiliki beberapa bilangan oksidasi, keteraturan dapat dikenali. Bilangan oksidasi tertinggi atom yang memiliki lima elektron yakni jumlah orbital d berkaitan dengan keadaan saat semua elektron d (selain elektron s) dikeluarkan. Jadi, dalam kasus skandium dengan konfigurasi elektron $(n-1)d^1ns^2$, bilangan oksidasinya 3. Mangan dengan konfigurasi $(n-1)d^5ns^2$, akan berbilangan oksidasi maksimum +7.

Bila jumlah elektron d melebihi 5, situasinya berubah. Untuk besi Fe dengan konfigurasi elektron $(n-1)d^6ns^2$, bilangan oksidasi utamanya adalah +2 dan +3. Sangat jarang ditemui bilangan oksidasi +6. Bilangan oksidasi tertinggi sejumlah logam transisi penting seperti kobal Co, Nikel Ni, tembaga Cu dan zink Zn lebih rendah dari bilangan oksidasi atom yang kehilangan semua elektron $(n-1)d$ dan ns -nya. Di antara unsur-unsur yang ada dalam golongan yang sama, semakin tinggi bilangan oksidasi semakin penting untuk unsur-unsur pada periode yang lebih besar.

d Ukuran atom dan ion

Ketika Meyer memplotkan volume atom yang didefinisikan sebagai volume 1 mol unsur tertentu (massa atomik/kepadatan) terhadap nomor atom dia mendapatkan plot yang berbentuk gigi gergaji. Hal ini jelas merupakan bukti bahwa volume atom menunjukkan keperiodikan. Karena agak sukar menentukan volume atom semua unsur dengan standar yang identik, korelasi ini tetap kualitatif. Namun, kontribusi Meyer dalam menarik perhatian adanya keperiodikan ukuran atom pantas dicatat.

Masih tetap ada beberapa tafsir ganda bila anda ingin menentukan ukuran atom sebab awan elektron tidak memiliki batas yang jelas. Untuk ukuran atom logam, kita dapat menentukan jari-jari atom dengan membagi dua jarak antar atom yang diukur dengan analisis difraksi sinar-X. Harus dinyatakan bahwa nilai ini bergantung pada bentuk kristal (misalnya kisi kubus sederhana atau kubus berpusat muka, dsb.) dan hal ini akan menghasilkan tafsir ganda itu. Masalah yang sama ada juga dalam penentuan jari-jari ionik yang ditentukan dengan analisis difraksi sinar-X kristal ion.

Keperiodikan umum yang terlihat di gambar 5.3 yang menunjukkan kecenderungan jari-jari atom dan ion. Misalnya, jari-jari kation unsur seperiode akan menurun dengan meningkatnya nomor atom. Hal ini logis karena muatan inti yang semakin besar akan menarik elektron lebih kuat. Untuk jari-jari ionik, semakin besar periodenya, semakin besar jari-jari ionnya.

































































Contoh soal 5.5 Ukuran atom dan ion. Pilihlah spesi yang terkecil dalam tiap kelompok.

(1) Li, Na, K (2) P, Sb, As (3) S, Cl, Ar (4) O^+ , O, O

Jawab

(1) Li (2) P (3) Cl (4) O^+

group
period

周期	族 1	2	13	14	15	16	17	18
1	 H 0.030							 He 0.140
2	 Li 0.152	 Be 0.111	 B 0.081	 C 0.077	 N 0.074	 O 0.074	 F 0.072	 Ne 0.154
	 Li ⁺ 0.090	 Be ²⁺ 0.059				 O ²⁻ 0.126	 F ⁻ 0.119	
3	 Na 0.186	 Mg 0.160	 Al 0.143	 Si 0.117	 P 0.110	 S 0.104	 Cl 0.099	 Ar 0.188
	 Na ⁺ 0.116	 Mg ²⁺ 0.086	 Al ³⁺ 0.068			 S ²⁻ 0.170	 Cl ⁻ 0.167	
4	 K 0.231	 Ca 0.197	 Ga 0.122	 Ge 0.122	 As 0.121	 Se 0.117	 Br 0.114	 Kr 0.202
	 K ⁺ 0.152	 Ca ²⁺ 0.114	 Ga ³⁺ 0.076	 Ge ⁴⁺ 0.067		 Se ²⁻ 0.184	 Br ⁻ 0.182	
5	 Rb 0.247	 Sr 0.215	 In 0.163	 Sn 0.141	 Sb 0.145	 Te 0.137	 I 0.133	 Xe 0.216
	 Rb ⁺ 0.166	 Sr ²⁺ 0.132	 In ³⁺ 0.094	 Sn ⁴⁺ 0.083		 Te ²⁻ 0.207	 I ⁻ 0.206	
6	 Cs 0.266	 Ba 0.217	 Tl 0.170	 Pb 0.175	 Bi 0.156			
	 Cs ⁺ 0.181	 Ba ²⁺ 0.149	 Tl ³⁺ 0.103	 Pb ⁴⁺ 0.092				

Gambar 5.3 Jari-jari atom dan ion. Karena adanya unsur transisi, perubahan dari periode 3 dan 4 relatif tidak terlalu besar.

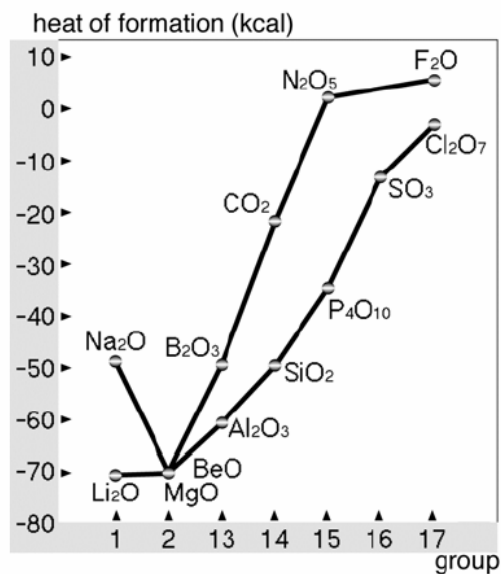
5.3 Keperiodikan sifat senyawa sederhana

a Keperiodikan sifat oksida

Oksigen dapat membentuk senyawa (oksida) dengan hampir semua unsur, kecuali beberapa gas mulia. Inilah alasan mengapa oksigen awalnya digunakan sebagai standar massa atom. Ketika prosedur untuk menentukan massa atom belum disepakati secara penuh, saat itu lebih nyaman digunakan "ekuivalen", yakni kuantitas zat yang tepat bereaksi dengan sejumlah tertentu oksigen. Bahkan hingga kini, membandingkan sifat oksida sama pentingnya dengan membandingkan sifat unsur-unsurnya.

Sebagian besar kalor pembentukan oksida, yakni kalor reaksi saat unsur bereaksi dengan oksigen, besar dan negatif. Hal ini mengindikasikan bahwa paling tidak ada satu oksida stabil. Hanya terdapat beberapa oksida yang memiliki nilai kalor pembentukan positif, yakni oksida halogen atau gas mulia.

Untuk meyakinkan apakah nilai ini menunjukkan keperiodikan, kalor reaksi unsur dengan sejumlah tertentu (8 g) oksigen (bukan kalor reaksi per mol) diperhatikan. Representasi nilai kalor reaksi ini secara skematik yang diberikan di gambar 5.4. Untuk semua periode, nilai absolut kalor pembentukan cenderung menurun ketika nomor atom meningkat.



Gambar 5.4 Kalor pembentukan reaksi unsur dengan sejumlah tertentu oksigen. Keperiodikan terlihat jelas kecuali untuk logam alkali.

Akan lebih mudah mengklasifikasikan oksida berdasarkan keasaman dan kebasaannya karena hampir semua oksida bersifat asam atau basa. Klasifikasi ini juga akan membantu pemahaman bab 9 yakni pembahasan asam dan basa dibahas.

Produk reaksi antara oksida dan air biasanya memiliki gugus hidroksi. Sebagaimana akan didiskusikan nanti, banyak oksida bersifat asam bahkan bila oksida-oksida ini tidak memiliki hidrogen. Dalam hal produk reaksi antara oksida asam dan air, hidrogen dari gugus hidroksi cenderung terdisosiasi menjadi proton. Jadi, asam yang mengandung hidrogen asam terikat pada oksigen disebut asam okso. Di pihak lain, produk reaksi antara oksida basa dan air dinamai dengan hidroksida yang mengandung gugus hidroksi yang cenderung terdisosiasi sebagai ion hidroksida OH^- .

Oksida logam alkali atau alkali tanah kurang lebih akan larut dalam air dan menunjukkan sifat basa. Natrium oksida Na_2O adalah contoh khas oksida basa. Jadi,



(aq) menunjukkan bahwa spesi ini ada dalam larutan dalam air. Bahkan bila oksida ini sedikit larut dalam air, oksida ini tetap basa bila bereaksi dengan air.

Oksida unsur-unsur golongan 13 reaktif baik pada asam dan basa dan dinamai dengan oksida amfoter. Contoh yang terbaik adalah Al_2O_3 .



Sebagian besar oksida non logam bersifat asam. Kekuatan asamnya meningkat dari kiri ke kanan dalam satu periode dalam tabel periodik. Dengan kata lain, keasaman menjadi lebih kuat dengan meningkatnya sifat non logamnya. Sebagaimana unsur golongan 14, karbon memiliki dua oksida, CO dan CO_2 , dan keasaman CO_2 lemah (H_2CO_3 adalah asam lemah). Oksida karbon berwujud gas tetapi oksida silikon dan unsur-unsur di bawahnya berwujud padat. SiO_2 tidak larut dalam air, tetapi oksida ini bersifat asam karena bereaksi dengan basa.

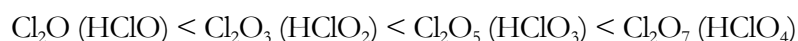


Sebaliknya, banyak oksida golongan 15 dan 16 larut dalam air. SO_3 dan P_4O_{10} adalah oksida asam karena oksida ini bereaksi dengan air menghasilkan proton. Untuk unsur-unsur, ada beberapa oksida yang berkaitan dengan beberapa bilangan oksidasi. Ada dua oksida belerang dengan bilangan oksidasi +4 dan +6. Contoh khasnya adalah oksida nitrogen. Di Tabel 5.8, sederet oksida nitrogen dan hidridanya didaftarkan. Oksida-oksida ini akan didiskusikan lebih lanjut nanti.

Tabel 5.8 Bilangan oksidasi berbagai oksida nitrogen.

Bilangan oksidasi nitrogen	senyawa	Rumus molekul	Rumus Lewis
-3	Amonia		$\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
-2	Hidrazin		$\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
-1	hidroksilamin		$\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
0	nitrogen		$:\text{N} \equiv \text{N}:$
1	Dinitrogen oksida		$:\ddot{\text{N}}=\text{N}=\ddot{\text{O}}:$
2	Nitrogen oksida		$:\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}:$
3	Dinitrogen trioksida		$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ \diagdown \\ \text{N}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}} \\ \diagup \\ \ddot{\text{O}} \end{array}$
4	Nitrogen dioksida		$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ \diagdown \\ \text{N}=\ddot{\text{O}} \\ \diagup \\ \ddot{\text{O}} \end{array}$
5	Asam nitrat		$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}-\text{N}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \ddot{\text{O}} \end{array}$

Bila suatu unsur memiliki lebih dari satu oksida, oksida dengan bilangan oksidasi lebih tinggi memiliki keasaman yang lebih besar daripada yang berbilangan oksidasi lebih rendah. Untuk belerang, SO_2 (asam oksanya; H_2SO_3) adalah asam lemah tetapi SO_3 (H_2SO_4) adalah asam kuat. Keasaman oksida khlorin meningkat dengan urutan sebagai yang ditunjukkan berikut ini.



Keasaman Cl_2O (HClO) adalah asam sangat lemah sementara Cl_2O_7 (HClO_4) adalah asam kuat.

Tabel 5.9 memberikan oksida dengan bilangan oksidasi tertinggi diantara unsur golongan utama dan keperiodikan keasaman/kebasaan. Catat bahwa oksida amfoter terletak di sudut atas kiri ke sudut kanan bawah tabel periodik.

b Keperiodikan sifat hidrida

Sebagian besar unsur golongan utama menghasilkan hidrida ketika bereaksi dengan hidrogen, tetapi kestabilan hidridanya bergantung pada letak unsur dalam tabel periodik. Hidrida unsur golongan 1 dan 2 yang elektropositif dan unsur golongan 16 dan 17 yang elektronegatif bersifat stabil, sementara hidrida golongan 13, 14, dan 15 unsur logam berat kadang sukar disintesis.

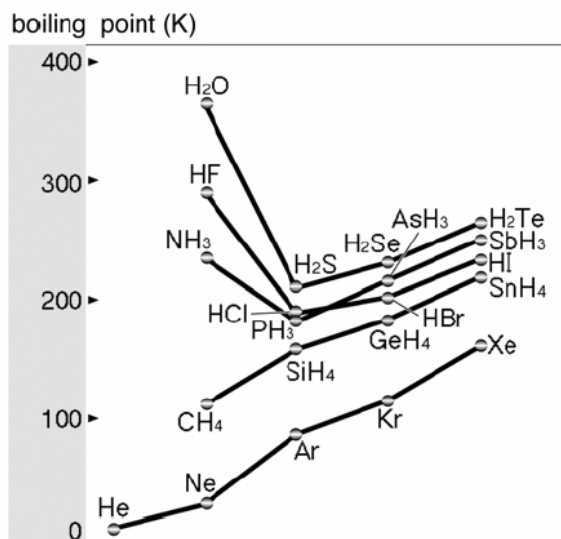
Tabel 5.9 Keasaman dan kebasaan oksida unsur golongan utama.

↓ basicity increases	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅		F ₂ O
	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇
	K ₂ O	CaO	Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅	SeO ₃	Br ₂ O
	Rb ₂ O	SrO	In ₂ O ₃	SnO ₂	Sb ₂ O ₅	TeO ₃	I ₂ O ₅
	Cs ₂ O	BaO	Tl ₂ O ₃	PbO ₂	Bi ₂ O ₅		
	→ acidity increases						

Hidrida unsur logam alkali dan logam alkali tanah adalah kristal tak berwarna, dan dengan elektrolisis lelehan hidrida akan dihasilkan hidrogen di anoda. Fakta ini menyarankan bahwa hidrida logam ini, misalnya natrium hidrida, ada sebagai Na⁺H⁻, sebagai kristal mirip garam. Semua hidrida ini adalah basa kuat.

Beberapa unsur golongan 13 dan 14 memiliki lebih dari satu hidrida. Misalnya, hidrida karbon tidak hanya metana CH₄, tetapi juga karbena CH₂, walaupun sukar mengisolasi CH₂ sebab ketakstabilannya yang terlalu besar. Semua hidrida unsur golongan 14 termasuk metana adalah molekul kovalen. Dari kiri ke kanan dalam tabel periodik, karakter kovalen hidrida menurun dan karakter ioniknya meningkat. Ikatan O-H dalam air dan ikatan Cl-H dalam hidrogen klorida, misalnya, dianggap polar, dan berdisosiasi di air menghasilkan H⁺. Sebaliknya, keasaman metana bida diabaikan.

Umumnya hidrida unsur golongan utama adalah molekul, hidrida jenis ini memiliki titik didih dan titik leleh yang khas, dan menunjukkan keperiodikan. Namun, hidrida unsur periode 2 tidak terlalu berperilaku seperti itu. Misalnya, titik didihnya jauh lebih besar daripada hidrida unsur periode ke-3 (gambar 5.5).



Gambar 5.5 Titik didih hidrida unsur golongan utama. Keperiodikan yang diamati untuk gas mulia dan hidrida unsur golongan 14, tidak sama dengan keperiodikan pada hidrida golongan 15, 16 dan 17.

Karena titik didih hidrida unsur periode ke-3, dan selanjutnya, semakin tinggi dan menunjukkan keperiodikan, jelas sifat hidrida unsur periode ke-2 merupakan kekecualian. Dikenali dengan baik bahwa pembentukan ikatan hidrogen di hidrida unsur periode ke-2 merupakan alasan hal ini. Ikatan hidrogen terjadi dalam senyawa yang memiliki ikatan antara hidrogen dan unsur elektronegatif. Ikatan H-X terpolarisasi menjadi H^+-X^- . Interaksi tarikan antara dipol yang terbentuk adalah gaya dorong ikatan hidrogen.

Sifat-sifat fisik seperti titik didih dan titik leleh sedikit banyak menunjukkan keperiodikan. Di antara unsur yang ada dalam golongan yang sama, keperiodikan ini kadang jelas. Misalnya, di antara halogen perubahan unsur dari gas menjadi cair, dan dari cair menjadi padat. Perubahan ini tidak harus seragam. Nitrogen adalah gas, tetapi fosfor dan unsur lain adalah padat. Jelas terlihat ada ketidakkontinyuan di sini.

Latihan

5.1 Konfigurasi elektron atom. Tanpa merujuk ke tabel periodik, tuliskan konfigurasi elektron dan nomor golongan dalam tabel periodik untuk unsur dengan nomor-nomor atom berikut:

3, 8, 14, 17, 32, 37, 56

Jawab

Cek jawaban anda dengan mencocokkannya dengan tabel periodik.

5.2 Tingkat energi orbital atom. Pilihlah dari setiap pasangan yang memiliki energi lebih tinggi:

(a) 3d, 4s (b) 4p, 5s (c) 4s, 4p

Jawab

(a) 3d (b) 5s (c) 4p

5.3 Afinitas elektron. Dari setiap kelompok tiga spesi kimia, pilihlah yang afinitas elektronnya paling tinggi dan pilihlah yang paling kecil.

(a) Ge, Si, C (b) Cl, Cl⁻, Cl⁺

Jawab:

(a) C, Ge (b) Cl⁺, Cl⁻

5.4 Energi ionisasi

Energi ionisasi ke-2 didefinisikan sebagai energi yang diperlukan untuk mengeluarkan elektron kedua dari ion atom tersebut. Energi ionisasi ke-3 dan ke-4 didefinisikan dengan cara yang sama. Pilihlah dari unsur X, Y dan Z yang jelas menunjukkan sifat (a), (b) dan (c) berikut.

(a) membentuk senyawa ionik monovalen dengan khlorin

(b) membentuk ikatan kovalen dengan khlorin

(c) memiliki bilangan oksidasi +2 dalam sebagian besar kasus.

Atom/energi ionisasi	pertama	ke-2	ke-3	ke-4
X	738	1450	7730	10550
Y	800	2427	3658	25024
Z	495	4563	6912	9540

Jawab

X mungkin adalah anggota golongan logam alkali tanah karena baik energi ionisasi ke-1 dan ke-2nya rendah. Anda dapat menyimpulkan bahwa Y adalah anggota golongan 13 dan Z adalah unsur golongan 1.

(a) Z (b) Y (c) X

5.5 Ukuran atom dan ion. Susun setiap kuartet spesi ini sesuai dengan urutan kenaikan jari-jarinya.

(a) Ar, Cl⁻, K⁺, S²⁻ (b) C, Al, F, Si (c) Na, Mg, Ar, P (d) I⁻, Ba²⁺, Cs⁺, Xe

Jawab

(a) K⁺ < Cl⁻ < S²⁻ < Ar (b) F < C < Si < Al (c) P < Mg < Na < Ar (d) Ba²⁺ < Cs⁺ < I⁻ < Xe.

Selingan-Pelopor yang tak terkenal

Hanya sedikit kimiawan yang tertarik pada keperiodikan unsur. Kimiawan Inggris John Alexandere Reina Newlands (1837-1898) adalah salah satu di antaranya. Sekitar tahun 1865, ia menyusun unsur menurut kenaikan massa atom 60 unsur yang saat itu telah dikenali, dan ia menyusunnya dalam tabel yang terdiri atas delapan baris dan enam kolom. Ia terkejut, ia mengamati bahwa unsur pertama dan ke-8 dan selanjutnya, ke-8 dan ke-15 memiliki sifat yang mirip. Dengan kata lain, unsur dengan sifat yang mirip akan muncul pada unsur ke-8. Kemunculan kemiripan setiap urutan ke-8 sangat mirip dengan yang ada dalam notasi musik. Ia mengumumkan penemuannya pada pertemuan ilmiah, dan menyebutnya dengan nama hukum oktaf. Ilmuwan Inggris pada waktu itu mengolok-oloknya, menanyakan padanya apa yang akan terjadi bila orang menyusun unsur dalam urutan alfabetis.



John Newlands (1837-1898)

Selama beberapa tahun Newlands diabaikan. Akhirnya di tahun 1887, lebih dari 10 tahun setelah penemuan Mendeleev dikenali, *Chemical Society* (Inggris) menganugerahinya hadiah.

6 Gas

Gas merupakan satu dari tiga wujud zat dan walaupun wujud ini merupakan bagian tak terpisahkan dari studi kimia, bab ini terutama hanya akan membahas hubungan antara volume, temperatur dan tekanan baik dalam gas ideal maupun dalam gas nyata, dan teori kinetik molekular gas, dan tidak secara langsung kimia. Bahasan utamanya terutama tentang perubahan fisika, dan reaksi kimianya tidak didiskusikan. Namun, sifat fisik gas bergantung pada struktur molekul gasnya dan sifat kimia gas juga bergantung pada strukturnya. Perilaku gas yang ada sebagai molekul tunggal adalah contoh yang baik kebergantungan sifat makroskopik pada struktur mikroskopik.

6.1 Hukum gas ideal

a Sifat gas

Sifat-sifat gas dapat dirangkumkan sebagai berikut.

SIFAT GAS

- (1) Gas bersifat transparan.
- (2) Gas terdistribusi merata dalam ruang apapun bentuk ruangnya.
- (3) Gas dalam ruang akan memberikan tekanan ke dinding.
- (4) Volume sejumlah gas sama dengan volume wadahnya. Bila gas tidak diwadahi, volume gas akan menjadi tak hingga besarnya, dan tekanannya akan menjadi tak hingga kecilnya.
- (5) Gas berdifusi ke segala arah tidak peduli ada atau tidak tekanan luar.
- (6) Bila dua atau lebih gas bercampur, gas-gas itu akan terdistribusi merata.
- (7) Gas dapat ditekan dengan tekanan luar. Bila tekanan luar dikurangi, gas akan mengembang.
- (8) Bila dipanaskan gas akan mengembang, bila didinginkan akan mengkerut.

Dari berbagai sifat di atas, yang paling penting adalah tekanan gas. Misalkan suatu cairan memenuhi wadah. Bila cairan didinginkan dan volumenya berkurang, cairan itu tidak akan memenuhi wadah lagi. Namun, gas selalu akan memenuhi ruang tidak peduli berapapun suhunya. Yang akan berubah adalah tekanannya.

Alat yang digunakan untuk mengukur tekanan gas adalah **manometer**. Prototipe alat pengukur tekanan atmosfer, **barometer**, diciptakan oleh Torricelli.

Tekanan didefinisikan gaya per satuan luas, jadi tekanan = gaya/luas.

Dalam SI, satuan gaya adalah Newton (N), satuan luas m^2 , dan satuan tekanan adalah Pascal (Pa).
1 atm kira-kira sama dengan tekanan 1013 hPa.

$$1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 1013,25 \text{ hPa}$$

Namun, dalam satuan non-SI unit, Torr, kira-kira $1/760$ dari 1 atm, sering digunakan untuk mengukur perubahan tekanan dalam reaksi kimia.

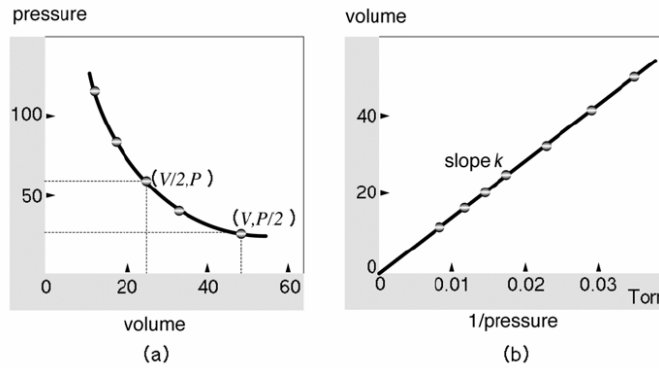
b Volume dan tekanan

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 (6.1) untuk menggambarkan hubungan antara volume V dan tekanan P gas. Hubungan ini disebut dengan **hukum Boyle**.

$$PV = k \text{ (suatu tetapan)} \tag{6.1}$$

Penampilan grafis dari percobaan Boyle dapat dilakukan dengan dua cara. Bila P diplot sebagai ordinat dan V sebagai absis, didapatkan hiperbola (Gambar 6.1(a)). Kedua bila V diplot terhadap $1/P$, akan didapatkan garis lurus (Gambar 6.1(b)).



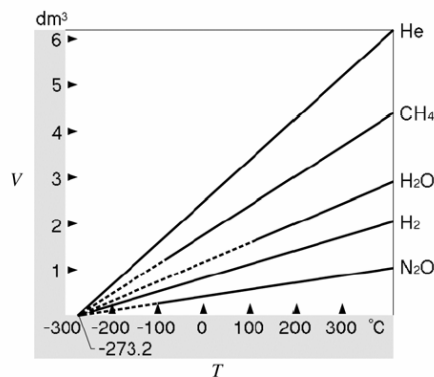
Gambar 6.1 Hukum Boyle.

(a) Plot hasil percobaan; tekanan vs. volume

(b) Plot hasil percobaan; volume vs $1/\text{tekanan}$. Catat bahwa kemiringan k tetap.

c Volume dan temperatur

Setelah lebih dari satu abad penemuan Boyle ilmuwan mulai tertarik pada hubungan antara volume dan temperatur gas. Mungkin karena balon termal menjadi topik pembicaraan di kota-kota waktu itu. Kimiawan Perancis Jacques Alexandre César Charles (1746-1823), seorang navigator balon yang terkenal pada waktu itu, mengenali bahwa, pada tekanan tetap, volume gas akan meningkat bila temperaturnya dinaikkan. Hubungan ini disebut dengan hukum Charles, walaupun datanya sebenarnya tidak kuantitatif. Gay-Lussac lah yang kemudian memplotkan volume gas terhadap temperatur dan mendapatkan garis lurus (Gambar 6.2). Karena alasan ini **hukum Charles** sering dinamakan **hukum Gay-Lussac**. Baik hukum Charles dan hukum Gay-Lussac kira-kira diikuti oleh semua gas selama tidak terjadi pengembunan.



Gambar 6.2 Hukum Charles.

Plot volume beberapa gas vs temperatur. Garis tebal adalah data percobaan dan garis putus-putus adalah hasil ekstrapolasi data percobaan. Jumlah gasnya bervariasi.

Pembahasan menarik dapat dilakukan dengan hukum Charles. Dengan mengekstrapolasikan plot volume gas terhadap temperatur, volumes menjadi nol pada temperatur tertentu. Menarik bahwa temperatur saat volumenya menjadi nol sekiatar -273°C (nilai tepatnya adalah -273.2°C) untuk semua gas. Ini mengindikasikan bahwa pada tekanan tetap, dua garis lurus yang didapatkan dari pengeplotan volume V_1 dan V_2 dua gas 1 dan 2 terhadap temperatur akan berpotongan di $V = 0$.

Fisikawan Inggris Lord Kelvin (William Thomson (1824-1907)) megusulkan pada temperatur ini temperatur molekul gas menjadi setara dengan molekul tanpa gerakan dan dengan demikian volumenya menjadi dapat diabaikan dibandingkan dengan volumenya pada temperatur kamar, dan ia mengusulkan skala temperatur baru, skala temperatur Kelvin, yang didefinisikan dengan persamaan berikut.

$$273,2 + ^{\circ}\text{C} = \text{K} \quad (6.2)$$

Kini temperatur Kelvin K disebut dengan **temperatur absolut**, dan 0 K disebut dengan **titik nol absolut**. Dengan menggunakan skala temperatur absolut, hukum Charles dapat diungkapkan dengan persamaan sederhana

$$V = bT \text{ (K)} \quad (6.3)$$

dengan b adalah konstanta yang tidak bergantung jenis gas.

Menurut Kelvin, temperatur adalah ukuran gerakan molekular. Dari sudut pandang ini, nol absolut khususnya menarik karena pada temperatur ini, gerakan molekular gas akan berhenti. Nol absolut tidak pernah dicapai dengan percobaan. Temperatur terendah yang pernah dicapai adalah sekitar $0,000001\text{ K}$.

Avogadro menyatakan bahwa gas-gas bervolume sama, pada temperatur dan tekanan yang sama, akan mengandung jumlah molekul yang sama (hukum Avogadro; Bab 1.2(b)). Hal ini sama dengan menyatakan bahwa volume real gas apapun sangat kecil dibandingkan dengan volume yang ditempatinya. Bila anggapan ini benar, volume gas sebanding dengan jumlah molekul gas dalam ruang tersebut. Jadi, massa relatif, yakni massa molekul atau massa atom gas, dengan mudah didapat.

d Persamaan gas ideal

Esensi ketiga hukum gas di atas dirangkumkan di bawah ini. Menurut tiga hukum ini, hubungan antara temperatur T , tekanan P dan volume V sejumlah n mol gas dengan terlihat.

Tiga hukum Gas

Hukum Boyle: $V = a/P$ (pada T , n tetap)

Hukum Charles: $V = b.T$ (pada P , n tetap)

Hukum Avogadro: $V = c.n$ (pada T , P tetap)

Jadi, V sebanding dengan T dan n , dan berbanding terbalik pada P . Hubungan ini dapat digabungkan menjadi satu persamaan:

$$V = RTn/P \quad (6.4)$$

atau

$$PV = nRT \quad (6.5)$$

R adalah tetapan baru. Persamaan di atas disebut dengan **persamaan keadaan gas ideal** atau lebih sederhana **persamaan gas ideal**.

Nilai R bila $n = 1$ disebut dengan **konstanta gas**, yang merupakan satu dari konstanta fundamental fisika. Nilai R beragam bergantung pada satuan yang digunakan. Dalam sistem metrik, $R = 8,2056 \times 10^{-2} \text{ dm}^3 \text{ atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Kini, nilai $R = 8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ lebih sering digunakan.

Latihan 6.1 Persamaan gas ideal

Sampel metana bermassa 0,06 g memiliki volume 950 cm^3 pada temperatur 25°C . Tentukan tekanan gas dalam Pa atau atm).

Jawab: Karena massa molekul CH_4 adalah 16,04, jumlah zat n diberikan sebagai $n = 0,60 \text{ g}/16,04 \text{ g mol}^{-1} = 3,74 \times 10^{-2} \text{ mol}$. Maka, $P = nRT/V = (3,74 \times 10^{-2} \text{ mol})(8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(298 \text{ K})/950 \times 10^{-6} \text{ m}^3 = 9,75 \times 10^4 \text{ J m}^{-3} = 9,75 \times 10^4 \text{ N m}^{-2} = 9,75 \times 10^4 \text{ Pa} = 0,962 \text{ atm}$

Dengan bantuan tetapan gas, massa molekul relatif gas dapat dengan mudah ditentukan bila massa w , volume V dan tekanan P diketahui nilainya. Bila massa molar gas adalah M (g mol^{-1}), akan diperoleh persamaan (6.6) karena $n = w/M$.

$$PV = wRT/M \quad (6.6)$$

maka

$$M = wRT/PV \quad (6.7)$$

Latihan 6.2 Massa molekular gas

Massa wadah tertutup dengan volume $0,500 \text{ dm}^3$ adalah $38,7340 \text{ g}$, dan massanya meningkat menjadi $39,3135 \text{ g}$ setelah wadah diisi dengan udara pada temperatur $24 \text{ }^\circ\text{C}$ dan tekanan 1 atm . Dengan menganggap gas ideal (berlaku persamaan (6.5)), hitung „seolah“ massa molekul udara.

Jawab: 28,2. Karena ini sangat mudah detail penyelesaiannya tidak diberikan. Anda dapat mendapatkan nilai yang sama dari komposisi udara (kira-kira $\text{N}_2:\text{O}_2 = 4:1$).

e Hukum tekanan parsial

Dalam banyak kasus Anda tidak akan berhadapan dengan gas murni tetapi dengan **campuran gas** yang mengandung dua atau lebih gas. Dalton tertarik dengan masalah kelembaban dan dengan demikian tertarik pada udara basah, yakni campuran udara dengan uap air. Ia menurunkan hubungan berikut dengan menganggap masing-masing gas dalam campuran berperilaku independen satu sama lain.

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.

$$p_A = n_A RT/V \quad (6.8)$$

$$p_B = n_B RT/V \quad (6.9)$$

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.

Dalton menyatakan **hukum tekanan parsial** yang menyatakan **tekanan total** P gas sama dengan jumlah tekanan parsial kedua gas. Jadi,

$$P = p_A + p_B = (n_A + n_B)RT/V \quad (6.10)$$

Hukum ini mengindikasikan 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 $x_A = n_A/(n_A + n_B)$, maka p_A dapat juga dinyatakan dengan x_A .

$$p_A = [n_A/(n_A + n_B)]P \quad (6.11)$$

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

Tekanan uap jenuh (atau dengan singkat disebut **tekanan jenuh**) air didefinisikan sebagai tekanan parsial maksimum yang dapat diberikan oleh uap air pada temperatur tertentu dalam campuran air dan uap air. Bila terdapat lebih banyak uap air, semua air tidak dapat bertahan di uap dan sebagian akan mengembun.

Latihan 6.3 Hukum tekanan parsial

Sebuah wadah bervolume $3,0 \text{ dm}^3$ mengandung karbon dioksida CO_2 pada tekanan 200 kPa, dan satu lagi wadah bervolume $1,0 \text{ dm}^3$ mengandung N_2 pada tekanan 300 kPa. Bila kedua gas dipindahkan ke wadah $1,5 \text{ dm}^3$. Hitung tekanan total campuran gas. Temperatur dipertahankan tetap selama percobaan.

Jawab: Tekanan parsial CO_2 akan menjadi 400 kPa karena volume wadah baru $1/2$ volume wadah sementara tekanan N_2 adalah $300 \times (2/3) = 200 \text{ kPa}$ karena volumenya kini hanya $2/3$ volume awalnya. Maka tekanan totalnya $400 + 200 = 600 \text{ kPa}$.

6.2 Gas ideal dan gas nyata

a Persamaan keadaan van der Waals

Gas yang mengikuti hukum Boyle dan hukum Charles, yakni hukum gas ideal (persamaan (6.5)), disebut **gas ideal**. Namun, didapatkan, bahwa gas yang kita jumpai, yakni gas nyata, tidak secara ketat mengikuti hukum gas ideal. Semakin rendah tekanan gas pada temperatur tetap, semakin kecil deviasinya dari perilaku ideal. Semakin tinggi tekanan gas, atau dengan kata lain, semakin kecil jarak intermolekulnya, semakin besar deviasinya.

Paling tidak ada dua alasan yang menjelaskan hal ini. Peratama, definisi temperatur absolut didasarkan asumsi bahwa volume gas real sangat kecil sehingga bisa diabaikan. Molekul gas pasti memiliki volume nyata walaupun mungkin sangat kecil. Selain itu, ketika jarak antarmolekul semakin kecil, beberapa jenis interaksi antarmolekul akan muncul.

Fisikawan Belanda Johannes Diderik van der Waals (1837-1923) mengusulkan persamaan keadaan gas nyata, yang dinyatakan sebagai **persamaan keadaan van der Waals** atau **persamaan van der Waals**. Ia memodifikasi persamaan gas ideal (persamaan 6.5) dengan cara sebagai berikut: dengan menambahkan koreksi pada P untuk mengkompensasi interaksi antarmolekul; mengurangi dari suku V yang menjelaskan volume real molekul gas. Sehingga didapat:

$$[P + (n^2a/V^2)] (V - nb) = nRT \quad (6.12)$$

a dan b adalah nilai yang ditentukan secara eksperimen untuk setiap gas dan disebut dengan **tetapan van der Waals** (Tabel 6.1). Semakin kecil nilai a dan b menunjukkan bahwa perilaku gas semakin mendekati perilaku gas ideal. Besarnya nilai tetapan ini juga berhubungan dengan kemudahan gas tersebut dicairkan.

Tabel 6.1 Nilai tetapan gas yang umum kita jumpai sehari-hari.

gas	a (atm dm ⁶ mol ⁻²)	b (dm ³ mol ⁻¹)	gas	a (atm dm ⁶ mol ⁻²)	b (dm ³ mol ⁻¹)
He	0,0341	0,0237	C ₂ H ₄	4,47	0,0571
Ne	0,2107	0,0171	CO ₂	3,59	0,0427
H ₂	0,244	0,0266	NH ₃	4,17	0,0371
N ₂	1,39	0,0391	H ₂ O	5,46	0,0305
CO	1,49	0,0399	Hg	8,09	0,0170
O ₂	1,36	0,0318			

Latihan 6.4 Gas ideal dan gas nyata

Suatu sampel 10,0 mol karbon dioksida dimasukkan dalam wadah 20 dm³ dan diuapkan pada temperatur 47 °C. Hitung tekanan karbon dioksida (a) sebagai gas ideal dan (b) sebagai gas nyata. Nilai hasil percobaan adalah 82 atm. Bandingkan dengan nilai yang Anda dapat.

Jawab: Tekanan menurut anggapan gas ideal dan gas nyata adalah sbb:

$$P = nRT/V = [10,0 \text{ (mol)} \cdot 0,082(\text{dm}^3 \text{ atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 320(\text{K})]/(2,0 \text{ dm}^3) = 131 \text{ atm}$$

Nilai yang didapatkan dengan menggunakan persamaan 6.11 adalah 82 atm yang identik dengan hasil percobaan.

Hasil ini nampaknya menunjukkan bahwa gas polar semacam karbon dioksida tidak akan berperilaku ideal pada tekanan tinggi.

b Temperatur dan tekanan kritis

Karena uap air mudah mengembun menjadi air, telah lama diharapkan bahwa semua gas dapat dicairkan bila didinginkan dan tekanan diberikan. Namun, ternyata bahwa ada gas yang tidak dapat dicairkan berapa besar tekanan diberikan bila gas berada di atas temperatur tertentu yang disebut **temperatur kritis**. Tekanan yang diperlukan untuk mencairkan gas pada temperatur kritis disebut dengan **tekanan kritis**, dan wujud materi pada temperatur dan tekanan kritis disebut dengan **keadaan kritis**.

Temperatur kritis ditentukan oleh atraksi intermolekul antar molekul-molekul gas. Akibatnya temperatur kritis gas nonpolar biasanya rendah. Di atas nilai temperatur kritis, energi kinetik molekul gas jauh lebih besar dari atraksi intermolekular dan dengan demikian pencairan dapat terjadi.

Tabel 6.2 Temperatur dan tekanan kritis beberapa gas yang umum dijumpai.

Gas	Temperatur kritis (K)	Tekanan kritis (atm)	Gas	Temperatur kritis (K)	Tekanan kritis (atm)
H ₂ O	647,2	217,7	N ₂	126,1	33,5
HCl	224,4	81,6	NH ₃	405,6	111,5
O ₂	153,4	49,7	H ₂	33,3	12,8
Cl ₂	417	76,1	He	5,3	2,26

c Pencairan gas

Di antara nilai-nilai koreksi tekanan dalam tetapan van der Waals, H_2O , amonia dan karbon dioksida memiliki nilai yang sangat besar, sementara oksigen dan nitrogen dan gas lain memiliki nilai pertengahan. Nilai untuk helium sangat rendah.

Telah dikenali bahwa pencairan nitrogen dan oksigen sangat sukar. Di abad 19, ditemukan bahwa gas-gas yang baru ditemukan semacam amonia dicairkan dengan cukup mudah. Penemuan ini merangsang orang untuk berusaha mencairkan gas lain. Pencairan oksigen atau nitrogen dengan pendinginan pada tekanan tidak berhasil dilakukan. Gas semacam ini dianggap sebagai “**gas permanen**” yang tidak pernah dapat dicairkan.

Baru kemudian ditemukan adanya tekanan dan temperatur kritis. Hal ini berarti bahwa seharusnya tidak ada gas permanen. Beberapa gas mudah dicairkan sementara yang lain tidak. Dalam proses pencairan gas dalam skala industro, digunakan **efek Joule-Thomson**. Bila suatu gas dimasukkan dalam wadah yang terisolasi dengan cepat diberi tekan dengan menekan piston, energi kinetik piston yang bergerak akan meningkatkan energi kinetik molekul gas, menaikkan temperaturnya (karena prosesnya adiabatik, tidak ada energi kinetik yang dipindahkan ke dinding, dsb). Proses ini disebut dengan **kompresi adiabatik**. Bila gas kemudian dikembangkan dengan cepat melalui lubang kecil, temperatur gas akan menurun. Proses ini adalah **pengembangan adiabatik**. Dimungkinkan untuk mendinginkan gas dengan secara bergantian melakukan pengembangan dan penekanan adiabatik cepat sampai pencairan.

Dalam laboratorium, es, atau campuran es dan garam, campuran es kring (padatan CO_2) dan aseton biasa digunakan sebagai pendingin. Bila temperatur yang lebih rendah diinginkan, nitrogen cair lebih cocok karena lebih stabil dan relatif murah.

6.3 Teori kinetik molekular gas

Masalah, mengapa hukum gas diikuti oleh semua gas, dijelaskan fisikawan di akhir abad 19 dengan menggunakan teori atom. Poin penting dari teori ini adalah asal muasal tekanan gas adalah gerakan molekul gas. Jadi teori ini disebut dengan **teori kinetik molekular gas**.

Menurut teori ini, gas memberi tekanan saat molekul-molekulnya menumbuk dinding wadah. Semakin besar jumlah molekul gas per satuan volume, semakin besar molekul yang menumbuk dinding wadah, dan akibatnya semakin tinggi tekanan gas. Asumsi teori ini adalah sebagai berikut.

Asumsi teori kinetik molekular

- (1) Gas terdiri atas molekul-molekul yang bergerak random.
- (2) Tidak terdapat tarikan maupun tolakan antar molekul gas.
- (3) Tumbukan antar molekul adalah tumbukan elastik sempurna, yakni tidak ada energi kinetik yang hilang.
- (4) Bila dibandingkan dengan volume yang ditempati gas, volume real molekul gas dapat diabaikan.

Berdasarkan asumsi-asumsi ini diturunkan persamaan berikut untuk sistem yang terdiri atas n molekul dengan massa m .

$$PV = nmu^2/3 \quad (6.13)$$

u^2 adalah kecepatan kuadrat rata-rata. Jelas terlihat bentuk persamaan 6.13 identik dengan hukum Boyle. Memang, bila u^2 bernilai tetap pada suhu tetap, persamaan di atas adalah variasi dari hukum Boyle.

Persamaan 6.13 mengindikasikan kecepatan molekul gas merupakan fungsi dari PV . Karena nilai PV untuk sejumlah tertentu gas tetap, mungkin bahwa kecepatan molekul gas berhubungan dengan massa gas, yakni massa molekulnya. Untuk 1 mol gas, persamaan berikut dapat diturunkan.

$$PV_m = N_A mu^2/3 \quad (6.14)$$

V_m adalah volume molar dan N_A adalah tetapan Avogadro. Dengan memasukkan $PV_m = RT$ di persamaan 6.14, persamaan berikut didapatkan.

$$N_A mu^2 = (3/2)RT \quad (6.15)$$

Suku kiri persamaan berhubungan dengan energi kinetik molekul gas. Dari persamaan ini, akar kuadrat rata-rata gas $\sqrt{u^2}$ dapat diperoleh.

$$\sqrt{u^2} = \sqrt{(3RT/N_A m)} = \sqrt{(3RT/M)} \quad (6.16)$$

Latihan 6.5 Kecepatan kuadrat rata-rata gas

Tentukan kecepatan kuadrat rata-rata molekul gas hidrogen H₂ pada S.T.P. (= tekanan dan temperatur standar; 25°C, 1 atm).

Jawab: massa molar hidrogen adalah 2,02 g mol⁻¹. Maka $\sqrt{u^2} = \sqrt{(3RT/M)} = \sqrt{(3 \times 8,31 \times 298/2,02 \times 10^{-3})} = 1,92 \times 10^3 \text{ m s}^{-1}$.

Bila kecepatan kuadrat rata-rata molekul gas dapat diperkirakan sebanding dengan kecepatan difusi sebagaimana ditentukan dari percobaan, dimungkinkan menentukan massa molekular gas A yang massa molekularnya belum diketahui dengan membandingkan kecepatan difusi gas A dengan kecepatan difusi gas B yang massa molekularnya telah diketahui.

Bila Anda balik suku kiri persamaan 6.15, Anda akan mendapati persamaan berikut.

$$(3/2)RT = (1/2)N_A m u^2 \quad 6.17$$

Persamaan ini jelas mengindikasikan dalam pandangan teori kinetik gas, temperatur adalah ukuran intensitas gerakan molekular.

Latihan

6.1 Hukum Boyle dan Charles

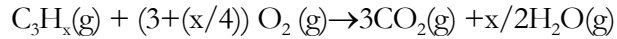
Sampel gas metana CH₄ memiliki volume 7,0 dm³ pada temperatur 4°C dan tekanan 0,848 atm. Hitung volume metana pada temperatur 11°C dan tekanan 1,52 atm.

Jawab: $V = [0,848 \text{ (atm)} \times 7,0 \text{ (dm}^3\text{)} \times 284\text{(K)}] / [1,52 \text{ (atm)} \times 277\text{(K)}] = 4,0 \text{ dm}^3$

6.2 Hukum reaksi gas

Rumus molekular gas hidrokarbon adalah C₃H_x. Bila 10 cm³ gas ini direaksikan dengan oksigen berlebih pada temperatur 110°C dan tekanan 1 atm, volumenya meningkat menjadi 15 cm³. Perkirakan nilai x.

Jawab: Persamaan pembakaran sempurna hidrokarbon adalah



Volume oksigen yang diperlukan untuk pembakaran sempurna 10 cm^3 hidrokarbon ($30 + (5x/2)\text{cm}^3$) dan volume CO_2 dan uap yang dihasilkan adalah 30 cm^3 dan $5x \text{ cm}^3$. Maka neraca total gas diberikan di bawah ini dengan a adalah volume gas oksigen berlebih.

$$30 + 5x + a = 5 + 10 + (5x/2) + a, \text{ maka } x = 6$$

Jadi hidrokarbon tersebut adalah propena C_3H_6 .

6.3 Tetapan gas

1 mol gas ideal menempati $22,414 \text{ dm}^3$ pada temperatur 0°C dan tekanan 1 atm. Dengan menggunakan data ini, hitung tetapan gas dalam $\text{dm}^3 \text{ atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ dan dalam $\text{J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Jawab: $0,0821 \text{ dm}^3 \text{ atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

6.4 Persamaan keadaan

Wadah bervolume $0,2000 \text{ dm}^3$ mengandung $0,3000 \text{ mol}$ helium pada temperatur -25°C . Hitung tekanan helium dengan dua cara. (a) dengan persamaan gas ideal (b) dengan persamaan gas nyata.

Jawab: (a) $30,6 \text{ atm}$, (b) $31,6 \text{ atm}$. Untuk gas semacam helium, kesalahan dengan menganggap gasnya ideal sangat kecil (3 % dalam kasus ini).

6.5 Kecepatan gas

Dapat diasumsikan bahwa kecepatan difusi gas ditentukan oleh kecepatan kuadrat rata-rata. Berapa cepat difusi He dibandingkan kecepatan difusi NO_2 ?

Jawab: Dengan menggunakan persamaan 6.16, Anda dapat menghasilkan persamaan berikut $\sqrt{(M_{He}/M_{NO})} = (\text{kecepatan}_{NO} / \text{kecepatan}_{He})^2$

Rasionya adalah $0,295$, yang berarti He dapat berdifusi 3,4 kali lebih cepat dari NO_2 .

6.6 Masalah umum gas.

Subskrip 1 dan 2 berkaitan dengan gas 1 dan gas 2. Pilih yang lebih besar untuk setiap pertanyaan.

(a) u_1 atau u_2 bila $T_1 = T_2$ dan $M_1 > M_2$

(b) N_1 atau N_2 bila $P_1 = P_2$, $V_1 = V_2$, $T_1 = T_2$ dan $M_1 > M_2$

(c) V_1 atau V_2 bila $N_1 = N_2$, $T_1 = T_2$ dan $P_1 > P_2$

(d) T_1 atau T_2 bila $P_1 = P_2$, $V_1 = V_2$ dan $N_1 > N_2$

(e) P_1 atau P_2 bila $V_1 = V_2$, $N_1 = N_2$, $u_1 = u_2$ dan $M_1 > M_2$

P adalah tekanan, V volume, T temperatur, M massa molar, u kecepatan kuadrat rata-rata dan N jumlah molekul dalam volume V.

Jawab: (a) $u_1 < u_2$ (b) $N_1 = N_2$ (c) $V_1 < V_2$ (d) $T_1 < T_2$ (e) $P_1 > P_2$