

6

PERIODISITAS KIMIA



Kelompok 6

1. Gamaliel Hot Tua Simanungkalit
2. Fransiska Novita Friyanti
3. Kristia Apriliani Darman
4. Lina Rahmawati
5. Teguh Kurniawan

GARIS

6-1 Lebih Lanjut Tentang
Tabel Periodik Unsur
**Sifat Periodik dari
Elemen**
6-2 Jari-jari Atom
6-3 Energi Ionisasi
6-4 Afinitas Elektron
6-5 Jari-jari Ionik
6-6 Elektronegativitas

Reaksi Kimia dan Periodisitas

6-7 Hidrogen dan Hidrogen
Hidrida
Reaksi Hidrogen dan
Hidrida
6-8 Oksigen dan Oksida
Oksigen dan Ozon
Reaksi Oksigen dan
Oksida
Reaksi Pembakaran
Pembaran Bahan Bakar
Fosil dan
Polusi Udara



Warna-warna cerah dilayar
kembang api dihasilkan ketika
berbagai logam bereaksi dengan
oksigen.

TUJUAN

Setelah anda mempelajari bab ini, anda seharusnya dapat

- *Lebih efektif menggunakan tabel periodik*
- *Membahas periodisitas kimia dari sifat fisik berikut:*
 - Jari-jari atom*
 - Energi ionisasi*
 - Afinitas elektron*
 - Jari-jari ionic*
 - Elektronegativitas*
- *Mendeskripsikan periodisitas kimia dalam reaksi*
 - Hidrogen*
 - Oksigen*
- *Mendeskripsikan periodisitas kimia dalam senyawa*
 - Hidrogen*
 - Oksigen*

6-1 LEBIH LANJUT TENTANG TABEL PERIODIK UNSUR

Dalam Bab 4 kami menggambarkan perkembangan tabel periodik, beberapa terminologi untuknya, dan prinsipnya, *hukum periodik*.

Sifat-sifat elemen adalah fungsi periodik dari nomor atom mereka

Dalam Bab 5 kami mendeskripsikan konfigurasi elektron dari unsur-unsur. Dalam bentuk panjang tabel periodik, elemen disusun dalam blok berdasarkan jenis orbital atom yang diisi. (Harap tinjau tabel 5-5 dan gambar 5-31 dengan cermat). Kami melihat bahwa konfigurasi elektron dari elemen-elemen dalam golongan A dapat diprediksi sepenuhnya dari



posisinya dalam tabel periodik. Kami juga mencatat, bagaimanapun, bahwa beberapa penyimpangan terjadi dalam golongan B.

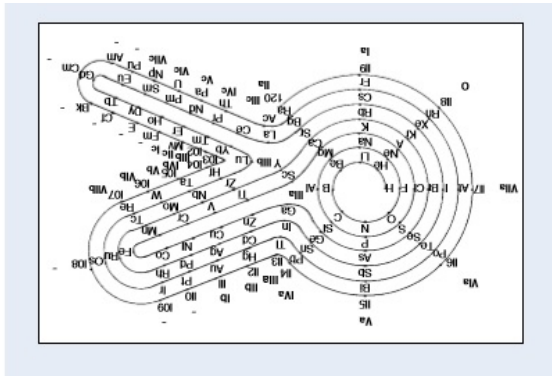
Sekarang kita mengklasifikasikan unsur-unsur sesuai dengan konfigurasi elektron mereka, yang merupakan sistem yang sangat berguna.

Gas Mulia. Selama bertahun-tahun elemen golongan VIIIA-gas mulia-disebut gas lembam karena tidak ada reaksi kimia yang dikenal untuk mereka. Kita sekarang tahu bahwa anggota yang lebih berat memang membentuk senyawa, kebanyakan dengan fluor dan oksigen. Kecuali helium, masing-masing elemen ini memiliki elektron di kulit terluarnya. Kulit terluarnya dapat dipresentasikan sebagai memiliki konfigurasi elektron $\dots ns^2np^6$.

Elemen Perwakilan. Elemen golongan A dalam tabel periodik disebut elemen perwakilan. Elektron “terakhir” diletakkan ke kulit terluar orbital s atau p . Elemen-elemen ini menunjukkan variasi yang berbeda dan biasa dalam sifat-sifatnya dengan perubahan dalam nomor atom.

Elemen d -Transisi. Elemen di golongan B dalam tabel periodik dikenal sebagai elemen d -transisi atau, lebih sederhana, sebagai unsur transisi atau logam transisi. Unsur-unsur dari empat seri transisi adalah semua logam dan dicirikan oleh elektron yang ditugaskan untuk orbital d . Dinyatakan berbeda, unsur-unsur d -transisi mengandung elektron baik dalam orbital ns dan $(n - 1)$, tetapi tidak dalam orbital np . Seri pertama transisi, Sc sampai Zn, mempunyai elektron dalam orbital $4s$ dan $3d$, tetapi tidak dalam orbital $4p$. Mereka disebut sebagai

| | |
|-----------------------|-----------------------------------------------------------------|
| Seri pertama transisi | : $_{21}\text{Sc}$ sampai $_{30}\text{Zn}$ |
| Seri kedua transisi | : $_{39}\text{Y}$ sampai $_{48}\text{Cd}$ |
| Seri ketiga transisi | : $_{57}\text{La}$ dan $_{72}\text{Hf}$ sampai $_{80}\text{Hg}$ |
| Seri keempat transisi | : $_{89}\text{Ac}$ dan $_{104}\text{Rf}$ sampai elemen 112 |



Pengembangan Sains

Tabel Periodik

Tabel periodik adalah salah satu hal pertama yang dihadapi mahasiswa kimia. Ia muncul dalam buku teks, di ruang kuliah, dan di laboratorium. Para ilmuwan menganggapnya sebagai referensi yang tak tergantikan. Namun, kurang dari 150 tahun yang lalu, gagasan mengatur unsur-unsur dengan berat atom atau nomor dianggap tidak masuk akal. Pada pertemuan 1866 Chemical Society di Burlington House, Inggris, J. A. R. Newlands (1837-1898) mempresentasikan sebuah teori yang disebut hukum oktaf. Ini menyatakan bahwa ketika unsur-unsur yang dikenal didaftar dengan meningkatkan massa atom, yang memiliki delapan tempat terpisah akan sama, mirip seperti catatan pada keyboard piano. Reaksi rekan-rekannya mungkin dirangkum dengan baik oleh ucapan Profesor Foster: “Sudahkah anda berpikir untuk mengatur unsur-unsur menurut huruf awal mereka? Mungkin beberapa koneksi yang lebih baik akan terungkap dengan cara itu.”

Tidak mengherankan jika Newlands yang miskin tidak dianggap serius. Pada 1860-an, hanya sedikit informasi yang tersedia untuk mengilustrasikan hubungan di antara elemen-elemen tersebut. Hanya 62 dari mereka telah dibedakan dari zat yang lebih kompleks ketika Mendeleev pertama kali mengumumkan penemuan hukum periodik pada tahun 1869. Sebagai kemajuan dalam

teori atom dibuat, bagaimanapun, dan sebagai percobaan baru berkontribusi pada pemahaman perilaku kimia, beberapa ilmuwan telah dimulai untuk melihat persamaan dan patren di antara elemen-elemen. Pada tahun 1869, Lothar Meyer dan Dmitri Mendeleev secara terpisah menerbitkan versi serupa dari tabel periodik yang sekarang terkenal.

Penemuan Mendeleev merupakan hasil kerja keras bertahun-tahun. Dia mengumpulkan informasi tentang unsur-unsur dari segala penjuru bumi-dengan berkorespondensi dengan rekan kerja, mempelajari buku dan makalah, dengan mengulangi eksperimen untuk mengonfirmasi data. Dia memasukkan statistik setiap elemen pada kartu kecil dan menyematkan kartu ke dinding laboratoriumnya, di mana dia mengatur dan menata ulang beberapa kali sampai dia yakin bahwa mereka berada di urutan yang benar. Salah satu fitur yang terutama berpandangan jauh ke depan dari pencapaian Mendeleev adalah kesadarannya bahwa beberapa elemen hilang dari tabel. Dia meramalkan sifat-sifat zat-zat ini (galium, skandium, dan germanium). (penting untuk diingat bahwa organisasi tabel periodik Mendeleev dirancang lebih dari 50 tahun sebelum penemuan dan karakterisasi partikel subatom).

Sejak kelahirannya pada tahun 1869, tabel periodik telah dibahas dan direvisi berkali-kali. Penemuan spektroskopi dan lainnya telah mengisi kekosongan yang ditinggalkan oleh Mendeleev dan menambahkan kolom baru yang terdiri dari gas mulia. Ketika para ilmuwan belajar tentang struktur atom, dasar untuk memeson diubah dari massa atom ke nomor atom. Tanah langka yang membingungkan itu disortir keluar dan diberi tempat khusus, bersama dengan banyak unsur yang diciptakan oleh bombardir atom. Bahkan bentuk tabel telah bereksperimen, sehingga semuanya dari tabel spiral dan bundar menjadi bentuk-bentuk eksotis seperti yang disarankan oleh Charles Janet. Tabel periodik tiga dimensi yang memperhitungkan energi valensi-shell telah diusulkan oleh Profesor

Leland C. Allen dari Universitas Princeton.

Selama abad yang lalu, kimia telah menjadi ilmu yang bergerak cepat di mana metode dan instrumen sering ketinggalan zaman dalam beberapa tahun. Tapi diragukan bahwa teman lama kita, tabel periodik, akan pernah jadi usang. Ini dapat dimodifikasi, tetapi itu akan selalu berdiri sebagai pernyataan hubungan dasar dalam kimia dan sebagai monumen kebijaksanaan dan wawasan penciptanya, Dmitri Mendeleev.

Glenn Seaborg: Sebuah Sisi Manusia ke Tabel Periodik Modern

Jika mungkin untuk mengasosiasikan wajah dengan tabel periodik modern, wajah itu kemungkinan milik Glenn Seaborg (1912-1999), yang menemukan kembali sepuluh unsur transuranium dan nama belakang Elemen 106. Kontribusi Seaborg terhadap kimia elemen berat dimulai pada tahun 1940, ketika dia dan rekan kerjanya di University of California



di Berkeley menghasilkan sampel pertama dari plutonium untuk membombardir uranium dengan deuterium (${}^2_1\text{H}$

nuclei) di sebuah akselerator partikel. Mereka menemukan bahwa isotop plutonium-239 mengalami fisi nuklir (lihat Bab 26), menjadikannya sumber energi potensial untuk tenaga nuklir atau senjata nuklir.

Sebagai keterlibatan Amerika dalam Perang Dunia II tumbuh, Presiden Franklin Roosevelt memanggil Seaborg dan ilmuwan terkemuka lainnya ke Laboratorium Metalurgi Perang di University of Chicago, di mana mereka mengetahui bagaimana mempersiapkan diri dan memurnikan plutonium-239 dalam jumlah bermanfaat untuk proyek Manhattan, pembuatan bom atom. Pada tahun 1945, Seaborg adalah salah satu penandatangan laporan Franck, sebuah dokumen yang merekomendasikan bahwa tes demonstrasi yang aman dari bom atom mungkin membujuk Jepang untuk menyerah tanpa bom sebenarnya. Profesor Seaborg menjabat sebagai penasihat ilmiah untuk sembilan presiden lainnya mengikuti Roosevelt dan adalah Ketua Komisi Energi

Atom U. S. dibawah Kennedy, Johnson, dan Nixon.

Kontribusi Seaborg menggambarkan bagaimana daerah-daerah sains dapat sangat dipengaruhi oleh institusi tertentu atau bahkan tradisi nasional dari waktu ke waktu. Penemuan plutonium di University of California di Berkeley mengikuti sintesis Neptunium 1940 di situs yang sama dengan Edwi McMillan, yang berbagi 1951 Hadiah Nobel dalam kimia dengan Seaborg untuk pencapaian ini. Sejak saat itu, Seaborg dan tim lain yang melibatkan peneliti Berkeley di Laboratorium Universitas Lawrence Berkeley telah menyiapkan sembilan elemen berat yang lebih berat. Dia dan rekan kerjanya memegang satu-satunya paten di unsur kimiawi, untuk Americium dan curium. Lokasi asli dari laboratorium transurium pertama di kampus Berkeley (beberapa meter dari situs selanjutnya dari tempat parkir "Nobel Laureate" yang dipesan Profesor Seaborg) adalah tengara bersejarah nasional.

Laboratorium di Amerika Serikat, Rusia, dan Jerman telah menjadi yang paling aktif dalam sintesis unsur-unsur baru. Pada tahun 1994, perasaan nasionalistik menyerbu apa yang seharusnya menjadi keputusan yang tidak memihak oleh Persatuan Internasional Murni dan Kimia Terapan (IUPAC) mengenai nama-nama resmi untuk elemen 101 dan 109. Dalam beberapa kasus, para peneliti dari berbagai negara telah mengusulkan nama yang berbeda untuk elemen-elemen ini berdasarkan di mana kredit untuk penemuan mereka dirasakan pantas. Misalnya, nama "hahnium" diusulkan untuk unsur 105 oleh peneliti Amerika, sedangkan Rusia lebih suka "nielsbohrium" yang lebih tajam. American Chemical Society mengusulkan

untuk menyebut elemen 106 seaborgium (Sg), tetapi komite tata nama IUPAC menolak pilihan itu. , keberatan dengan fakta bahwa Seaborg masih hidup ("dan mereka dapat membuktikannya," dia menyindir). Kemarahan dalam hal ini dan beberapa keputusan penamaan lainnya mendorong banyak ilmuwan untuk mengabaikan nama yang direkomendasikan IUPAC untuk 106, rutherfordium, dan terus menggunakan seaborgium. Pada tahun 1997, IUPAC membalikkan keputusannya dan mendukung Sg, menyelamatkan literatur kimia dari kebingungan masa depan yang disebabkan oleh praktik penamaan yang berbeda dalam jurnal ilmiah dan konferensi dari berbagai negara.

Jika Profesor Seaborg telah dinominasikan untuk kehormatan yang berbeda — penampilan di perangko AS — kisahnya akan berakhir tidak menyenangkan. Meskipun tentu saja tidak langka sebagai komoditas seperti nama-nama unsur kimia baru, perangko Amerika Serikat tidak diizinkan untuk menghormati individu yang hidup. Seaborg akan menjadi satu-satunya orang di dunia yang dapat menerima email yang dialamatkan sepenuhnya dalam elemen: Seaborgium, Lawrencium (untuk Laboratorium Lawrence Berkeley), Berkelium, Californium, Americium — dan jangan lupa kode pos, 94720.

Informasi tambahan tentang Seaborg dan penelitiannya tersedia melalui situs web untuk buku ini.



Unsur-unsur Periode 3. Kemajuan properti (kiri ke kanan) dari padatan (Na, Mg, Al, Si, P, S) ke gas (Cl, Ar) dan dari yang paling logam (Na) ke yang paling nonmetalik (Ar)

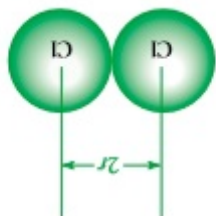
f-Transisi Elemen. Kadang-kadang dikenal sebagai elemen transisi batin, ini adalah elemen di mana elektron sedang ditambahkan ke orbital f. Dalam elemen-elemen ini, yang kedua dari kulit terluar yang terlanjur terbentuk dari 18 hingga 32 elektron. Semua adalah logam. Unsur-unsur ftransition terletak antara Grup IIIB dan IVB dalam tabel periodik. Mereka adalah seri f transisi Pertama (lantanida): 58Ce melalui 71Lu Seri f-transisi kedua (actinides): 90Th hingga 103Lr The A dan B sebutan untuk kelompok elemen dalam tabel periodik agak sewenang-wenang, dan mereka dibalik dalam beberapa periodik tabel. Dalam penunjukan lain, kelompok diberi nomor 1 hingga 18. Sistem yang digunakan dalam teks ini adalah yang biasa digunakan di Amerika Serikat. Elemen dengan nomor kelompok yang sama, tetapi dengan huruf yang berbeda, memiliki sifat yang relatif sedikit mirip. Asal usul A dan B sebutan adalah kenyataan bahwa beberapa senyawa elemen dengan nomor kelompok yang sama memiliki rumus yang sama tetapi sifat yang cukup berbeda, misalnya, NaCl (IA) dan AgCl (IB), $MgCl_2$ (IIA) dan $ZnCl_2$ (IIB)). Seperti yang akan kita lihat, variasi dalam properti grup B secara berurutan hampir tidak teratur dan dramatis seperti variasi yang diamati di deretan elemen grup A.

Elektron terluar memiliki pengaruh terbesar pada sifat-sifat elemen. Menambahkan elektron ke dalam hasil orbital d dalam perubahan yang kurang mencolok dalam properti daripada menambahkan elektron ke luar s atau p orbital

PROPERTI PERIODIK DARI UNSUR

Sekarang kita menyelidiki sifat periodisitas. Pengetahuan tentang periodisitas berharga dalam memahami ikatan dalam senyawa sederhana. Banyak sifat fisik, seperti titik leleh, titik didih, dan volume atom, menunjukkan variasi periodik. Untuk saat ini, kami menjelaskan variasi yang paling berguna dalam memprediksi perilaku kimia. Variasi dalam properti ini bergantung pada konfigurasi elektron, terutama konfigurasi pada kulit terluar yang terluar, dan seberapa jauh cangkang itu berasal dari nukleus.

6-2 JARI-JARI ATOM



Jari-jari atom, r , diambil sebagai setengah jarak antara inti dalam molekul homonuklir seperti Cl_2 .

Dalam Bagian 5-16 kami mendeskripsikan orbital-orbital atom dalam hal probabilitas distribusi elektron di wilayah tertentu dalam ruang. Demikian pula, kita dapat memvisualisasikan total awan elektron yang mengelilingi inti atom sebagai sesuatu yang tidak terbatas. Kita tidak dapat mengisolasi atom tunggal dan mengukur diameternya dengan cara mengukur diameter bola golf. Untuk semua tujuan praktis, ukuran atom individual tidak dapat ditentukan secara unik. Diperlukan pendekatan tidak langsung. Ukuran atom ditentukan oleh lingkungan terdekatnya, terutama interaksinya dengan atom di sekitarnya. Dengan analogi, misalkan kita mengatur beberapa bola golf dalam susunan yang teratur dalam kotak. Jika kita tahu bagaimana posisi bola, jumlah bola, dan dimensi kotak, kita dapat menghitung diameter bola individu. Penerapan penalaran ini terhadap padatan dan kerapatan mereka membawa kita pada nilai-nilai untuk ukuran atom dari banyak elemen. Dalam kasus lain, kita mendapatkan jari-jari atom dari jarak yang diamati antara atom yang digabungkan satu sama lain. Sebagai contoh, jarak antara pusat atom (inti) dalam molekul Cl_2 diukur menjadi $2,00 \text{ \AA}$. Ini menunjukkan bahwa jari-jari masing-masing atom Cl adalah setengah jarak interatomik, atau $1,00 \text{ \AA}$. Kami mengumpulkan data yang diperoleh dari banyak pengukuran tersebut untuk menunjukkan ukuran relatif atom individu.

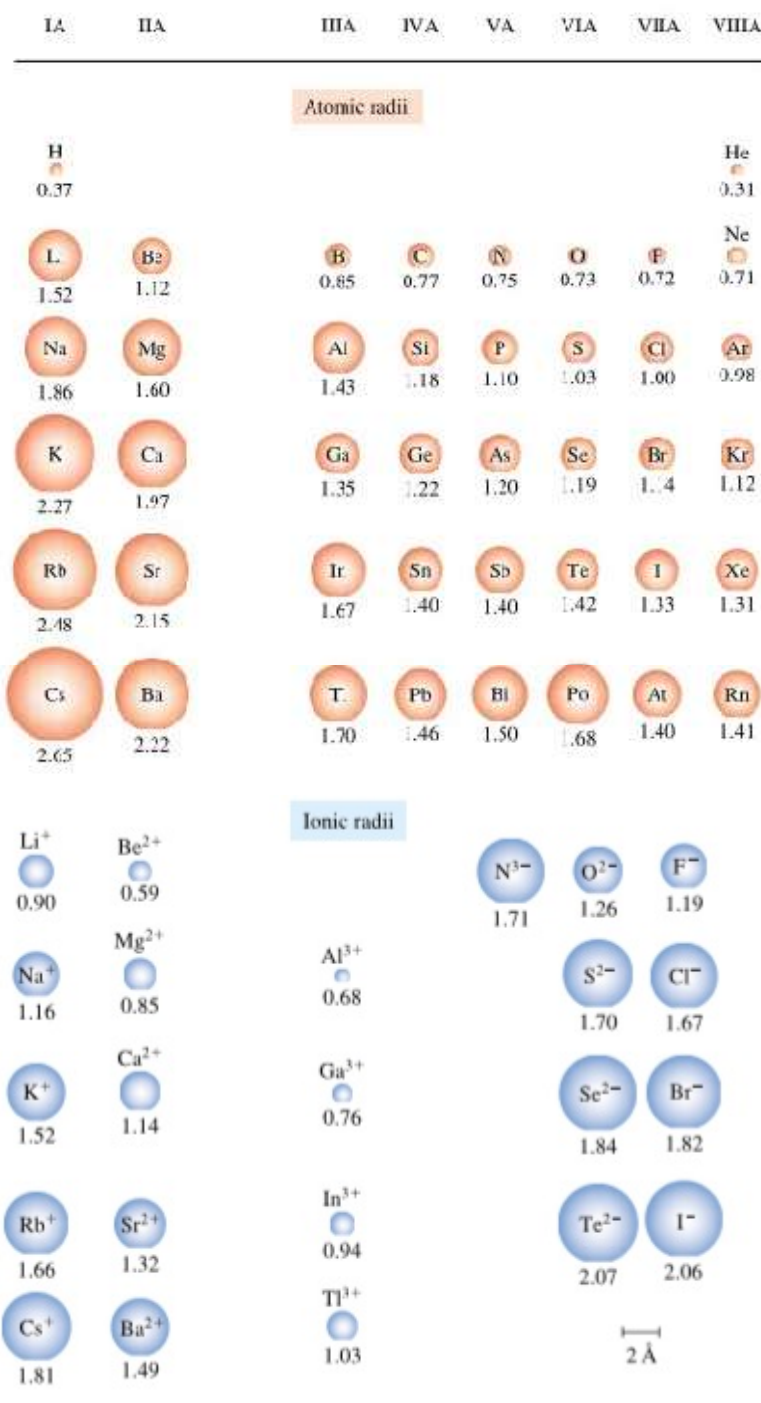
Bagian atas Gambar 6-1 menampilkan ukuran relatif atom dari unsur-unsur perwakilan dan gas mulia. Ini menunjukkan periodisitas dalam jari-jari atom. (Jari-jari ionik di bagian bawah Gambar 6-1 dibahas dalam Bagian 6-5.)

Tuntutan nuklir efektif, Z_{eff} , dialami oleh elektron dalam kulit terluar lebih kecil dari muatan nuklir sebenarnya, Z . Ini karena daya tarik elektron kulit terluar oleh nukleus sebagian diimbangi oleh tolakan elektron-elektron terluar ini. oleh elektron di kulit bagian dalam. Kami mengatakan bahwa elektron dalam layar kulit kerang, atau perisai, elektron di kulit terluar dari efek penuh muatan nuklir. Konsep penyaringan, atau perisai, efek ini membantu kita memahami banyak tren periodik dalam sifat atom.

Pertimbangkan sebuah atom lithium; ia memiliki dua elektron dalam satu cangkang terisi, $1s^2$, dan satu elektron dalam orbital $2s$, $2s^1$. Elektron dalam orbital $2s$ cukup efektif disaring dari nukleus oleh dua elektron pada orbital $1s$ yang terisi, sehingga elektron $2s$ tidak "merasakan" muatan 3 penuh dari nukleus. Tegangan nuklir efektif, Z_{eff} , dialami oleh elektron dalam orbital $2s$, bagaimanapun, juga bukan 1 (3 minus 2). Elektron di kulit terluar litium memiliki kemungkinan ditemukan dekat dengan nukleus (lihat Gambar 5-20). Kami mengatakan bahwa, sampai batas tertentu, menembus wilayah elektron $1s$; yaitu, elektron $1s$ tidak sepenuhnya melindungi elektron terluar dari nukleus. Elektron dalam shell $2s$ "terasa" muatan nuklir yang efektif sedikit lebih besar dari 1. Sodium, unsur nomor 11, memiliki sepuluh elektron di kulit dalam, $1s^2 2s^2 2p^6$, dan satu elektron dalam kulit terluar, $3s^1$. Sepuluh elektron cangkang bagian dalam dari layar atom natrium (pelindung) elektron luar-shell agak dari nukleus, meniadakan beberapa dari 11 muatan nuklir. Tetapi elektron $3s$ natrium menembus kulit bagian dalam ke tingkat yang signifikan, sehingga muatan nuklir efektif yang dirasakan

oleh elektron terluar ($3s$) sebenarnya lebih besar daripada untuk lithium ($2s$). Daya tarik yang agak meningkat untuk elektron terluar dalam natrium lebih berat, namun, oleh fakta bahwa elektron "luar" dalam sebuah atom natrium berada di cangkang ketiga, sedangkan di litium berada di cangkang kedua. Ingat kembali dari Bab 5 bahwa shell ketiga ($n = 3$) lebih jauh dari nukleus daripada shell kedua ($n = 2$). Dengan demikian, kita melihat mengapa atom natrium lebih besar daripada atom lithium. Alasan yang sama menjelaskan mengapa atom kalium lebih besar dari atom natrium dan mengapa ukuran elemen di setiap kolom tabel periodik terkait dengan cara yang sama.

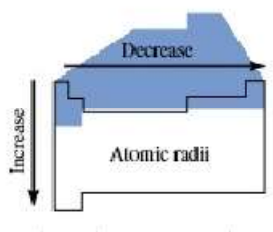




Gambar 6-1 (Atas) Jari-jari atom unsur-unsur A (perwakilan) dan gas mulia, dalam angstrom, Å (Bagian 6-2). Jari-jari atom meningkat turun kelompok karena elektron sedang ditambahkan ke cangkang lebih jauh dari nukleus. Jari-jari atom menurun dari kiri ke kanan dalam suatu periode tertentu karena meningkatkan muatan nuklir yang efektif. Atom hidrogen adalah atom terkecil dan sesium adalah atom alami terbesar.

(Bawah) Ukuran ion dari elemen A, dalam angstrom (Bagian 6-5). Ion positif (kation) selalu lebih kecil dari atom-atom netral dari mana mereka terbentuk. Ion negatif (anion) selalu lebih besar dari atom netral dari mana mereka terbentuk

BAB 6 Periodik Kimia



Dalam sebuah keluarga (kelompok vertikal pada tabel periodik) dari unsur-unsur perwakilan, jari-jari atom meningkat dari atas ke bawah karena elektron ditambahkan ke cangkang jauh dari nukleus.

Ketika kita bergerak melintasi tabel periodik, atom menjadi lebih kecil karena meningkatnya muatan nuklir yang efektif. Pertimbangkan elemen B ($Z=5$, $1s^2 2s^2 2p^1$) dan F ($Z=9$, $1s^2 2s^2 2p^5$). Di B ada dua elektron dalam konfigurasi gas mulia, $1s^2$, dan tiga elektron di kedua shell, $2s^2 2p^1$. Dua elektron dalam konfigurasi gas mulia secara efektif menyaring efek dari dua proton dalam nukleus. Jadi, elektron-elektron dalam cangkang kedua B "merasakan" muatan nuklir efektif yang lebih besar daripada yang dimiliki Be. Dengan argumen serupa, kita melihat bahwa dalam karbon ($Z=6$, $1s^2 2s^2 2p^2$) elektron dalam shell kedua "merasakan" muatan nuklir yang efektif lebih besar daripada B. Jadi kita berharap atom C lebih kecil dari atom B, dan mereka. Dalam nitrogen ($Z=7$, $1s^2 2s^2 2p^3$), elektron-elektron pada cangkang kedua "merasakan" muatan nuklir efektif yang lebih besar, sehingga atom N lebih kecil dari atom C.

Ketika kita bergerak dari kiri ke kanan, akhir suatu periode dalam tabel periodik, jari-jari atom unsur-unsur representatif menurun ketika proton ditambahkan ke nukleus dan elektron ditambahkan ke kulit tertentu.

Untuk unsur-unsur transisi, variasi tidak begitu teratur karena elektron sedang ditambahkan ke cangkang dalam. Semua elemen transisi memiliki radius yang lebih kecil dari elemen Grup IA dan IIA sebelumnya dalam periode yang sama.

CONTOH 61 Kecenderungan Radii Atom

Atur elemen-elemen berikut dalam rangka meningkatkan jari-jari atom. Jenturkan rencana pemesanan Anda

Cs, F, K, Cl

Rencana

Baik K dan Cs adalah logam Golongan IA, sedangkan F dan Cl adalah halogen (VIIA nommeals) Gambar 6-1 menunjukkan bahwa jari-jari atom meningkat seperti kita Turunkan grup, jadi $K < Cs$ dan $Fs < Cl$. Rada atomik dari kiri ke kanan

Solusi

Urutan peningkatan jari-jari atom adalah $F < Cl < K < Ca$

Anda sekarang harus bekerja Latihan 18.

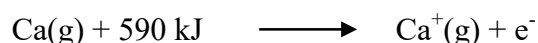
6-3 ENERGI IONISASI

Energi ionisasi pertama (IE_1), juga disebut potensi ionisasi pertama adalah

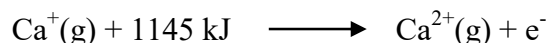
jumlah minimum energi yang diperlukan untuk menghilangkan elektron yang paling longgar terikat dari atom gas yang terisolasi untuk membentuk ion dengan muatan $1+$

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|-------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|-------------|--------------|
| H 1.01 | | | | | | | | | | | | | | | | | He 4.00 |
| Li 6.94 | Be 9.01 | | | | | | | | | | | B 10.81 | C 12.01 | N 14.01 | O 16.00 | F 18.99 | Ne 20.18 |
| Na 22.99 | Mg 24.31 | | | | | | | | | | | Al 26.98 | Si 28.09 | P 30.97 | S 32.07 | Cl 35.45 | Ar 39.95 |
| K 39.10 | Ca 40.08 | Sc 44.96 | Ti 47.88 | V 50.94 | Cr 52.00 | Mn 54.94 | Fe 55.85 | Co 58.93 | Ni 58.69 | Cu 63.55 | Zn 65.38 | Ga 69.72 | Ge 72.64 | As 74.92 | Se 78.96 | Br 79.90 | Kr 83.80 |
| Rb 85.47 | Sr 87.62 | Y 88.91 | Zr 91.22 | Nb 92.91 | Mo 95.94 | Tc 98.00 | Ru 101.07 | Rh 102.91 | Pd 106.42 | Ag 107.87 | Cd 112.41 | In 114.82 | Sn 118.71 | Sb 121.76 | Te 127.60 | I 126.91 | Xe 131.29 |
| Cs 132.91 | Ba 137.33 | La 138.91 | Hf 178.49 | Ta 180.95 | W 183.84 | Re 186.21 | Os 190.23 | Ir 192.22 | Pt 195.08 | Au 196.97 | Hg 200.59 | Tl 204.38 | Pb 207.2 | Bi 208.98 | Po 209 | At 210 | Rn 222 |

Untuk kalsium, misalnya, energi ionisasi pertama, IE_1 , adalah 590 kJ / mol:



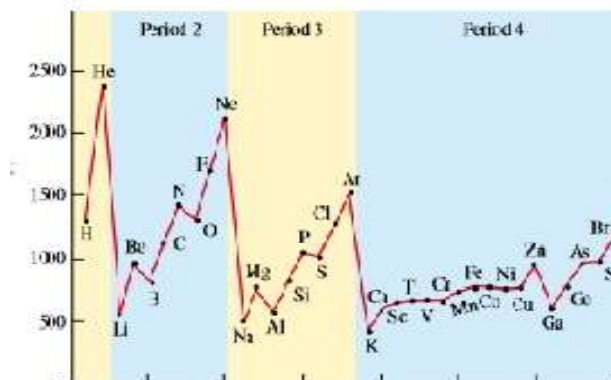
Energi ionisasi kedua (IE_2) adalah jumlah energi yang dibutuhkan untuk menghilangkan kedua elektron. Untuk kalsium, dapat direpresentasikan sebagai



Untuk elemen yang diberikan, IE_2 selalu lebih besar dari IE_1 karena selalu lebih sulit untuk menghapus elektron dari ion bermuatan positif daripada dari atom netral yang sesuai.

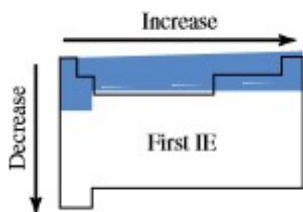
Tabel 6-1 memberikan energi ionisasi pertama energi ionisasi mengukur seberapa erat elektron terikat pada atom.

Ionisasi selalu membutuhkan energi untuk menghilangkan elektron dari kekuatan yang menarik dari nukleus. Energi ionisasi rendah menunjukkan kemudahan penghapusan elektron, dan karenanya ion positif (kation) memfasilitasi pembentukan. Gambar 6-2 menunjukkan plot energi ionisasi pertama dibandingkan dengan nomor atom untuk beberapa elemen.



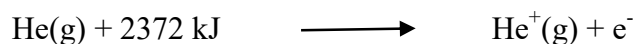
dibandingkan nomor atom. Gas mulia memiliki energi ionisasi pertama yang sangat tinggi, dan logam IA memiliki energi ionisasi rendah pertama. Perhatikan similarities dalam variasi untuk elemen Periode 2, 3 through 10, compare them for elements Period 3, 11 hingga 18, serta untuk elemen grup A nanti. Variasi untuk elemen grup B tidak begitu menonjol. BAB 6 Unsur Periodisitas Kimia dengan energi ionisasi rendah (IE) kehilangan elektron dengan mudah membentuk kation. njol seperti untuk elemen grup A.

Gambar 6-2 Sebuah plot energi ionisasi pertama untuk 38 kelas pertama



Unsur dengan energi ionisasi rendah (IE) kehilangan elektron dengan mudah membentuk kation.

Kami melihat bahwa pada setiap periode Gambar 6-2, gas mulia memiliki energi ionisasi tertinggi pertama. Ini seharusnya tidak mengejutkan, karena gas mulia dikenal sangat tidak reaktif. Ini membutuhkan lebih banyak energi untuk mengeluarkan elektron dari atom helium (sedikit kurang dari $4,0 \times 10^{-18} \text{ J / atom}$, atau 2372 kJ / mol) daripada untuk mengeluarkan satu dari atom netral dari elemen lain.



Logam Grup LA (Li, Na, K, Rb, Cs) memiliki energi ionisasi pertama yang sangat rendah. Masing-masing elemen ini hanya memiliki satu elektron di kulit terluarnya ($\dots ns^1$), dan mereka adalah atom terbesar dalam periode mereka. Elektron pertama yang ditambahkan ke shell mudah dilepas untuk membentuk konfigurasi gas mulia. Ketika kita bergerak ke bawah grup, energi ionisasi pertama menjadi lebih kecil. Gaya tarik dari inti bermuatan positif untuk elektron menurun ketika kuadrat jarak antara mereka meningkat. Jadi, jari-jari atom meningkat dalam energi ionisasi pertama yang diberikan menurun karena elektron terluar berada jauh dari kelompok, nukleus.

Muatan nuklir yang efektif, Z_{eff} meningkat dari kiri ke kanan sepanjang periode. Peningkatan muatan nuklir yang efektif menyebabkan elektron terluar harus dipegang lebih erat sehingga sulit untuk dihilangkan. Energi ionisasi pertama oleh karena itu umumnya meningkat dari kiri ke kanan di sepanjang tabel periodik. Alasan untuk tren dalam energi ionisasi pertama adalah sama seperti yang digunakan dalam Bagian 6-2 untuk menjelaskan tren di jari-jari atom. Energi ionisasi pertama dari unsur-unsur Golongan IIA (Be, Mg, Ca, Sr, Ba) secara signifikan lebih tinggi daripada unsur-unsur Golongan IA dalam periode yang sama. Hal ini karena elemen Grup IIA memiliki nilai Z_{eff} yang lebih tinggi dan jari-jari atom yang lebih kecil. Dengan demikian, elektron terluar mereka dipegang lebih erat daripada logam LA tetangga. Lebih sulit untuk memindahkan elektron dari pasangan dalam orbital terluar yang terisi dari unsur-unsur Golongan IIA daripada membuang elektron tunggal dari orbital-orbital terluar yang setengahnya diisi unsur-unsur Golongan IA.

Energi ionisasi pertama untuk unsur-unsur Kelompok IIIA (B, Al, Ga, In, Tl) adalah pengecualian untuk tren horisontal umum. Mereka lebih rendah daripada elemen IIA pada periode yang sama karena elemen IIIA hanya memiliki satu elektron di orbital p terluar. Lebih sedikit energi diperlukan untuk menghilangkan elektron p pertama daripada elektron kedua dari kulit terluar, karena orbital p memiliki energi yang lebih tinggi (kurang stabil) daripada orbital s dalam cangkang yang sama (nilai n).

Pergi dari Grup IIIA ke VA, elektron akan menjadi satu dalam orbital np yang terpisah, di mana mereka tidak saling melindungi secara signifikan. Peningkatan kiri-ke-kanan pada IE1 untuk setiap periode terganggu oleh penurunan antara Grup VA (N, P, As, Sb, Bi) dan elemen VIA (O, S, Se, Te, Po). Agaknya, perilaku ini adalah karena elektron np keempat dalam unsur-unsur Grup VIA dipasangkan dengan elektron lain dalam orbital yang sama, sehingga mengalami tolakan yang lebih besar daripada dalam orbit dengan sendirinya. Peningkatan tolakan ini tampaknya melebihi peningkatan Z_{eff} , sehingga npelectron keempat dalam kulit terluar (elemen-elemen Grup VIA) agak lebih mudah untuk dihilangkan (energi ionisasi yang lebih rendah) daripada elektron np ketiga di kulit terluar (elemen VA Grup). Setelah kemerosotan antara Kelompok VA dan VIA, pentingnya peningkatan Z_{eff} melebihi tolakan elektron yang perlu dipasangkan, dan peningkatan kiri-ke-kanan secara umum pada energi ionisasi pertama akan dilanjutkan.

Pengetahuan tentang nilai-nilai relatif energi ionisasi membantu kita dalam memprediksi apakah suatu unsur cenderung membentuk senyawa ionik atau molekuler (kovalen). Elemen dengan energi ionisasi rendah membentuk senyawa ionik dengan kehilangan elektron untuk membentuk kation (ion bermuatan positif). Unsur dengan energi ionisasi menengah umumnya membentuk senyawa molekuler dengan berbagi elektron dengan unsur-unsur lainnya. Elemen dengan energi ionisasi yang sangat tinggi, seperti Grup

VIA dan VIIA, sering mendapatkan elektron untuk membentuk anion (ion bermuatan negatif).

Salah satu faktor yang lebih menyukai atom unsur perwakilan yang membentuk ion monoatomik dalam senyawa adalah pembentukan konfigurasi elektron gas mulia yang stabil. Pertimbangan energi konsisten dengan pengamatan ini. Sebagai contoh, ketika satu mol Li dari Golongan IA membentuk satu mol ion Li, ia menyerap 520 kJ per mol atom Li. Nilai IE₂ adalah 14 kali lebih besar, 7298 kJ / mol, dan sangat besar untuk pembentukan ion Li²⁺ dalam kondisi biasa. Agar ion Li²⁺ terbentuk, elektron harus dikeluarkan dari cangkang pertama yang terisi. Kami menyadari bahwa ini tidak mungkin. Logam alkali lainnya berperilaku dengan cara yang sama, untuk alasan yang sama.

Dua energi ionisasi pertama dari Be (Group IIA) adalah 899 dan 1757 kJ / mol, tetapi IE₃ lebih dari delapan kali lebih besar, 14,849 kJ / mol. Jadi Jadilah bentuk ion Be²⁺, tetapi bukan ion Be³⁺. Logam alkali tanah lainnya — Mg, Ca, Sr, Ba, dan Ra — berperilaku dengan cara yang sama. Hanya anggota yang lebih rendah dari Grup IIIA, dimulai dengan Al, membentuk 3 ion. Bi dan beberapa logam d-dan f-transisi juga demikian. Kami melihat bahwa besarnya energi ionisasi yang berurutan mendukung gagasan konfigurasi elektron yang dibahas dalam Bab 5.

Karena diperlukan energi yang tinggi, kation monatomik sederhana dengan muatan lebih besar dari 3 tidak terbentuk dalam keadaan biasa.

CONTOH 6-2 *Kecenderungan dalam IEs Pertama*

Atur elemen-elemen berikut dalam rangka meningkatkan energi ionisasi pertama.
Membenarkan pesanan Anda.

Na, Mg, Al, Si

Rencana

Tabel 6-1 menunjukkan bahwa energi ionisasi pertama umumnya meningkat dari kiri ke kanan pada periode yang sama, tetapi ada pengecualian pada Grup IIIA dan VIA. Al adalah elemen IIIA dengan hanya satu elektron dalam orbital p terluarnya, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

Solusi

Ada sedikit penurunan pada Kelompok IIIA dalam plot IE pertama dibandingkan nomor atom (lihat Gambar 6-2). Urutan peningkatan energi ionisasi pertama adalah Na < Al < Mg < Si.

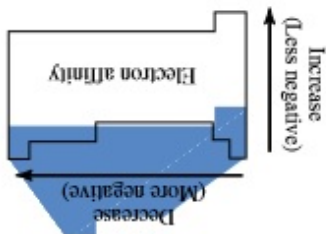
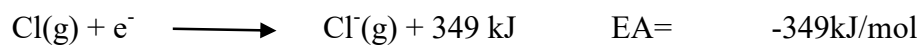
Anda sekarang harus bekerja Latihan 26

6-4 AFINITAS ELEKTRON

Afinitas elektron (EA) dari suatu elemen dapat didefinisikan sebagai

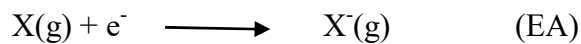
jumlah energi yang diserap ketika sebuah elektron ditambahkan ke atom gas yang terisolasi untuk membentuk ion dengan muatan 1.

Konvensi ini menetapkan nilai positif ketika energi diserap dan nilai negatif ketika energi dilepaskan. Sebagian besar elemen tidak memiliki afinitas untuk elektron tambahan sehingga memiliki afinitas elektron (EA) sama dengan nol. Kita dapat merepresentasikan afinitas elektron helium dan klorin sebagai

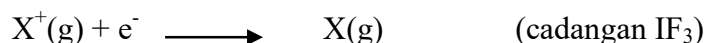


Persamaan pertama memberitahu kita bahwa helium tidak akan menambah elektron. Persamaan kedua memberitahu kita bahwa ketika satu mol atom klorin gas memperoleh satu elektron masing-masing untuk membentuk ion klorida gas, 349 kJ energi *dilepaskan (eksotermik)*. Gambar 6-3 menunjukkan plot afinitas elektron versus nomor atom untuk beberapa elemen.

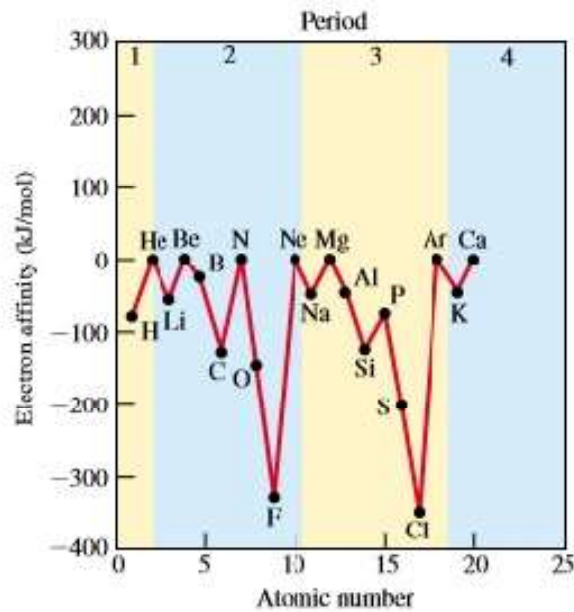
Afinitas elektron melibatkan penambahan elektron ke atom gas netral. Proses dimana atom netral X memperoleh elektron (EA),



bukan kebalikan dari proses ionisasi,



Proses pertama dimulai dengan atom netral, sedangkan yang kedua dimulai dengan ion positif. Dengan demikian, IE_1 dan EA tidak hanya sama nilainya dengan tanda-tanda terbalik. Kita lihat dari Gambar 6-3 bahwa afinitas elektron umumnya menjadi lebih negatif dari kiri ke kanan di sepanjang baris dalam tabel periodik (tidak termasuk gas mulia). Ini berarti bahwa sebagian besar elemen perwakilan dalam Grup IA ke VIIA menunjukkan daya tarik yang lebih besar untuk elektron ekstra dari kiri ke kanan. Atom halogen, yang memiliki konfigurasi elektron luar ns^2np^5 , memiliki afinitas elektron paling negatif. Mereka membentuk anion stabil dengan konfigurasi gas mulia, ns^2np^6 , dengan mendapatkan satu elektron.



Gambar 6-3 Plot afinitas elektron versus nomor atom untuk 20 elemen pertama. Kecenderungan horizontal umum adalah bahwa afinitas elektron menjadi lebih negatif (lebih banyak energi dilepaskan sebagai elektron ekstra ditambahkan) dari Grup IA melalui Grup VIIA untuk suatu periode tertentu. Pengecualian terjadi pada elemen IIA dan VA.

| | | | | | | | | | | |
|---|-----------|------------|------------|-----------|------------|------------|------------|------------|-----------|---------|
| 1 | H -73 | | | | | | | | He 0 | |
| 2 | Li -60 | Be (-0) | | | B -29 | C -122 | N 0 | O -141 | F -328 | Ne 0 |
| 3 | Na -53 | Mg (-0) | Cu -118 | Al -43 | Si -134 | P -72 | S -200 | Cl -349 | Ar 0 | |
| 4 | K -48 | Ca (-0) | Ag -125 | Ga -29 | Ge -119 | As -78 | Se -195 | Br -324 | Kr 0 | |
| 5 | Rb -47 | Sr (-0) | Au -282 | In -29 | Sn -107 | Sb -101 | Te -190 | I -295 | Xe 0 | |
| 6 | Cs -45 | Ba (-0) | | Tl -19 | Pb -35 | Bi -91 | | | | |

Unsur-unsur dengan afinitas elektron yang sangat negatif mendapatkan elektron dengan mudah untuk membentuk ion negatif (anion).

"Afinitas elektron" adalah istilah yang tepat dan kuantitatif, seperti "energi ionisasi", tetapi sulit untuk diukur. Tabel 6-2 menunjukkan afinitas elektron untuk beberapa elemen.

Untuk banyak alasan, variasi dalam afinitas elektron tidak teratur dalam satu periode. Kecenderungan umum adalah: afinitas elektron dari elemen menjadi lebih negatif dari kiri ke kanan di setiap periode. Pengecualian yang perlu diperhatikan adalah unsur-unsur dari Grup IIA dan VA, yang memiliki nilai negatif kurang dari kecenderungan yang disarankan (lihat Gambar 6-3). Sangat sulit untuk menambahkan elektron ke atom logam IIA karena subkulit luarnya terisi. Nilai-nilai untuk elemen VA sedikit kurang negatif dari yang diharapkan

karena mereka berlaku untuk penambahan elektron ke seperangkat np orbital setengah penuh ($ns^2np^3 \longrightarrow ns^2np^4$), yang membutuhkan pasangan. Pengusiran yang dihasilkan mengatasi peningkatan daya tarik yang menarik dari nukleus.

Energi selalu diperlukan untuk membawa muatan negatif (elektron) lebih dekat ke muatan negatif (anion). Jadi penambahan elektron kedua ke anion 1 untuk membentuk ion dengan muatan 2 selalu endotermik. Dengan demikian, afinitas elektron anion selalu positif.

CONTOH 6-3 *Kecenderungan EA*

Susunlah elemen-elemen berikut dalam urutan peningkatan nilai-nilai afinitas elektron, yaitu dari yang paling negatif ke yang paling tidak negatif.

K, Br, Cs, Cl

Rencana

Tabel 6-2 menunjukkan bahwa nilai afinitas elektron umumnya menjadi lebih negatif dari kiri ke kanan sepanjang periode, dengan pengecualian utama pada Grup IIA (Be) dan VA (N). Mereka umumnya menjadi lebih negatif dari bawah ke atas.

Solusi

Urutan peningkatan nilai afinitas elektron adalah

(kebanyakan EA negatif) $Cl < Br < K < Cs$ (EA paling negatif)

Anda sekarang harus bekerja Latihan 32 dan 33

Solusi

urutan peningkatan nilai afinitas electron adalah

(EA kebanyakan negative) $\text{Cl} < \text{Br} < \text{K} < \text{Cs}$ (EA paling negative)

Anda sekarang harus berlatih 32 dan 33

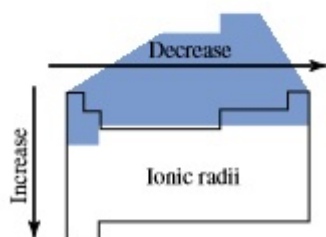
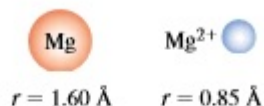
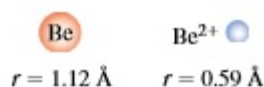
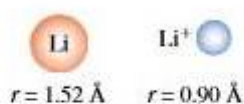
6-5 JARI-JARI IONIK

Banyak elemen di sisi kiri tabel periodik bereaksi dengan elemen lain dengan kehilangan elektron untuk membentuk ion bermuatan positif. Masing-masing elemen Grup IA (Li, Na, K, Rb, Cs) hanya memiliki satu elektron di kulit terluarnya (konfigurasi elektron.. ns^1). Unsur-unsur ini bereaksi dengan elemen lain dengan kehilangan satu elektron untuk mencapai konfigurasi gas mulia. Mereka membentuk ion Li, Na, K, Rb, dan Cs. Sebuah atom lithium netral, Li, mengandung tiga proton dalam nukleus dan tiga elektronnya, dengan elektron terluarnya dalam orbital 2S. Ion litium, Li^+ , bagaimanapun, mengandung tiga proton dalam nukleusnya tetapi hanya dua elektron, keduanya dalam orbital 1S. Jadi ion Li lebih kecil daripada atom Li netral (lihat gambar di margin). Demikian juga, ion natrium, Na^+ , jauh lebih kecil daripada atom natrium, Na. Ukuran relatif atom dan ion umum dari beberapa elemen perwakilan ditunjukkan pada Gambar 6-1.

Spesies elektronik memiliki jumlah elektron yang sama. Kami melihat bahwa ion yang dibentuk oleh unsur-unsur Golongan IIA (Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}) secara signifikan lebih kecil daripada ion isoelektronik yang dibentuk oleh unsur-unsur Grup IA pada periode yang sama. Jari-jari ion Li is adalah 0,90 Å, sedangkan jari-jari ion Be^{2+} hanya 0,59 Å. Inilah yang seharusnya kita harapkan. Ion berilium, Be^{2+} , terbentuk ketika atom berilium, Be, kehilangan kedua elektron 2s sementara muatan nuklir 4+ tetap konstan. Kami mengharapkan muatan nuklir 4+ di Be^{2+} untuk menarik dua elektron yang tersisa cukup kuat. Perbandingan jari-jari ionik unsur IIA dengan jari-jari atom mereka menunjukkan validitas penalaran kita. Alasan yang sama menunjukkan bahwa ion-ion logam Golongan IIIA (Al^{3+} , Ga^{3+} , In^{3+} , Tl^{3+}) harus lebih kecil.







Sekarang perhatikan elemen Grup VIIA (F, Cl, Br, I). Ini memiliki konfigurasi elektron terluar. . . ns^2np^5 . Elemen-elemen ini dapat sepenuhnya mengisi orbital p terluarnya dengan mendapatkan satu elektron untuk mencapai konfigurasi gas mulia. Jadi, ketika sebuah atom fluor (dengan tujuh elektron di kulit terluarnya) memperoleh satu elektron, ia menjadi ion fluoride, F^- , dengan delapan elektron di kulit terluarnya. Delapan elektron ini saling tolak satu sama lain lebih kuat dari tujuh yang asli, sehingga awan elektron mengembang. Ion F^- is jauh lebih besar daripada atom F- netral (lihat gambar di margin). Alasan serupa menunjukkan bahwa ion klorida, Cl, harus lebih besar dari atom klor netral, Cl^- . Diamati jari-jari ion (lihat Gambar 6-1) memverifikasi Prediksi ini.

Membandingkan ukuran atom oksigen (Grup VIA) dan ion oksida, O^{2-} , sekali lagi kita menemukan bahwa ion bermuatan negatif lebih besar dari atom netral. Ion oksida juga lebih besar dari ion fluoride fluoride karena ion oksida mengandung



sepuluh elektron yang ditahan oleh muatan nuklir hanya 8+, sedangkan ion fluoride memiliki sepuluh elektron yang ditahan oleh muatan nuklir 9+. Perbandingan jari-jari bukanlah masalah sederhana ketika kita mencoba membandingkan atom, ion positif dan negatif, dan ion dengan muatan yang bervariasi. Kadang-kadang kita membandingkan atom dengan ion mereka, atom atau ion yang secara vertikal atau horizontal diposisikan pada tabel periodik, atau spesies isoelektronik. Panduan berikut sering dipertimbangkan dalam urutan yang diberikan.

1. Ion bermuatan positif (kation) yang sederhana selalu lebih kecil daripada atom netral dari mana mereka terbentuk.
2. Ion bermuatan negatif sederhana (anion) selalu lebih besar daripada atom netral dari mana mereka terbentuk.
3. Ukuran kation berkurang dari kiri ke kanan sepanjang periode.
4. Ukuran anion menurun dari kiri ke kanan sepanjang periode.
5. Dalam seri isoelektrik, radii menurun dengan meningkatnya nomor atom karena meningkatnya muatan nuklir.
6. Baik ukuran kation dan anion meningkat turun kelompok.

| | | | | | |
|------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------|
|  |  |  |  |  |  |
| 1.71 | 1.26 | 1.19 | 1.16 | 0.85 | 0.68 |
| 10 | 10 | 10 | 10 | 10 | 10 |
| +7 | +8 | +9 | +11 | +12 | +13 |

CONTOH 6-4 Tren Radii Ionik

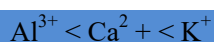
Atur ion-ion berikut dalam rangka meningkatkan jari-jari ionik: (a) Ca^{2+} , K^+ , Al^{3+} ; (b) Se^{2+} , Br^+ , Te^{2+} .

Rencana

Beberapa pasang ion bersifat isoelektrik, sehingga kita dapat membandingkan ukuran mereka berdasarkan muatan nuklir. Perbandingan lain dapat dibuat berdasarkan kulit terluar yang terluar (nilai tertinggi n).

Solusi

(a) Ca^{2+} dan K^+ adalah isoelektronik (18 elektron masing-masing) dengan konfigurasi elektron luar-shell dari $3s^2 3p^6$. Karena Ca^{2+} memiliki muatan nuklir yang lebih tinggi (20+) daripada K^+ (19+), Ca^{2+} memiliki 18 elektron lebih erat, dan Ca^{2+} lebih kecil dari K^+ . Al^{3+} memiliki elektron hanya di shell utama kedua (konfigurasi elektron luar-shell dari $2s^2 2p^6$), jadi lebih kecil daripada salah satu dari dua ion lainnya.



(b) Br^+ dan Se^{2+} adalah isoelektronik (36 elektron masing-masing) dengan konfigurasi elektron luar-shell dari $4s^2 4p^6$. Karena Br^+ memiliki muatan nuklir yang lebih tinggi (35+) daripada Se^{2+} (34+), Br^+ menahannya.

36 elektron lebih erat, dan Br^- lebih kecil dari Se^{2-} . Te^{2-} memiliki elektron di bagian utama kelima shell (konfigurasi luar $5s^2 5p^6$), jadi lebih besar dari salah satu dari dua ion lainnya.



Anda sekarang harus bekerja Latihan 38 dan 40.

6-6 ELEKTRONEGATIVITAS

Elektronegativitas (EN) dari suatu elemen adalah ukuran dari kecenderungan relatif dari suatu atom untuk menarik elektron ke dirinya sendiri ketika secara kimia dikombinasikan dengan atom lain.

Unsur dengan elektronegativitas tinggi (bukan logam) sering mendapatkan elektron untuk terbentuk anion. Unsur dengan elektronegativitas rendah (logam) sering kehilangan elektron untuk terbentuk kation.

Elektronegativitas unsur-unsur dinyatakan dalam skala yang agak arbitrer, disebut Skala Pauling (Tabel 6-3). Keelektronegatifan fluor (4.0) lebih tinggi dari apapun elemen lainnya. Ini memberitahu kita bahwa ketika fluor secara kimia terikat pada elemen lain,

Tabel 6-3

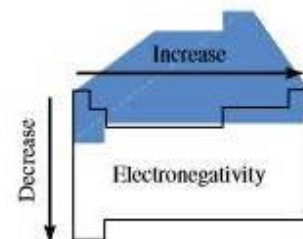
| IA | | | | | | | | | | VIIIA | | | | | | | | | |
|----|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|----------|--|
| 1 | 1 H 2.1 | IIA | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He | |
| 2 | 3 Li 1.0 | 4 Be 1.5 | | | | | | | | | 5 B 2.0 | 6 C 2.5 | 7 N 3.0 | 8 O 3.5 | 9 F 4.0 | 10 Ne | | | |
| 3 | 11 Na 1.0 | 12 Mg 1.2 | IIIB | | | | | | | | 13 Al 1.5 | 14 Si 1.8 | 15 P 2.1 | 16 S 2.5 | 17 Cl 3.0 | 18 Ar | | | |
| 4 | 19 K 0.9 | 20 Ca 1.0 | 21 Sc 1.3 | 22 Ti 1.4 | 23 V 1.5 | 24 Cr 1.6 | 25 Mn 1.6 | 26 Fe 1.7 | 27 Co 1.7 | 28 Ni 1.8 | 29 Cu 1.8 | 30 Zn 1.6 | 31 Ga 1.7 | 32 Ge 1.9 | 33 As 2.1 | 34 Se 2.4 | 35 Br 2.8 | 36 Kr | |
| 5 | 37 Rb 0.9 | 38 Sr 1.0 | 39 Y 1.2 | 40 Zr 1.3 | 41 Nb 1.5 | 42 Mo 1.6 | 43 Tc 1.7 | 44 Ru 1.8 | 45 Rh 1.8 | 46 Pd 1.8 | 47 Ag 1.6 | 48 Cd 1.6 | 49 In 1.6 | 50 Sn 1.8 | 51 Sb 1.9 | 52 Te 2.1 | 53 I 2.5 | 54 Xe | |
| 6 | 55 Cs 0.8 | 56 Ba 1.0 | 57 La 1.1 | 72 Hf 1.3 | 73 Ta 1.4 | 74 W 1.5 | 75 Re 1.7 | 76 Os 1.9 | 77 Ir 1.9 | 78 Pt 1.8 | 79 Au 1.9 | 80 Hg 1.7 | 81 Tl 1.6 | 82 Pb 1.7 | 83 Bi 1.8 | 84 Po 1.9 | 85 At 2.1 | 86 Rn | |
| 7 | 87 Fr 0.8 | 88 Ra 1.0 | 89 Ac 1.1 | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | 58 Ce 1.1 | 59 Pr 1.1 | 60 Nd 1.1 | 61 Pm 1.1 | 62 Sm 1.1 | 63 Eu 1.1 | 64 Gd 1.1 | 65 Tb 1.1 | 66 Dy 1.1 | 67 Ho 1.1 | 68 Er 1.1 | 69 Tm 1.1 | 70 Yb 1.0 | 71 Lu 1.2 | | |
| | | | | 90 Th 1.2 | 91 Pa 1.3 | 92 U 1.5 | 93 Np 1.3 | 94 Pu 1.3 | 95 Am 1.3 | 96 Cm 1.3 | 97 Bk 1.3 | 98 Cf 1.3 | 99 Es 1.3 | 100 Fm 1.3 | 101 Md 1.3 | 102 No 1.3 | 103 Lr 1.5 | | |

Karena gas mulia hanya sedikit senyawa, mereka tidak termasuk dalam diskusi ini.

ia memiliki kecenderungan yang lebih besar untuk menarik kepadatan elektron ke dirinya sendiri daripada elemen lainnya. Oksigen adalah unsur paling elektronegatif kedua.

Untuk elemen perwakilan, elektronegativitas biasanya meningkat dari kiri ke kanan lintas periode dan menurun dari atas ke bawah dalam grup.

Variasi di antara logam transisi tidak seperti biasa. Secara umum, kedua energi ionisasi dan elektronegativitas rendah untuk elemen di bagian kiri bawah tabel periodik dan tinggi bagi mereka yang berada di kanan atas.



CONTOH 6-5 Kecenderungan dalam EN

Atur elemen-elemen berikut dalam rangka meningkatkan elektronegativitas.

B, Na, F, O

Rencana

Tabel 6-3 menunjukkan bahwa peningkatan elektronegativitas dari kiri ke kanan pada suatu periode dan menurun dari atas ke bawah dalam suatu grup.

Solusi

Urutan peningkatan elektronegativitas adalah $\text{Na} < \text{B} < \text{O} < \text{F}$

Anda sekarang harus bekerja Latihan 44.

Meskipun skala elektronegativitas agak sewenang-wenang, kita dapat menggunakannya dengan wajar kepercayaan diri untuk membuat prediksi tentang ikatan. Dua elemen dengan sangat berbeda elektronegativitas (logam dan bukan logam) cenderung bereaksi satu sama lain untuk membentuk ionic senyawa. Unsur yang kurang elektronegatif melepaskan elektronnya ke elektronegatif elemen. Dua non logam dengan elektronegativitas serupa cenderung membentuk kovalen ikatan satu sama lain. Artinya, mereka berbagi elektron mereka. Dalam berbagi ini, semakin elektronegatif elemen mencapai bagian yang lebih besar. Ini dibahas secara rinci dalam Bab 7 dan 8.

REAKSI KIMIA DAN PERIODISITAS

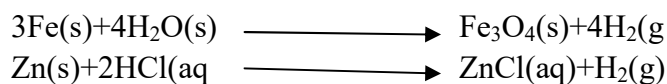
Sekarang kita akan mengilustrasikan periodisitas sifat kimia dengan mempertimbangkan beberapa reaksi hidrogen, oksigen, dan senyawanya. Kami memilih untuk mendiskusikan hidrogen dan oksigen karena, dari semua elemen, mereka membentuk jenis senyawa yang paling banyak dengan yang lain elemen. Selain itu, senyawa hidrogen dan oksigen sangat penting dalam hal ini beragam fenomena seperti semua proses kehidupan dan sebagian besar proses korosi.

6-7 HIDROGEN DAN HIDRIDA

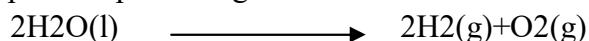
Hidrogen

Nama
"hidrogen"
berarti "air
bekas."

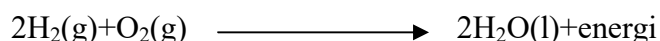
Unsur hidrogen adalah gas diatomik yang tidak berwarna, tidak berbau, dan tidak berasa dengan molekul terendah berat dan kerapatan dari substansi yang diketahui. Penemuan elemen tersebut diatributkan kepada orang Inggris Henry Cavendish (1731–1810), yang menyiapkannya pada tahun 1766 lewat uap melalui laras senapan merah panas (kebanyakan besi) dan dengan reaksi asam dengan logam aktif. Yang terakhir ini masih metode yang biasa digunakan untuk persiapan dalam jumlah kecil H₂ di laboratorium. Dalam setiap kasus, H₂ dibebaskan oleh reaksi perpindahan (dan redoks), dari jenis yang diuraikan dalam Bagian 4-8. (Lihat rangkaian kegiatan, Tabel 4-12.)



Hidrogen juga dapat disiapkan dengan elektrolisis air.

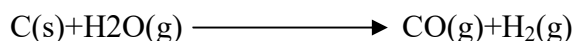


Di masa depan, jika menjadi ekonomis mengubah energi matahari menjadi energi listrik yang dapat digunakan untuk elektrolisis air, H₂ bisa menjadi bahan bakar penting (meskipun bahaya penyimpanan dan transportasi harus diatasi). Pembakaran H₂ membebaskan banyak panas. Pembakaran adalah kombinasi yang sangat eksotermis dari zat dengan oksigen, biasanya dengan nyala api. (Lihat Bagian 6-8, Reaksi Pembakaran.)

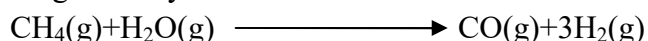


Hidrogen sangat mudah terbakar; itu bertanggung jawab atas bencana pesawat Hindenburg di 1937. Sebuah percikan adalah semua yang diperlukan untuk memulai reaksi pembakaran, yang eksotermik cukup untuk memberikan panas yang diperlukan untuk mempertahankan reaksi.

Hidrogen disiapkan oleh "reaksi gas air," yang dihasilkan dari perjalanan kukus dengan kokas putih panas (karbon murni, nonlogam) pada suhu 1500 °C. Campuran produk biasa disebut "gas air" digunakan industri sebagai bahan bakar. Kedua komponen, CO dan H₂, mengalami pembakaran.



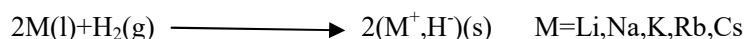
Sejumlah besar hidrogen diproduksi secara komersial setiap tahun oleh suatu proses yang disebut retak uap. Metana bereaksi dengan uap pada 830 °C dengan adanya katalis nikel.



Ini adalah kebalikan dari dekomposisi H₂O. Hidrogen tidak lagi digunakan di balon udara dan balon gas. Ini telah digantikan oleh helium, yang sedikit lebih padat, tidak mudah terbakar, dan jauh lebih aman.

Reaksi dari Hidrogen dan Hidrida

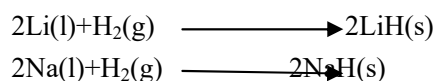
Atom hidrogen memiliki konfigurasi elektron $1s^1$. Ia bereaksi dengan logam dan dengan nonlogam lain untuk membentuk senyawa biner yang disebut hidrida. Ini bisa berupa (a) hidrida ionik, yang mengandung ion hidrida, H^- , terbentuk ketika hidrogen memperoleh satu elektron per atom dari logam aktif; atau (2) hidrida molekuler, di mana hidrogen berbagi elektron dengan atom nonlogam lainnya. Karakter ionik atau molekuler dari senyawa biner hidrogen bergantung pada posisi elemen lain dalam tabel periodik (Gambar 6-4). Reaksi H_2 dengan alkali (IA) dan logam alkali tanah (IIA) yang lebih berat (lebih aktif) menghasilkan hidrida ionik padat. Reaksi dengan logam IA cair (cair) dapat diwakili dalam istilah umum sebagai



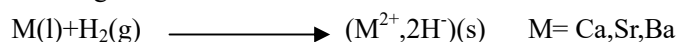
| IA | IIA | IIIA | IVA | VA | VIA | VIIA |
|-----|------------------|----------------------------------|------------------|------------------|-------------------|------|
| LiH | BeH ₂ | B ₂ H ₆ | CH ₄ | NH ₃ | H ₂ O | HF |
| NaH | MgH ₂ | (AlH ₃) _x | SiH ₄ | PH ₃ | H ₂ S | HCl |
| KH | CaH ₂ | Ga ₂ H ₆ | GeH ₄ | AsH ₃ | H ₂ Se | HBr |
| RbH | SrH ₂ | InH ₃ | SnH ₄ | SbH ₃ | H ₂ Te | HI |
| CsH | BaH ₂ | TlH | PbH ₄ | BiH ₃ | H ₂ Po | HAu |

Gambar 6-4 Hidrida umum dari unsur-unsur perwakilan. Hidrida ionik berwarna biru teduh, hidrida molekuler berbayang merah, dan karakter perantara berwarna ungu.

Jadi, hidrogen bergabung dengan lithium untuk membentuk hidrida lithium dan dengan natrium untuk membentuk natrium hidrida.



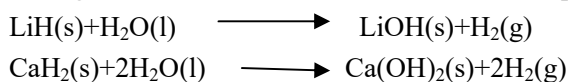
Secara umum, reaksi dari logam IIA yang lebih berat (lebih aktif) dapat direpresentasikan sebagai



Jadi, kalsium bergabung dengan hidrogen untuk membentuk kalsium hidrida:



Hidrida ionik ini semuanya dasar karena bereaksi dengan air untuk membentuk ion hidroksida. Ketika air ditambahkan oleh tetes ke lithium hidrida, misalnya, lithium hidroksida dan hidrogen dihasilkan. Reaksi kalsium hidrida serupa.



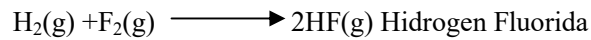
Hidrogen bereaksi dengan nonlogam untuk membentuk hidrida molekuler biner.

Sebagai contoh, H_2 bergabung dengan halogen untuk membentuk hidrogen

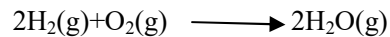
halida yang tidak berwarna dan berwujud gas (Gambar 6-5):



Secara khusus, hidrogen bereaksi dengan fluorin untuk membentuk hidrogen fluorida dan dengan klorin untuk membentuk hidrogen klorida:



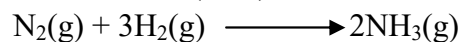
Hidrogen menggabungkan dengan elemen Grup VIA untuk membentuk Senyawa molekuler:



Anggota yang lebih berat dari keluarga ini juga bergabung dengan hidrogen untuk membentuk senyawa biner yang merupakan gas pada suhu kamar. Formula mereka menyerupai air.



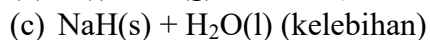
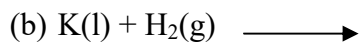
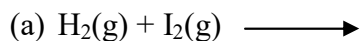
Penggunaan industri utama H_2 adalah dalam sintesis amonia, hidrida molekul, oleh proses Haber (Bagian 17-7). Sebagian besar NH_3 digunakan dalam bentuk cair sebagai pupuk (Gambar 6-6) atau untuk membuat pupuk lain, seperti amonium nitrat, NH_4NO_3 , dan amonium sulfat, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$:



Banyak hidrida molekuler (bukan logam) bersifat asam; larutan berair mereka mengandung ion hidrogen. Ini termasuk HF, HCl, HBr, HI, H_2S , H_2Se , dan H_2Te .

CONTOH 6-6 Memprediksi Produk Reaksi

Memprediksi produk reaksi yang melibatkan reaktan yang ditunjukkan. Tulis rumus yang seimbang persamaan unit untuk masing-masing.



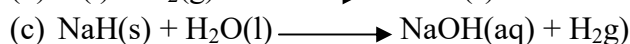
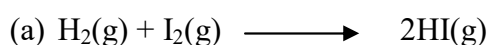
Rencana

(a) Hidrogen bereaksi dengan halogen (Golongan VIIA) untuk membentuk hidrogen halida — dalam hal ini contoh, HI.

(b) Hidrogen bereaksi dengan logam aktif untuk menghasilkan hidrida — dalam hal ini, KH.

(c) Hidrida logam aktif bereaksi dengan air untuk menghasilkan hidroksida logam dan H_2 .

Solusi



Ingat bahwa ion hidrida, H^- , bereaksi dengan (mengurangi) air untuk diproduksi OH^- ion dan $\text{H}_2(\text{g})$.

CONTOH 6-7 *Properti Ionik dan Molekuler*

Memprediksi karakter ionik atau molekuler dari produk dalam Contoh 6-6.

Rencana

Kami mengacu pada Gambar 6-4, yang menampilkan sifat hidrida.

Solusi

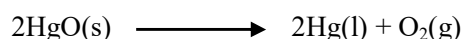
Reaksi (a) adalah reaksi antara hidrogen dan nonlogam lainnya. Produknya, HI, harus menjadi molekul. Reaksi (b) adalah reaksi hidrogen dengan logam Grup IA yang aktif. Demikian, KH harus ionik. Produk reaksi (c) adalah molekul H₂ (g) dan basa kuat, NaOH, yang bersifat ionik.

Anda sekarang harus bekerja Latihan 58 dan 59.

6-8 OXYGEN DAN OXIDES

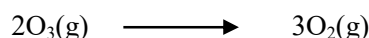
Oksigen dan Ozon

Oksigen ditemukan pada 1774 oleh seorang menteri dan ilmuwan Inggris, Joseph Priestley (1733–1804). Dia mengamati dekomposisi termal merkuri (II) oksida, bubuk merah:



Bagian bumi yang kita lihat — tanah, air, dan udara — kira-kira 50% oksigen oleh massa. Sekitar dua pertiga dari massa tubuh manusia adalah karena oksigen dalam H₂O. Elemental oksigen, O₂, adalah gas yang tidak berbau dan tidak berwarna yang membentuk sekitar 21% volume kering udara. Dalam keadaan cair dan padat itu adalah biru pucat. Oksigen hanya sedikit larut dalam air; hanya sekitar 0,04 gram yang larut dalam 1 liter air pada 25°C. Ini cukup untuk memelihara ikan dan organisme laut lainnya. Oksigen diperoleh secara komersial dengan distilasi fraksional udara cair. Penggunaan industri tunggal terbesar O₂ adalah untuk pengayaan oksigen di tanur tiup untuk konversi besi kasar (besi yang dikurangi, tinggi-karbon) menjadi baja.

Oksigen juga ada dalam bentuk alotropik kedua, ozon, O₃. Ozon tidak stabil, pucat gas biru pada suhu kamar. Ini dibentuk dengan melewati aliran listrik melalui oksigen berbentuk gas. Bau yang unik dan tajam sering terlihat selama badai listrik dan masuk sekitar peralatan listrik. Tidak mengherankan, kepadatannya sekitar 1,5 kali dari O₂. Pada 112 ° C mengembun ke cairan biru tua. Ini adalah agen pengoksidasi yang sangat kuat. Sebagai gas pekat atau cairan, ozon dapat dengan mudah terurai secara eksplosif:



Atom oksigen, atau **radikal**, adalah zat antara dalam dekomposisi eksotermik O₃ ini O₂. Mereka bertindak sebagai oksidator kuat dalam aplikasi seperti menghancurkan bakteri dalam air pemurnian.

Molekul ozon berbentuk sudut (halaman 51). Kedua ikatan oksigen-oksigen (1,28 Å) identik dan menengah antara panjang ikatan tunggal dan ganda khas.

Reaksi Oksigen dan Oksida

Oksigen membentuk oksida dengan kombinasi langsung dengan semua unsur lain kecuali gas mulia dan logam mulia (tidak aktif) (Au, Pd, Pt). **Oksida** adalah senyawa biner yang mengandung oksigen. Meskipun reaksi semacam itu umumnya sangat eksotermik, banyak yang berjalan cukup lambat dan membutuhkan pemanasan untuk memasok energi yang

Nama "oksigen"

berarti "asam bekas."

Liquid O₂ digunakan sebagai oksidator untuk bahan bakar roket. O₂ juga digunakan dalam bidang kesehatan untuk udara yang kaya oksigen.

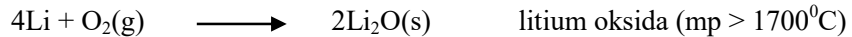
Allotropes adalah bentuk berbeda dari elemen yang sama dalam fisik yang sama negara bagian (Bagian 2-2).

Seorang radikal adalah spesies yang mengandung satu atau elektron yang lebih tidak berpasangan; banyak radikal sangat reaktif.

diperlukan untuk memutus ikatan kuat dalam molekul O₂. Begitu reaksi ini dimulai, sebagian besar melepaskan lebih dari cukup energi mandiri dan terkadang menjadi "merah panas."

Reaksi O₂ dengan Logam

Secara umum, oksida logam (termasuk peroksida dan superoksida) adalah padatan ionik. Grup IA logam bergabung dengan oksigen untuk membentuk tiga jenis produk ionik padat yang disebut oksida, peroksida, dan superoksida. Lithium bergabung dengan oksigen untuk membentuk lithium oksida.



Sebaliknya, natrium bereaksi dengan kelebihan oksigen untuk membentuk natrium peroksida, Na₂O₂, daripada natrium oksida, Na₂O, sebagai produk utama.



Peroksida mengandung O — O²⁻, O₂²⁻ kelompok, di mana bilangan oksidasi masing-masing oksigen adalah -1, sedangkan **oksida normal** seperti lithium oksida, Li₂O, mengandung ion oksida, O²⁻.

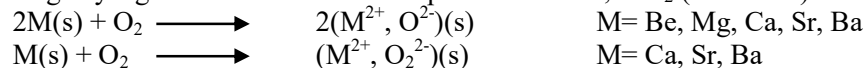
Anggota keluarga yang lebih berat (K, Rb, Cs) bereaksi dengan kelebihan oksigen untuk membentuk **superoksida**. Ini mengandung ion superoksida, O₂⁻, di mana bilangan oksidasi masing-masing oksigen adalah -0,5. Reaksi dengan K adalah



Kecenderungan logam Golongan IA untuk membentuk senyawa kaya oksigen akan meningkat ke bawah grup. Ini karena radius kation meningkat menurun kelompok. Kamu bisa kenali kelas senyawa ini sebagai

| Class | Contains Ions | Oxidation No. of Oxygen |
|---------------|------------------------------|-------------------------|
| normal oxides | O ²⁻ | -2 |
| peroxides | O ₂ ²⁻ | -1 |
| supeoxides | O ₂ ⁻ | -0,5 |

Logam Golongan IIA bereaksi dengan oksigen membentuk oksida ion normal, MO, tetapi tinggi tekanan oksigen yang lebih berat membentuk peroksida ionik, MO₂ (Tabel 6-4).

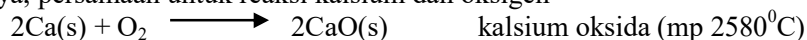


TABEL 6-4

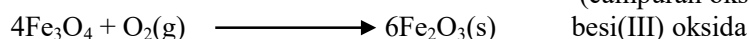
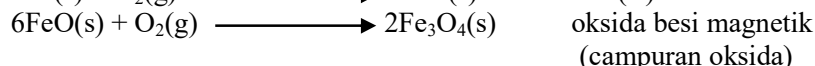
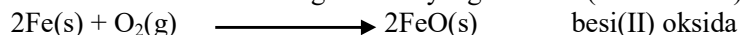
| | IA | | | | | IIA | | | | |
|---------------|--------------------------------|--------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|-----|-----|------------------|------------------|------------------|
| | Li | Na | K | Rb | Cs | Be | Mg | Ca | Sr | Ba |
| normal oxides | Li ₂ O | Na ₂ O | K ₂ O | Rb ₂ O | Cs ₂ O | BeO | MgO | CaO | SrO | BaO |
| peroxides | Li ₂ O ₂ | Na ₂ O ₂ | K ₂ O ₂ | Rb ₂ O ₂ | Cs ₂ O ₂ | | | CaO ₂ | SrO ₂ | BaO ₂ |
| superoxides | | NaO ₂ | KO ₂ | RbO ₂ | CsO ₂ | | | | | |

Berilium bereaksi dengan oksigen hanya pada suhu tinggi dan hanya bentuk oksida normal, BeO. Yang lain Logam Golongan IIA membentuk oksida normal pada suhu sedang

Misalnya, persamaan untuk reaksi kalsium dan oksigen



Logam-logam lain, dengan pengecualian yang dicatat sebelumnya (Au, Pd, dan Pt), bereaksi dengan oksigen untuk membentuk oksida logam padat. Banyak logam di sebelah kanan kelompok IIA menunjukkan variabel keadaan oksidasi, sehingga mereka dapat membentuk beberapa oksida. Misalnya, besi bergabung dengan oksigen dalam rangkaian reaksi berikut untuk membentuk tiga oksida yang berbeda (Gambar 6-7).



Tembaga bereaksi dengan oksigen dalam jumlah terbatas untuk membentuk Cu_2O merah, sedangkan dengan kelebihan oksigen itu membentuk CuO hitam.



Logam yang menunjukkan status oksidasi variabel bereaksi dengan jumlah oksigen yang terbatas untuk memberikan oksida dengan tingkat oksidasi yang lebih rendah (seperti FeO dan Cu_2O). Mereka bereaksi dengan kelebihan oksigen untuk memberikan oksida dengan tingkat oksidasi yang lebih tinggi (seperti Fe_2O_3 dan CuO).



Reaksi Oksida Logam dengan Air

Oksida logam disebut anhidrida dasar (atau oksida dasar) karena banyak dari mereka gabungan dengan air untuk membentuk basa tanpa perubahan dalam keadaan oksidasi logam (Gambar 6-8). "Anhidrida" berarti "tanpa air"; dalam arti, oksida logam adalah basa hidroksida dengan air "dihapus." Oksida logam yang larut dalam air bereaksi untuk menghasilkan hidroksida yang sesuai.

Meningkatkan karakter asam \longrightarrow

| IA | IIA | IIIA | IVA | VA | VIA | VIIA |
|-----------------------|--------------|-------------------------|----------------|---------------------------|----------------|-------------------------|
| Li_2O | BeO | B_2O_3 | CO_2 | N_2O_5 | | OF_2 |
| Na_2O | MgO | Al_2O_3 | SiO_2 | P_4O_{10} | SO_3 | Cl_2O_7 |
| K_2O | CaO | Ga_2O_3 | GeO_2 | As_2O_5 | SeO_3 | Br_2O_7 |
| Rb_2O | SrO | In_2O_3 | SnO_2 | Sb_2O_5 | TeO_3 | I_2O_7 |
| Cs_2O | BaO | Tl_2O_3 | PbO_2 | Bi_2O_5 | PoO_3 | At_2O_7 |

Gambar 6-8 Oksida normal dari unsur-unsur perwakilan dalam oksidasi maksimumnya menyatakan. Asam oksida (asam anhidrida) berwarna merah, oksida amfoterik berbayang ungu, dan oksida dasar (anhidrida dasar) diberi warna biru. Oksigen amfoter adalah salah satu yang menunjukkan beberapa asam dan beberapa sifat dasar.



| | | | | | | |
|----------------|--------------------------|---|----------------------|-------------------|------------------------------|--------------------|
| natrium oksida | $\text{Na}_2\text{O(s)}$ | + | H_2O | \longrightarrow | 2NaOH(aq) | natrium hidroksida |
| kalsium oksida | CaO(s) | + | H_2O | \longrightarrow | $\text{Ca(OH)}_2\text{(aq)}$ | kalsium hidroksida |
| barium oksida | BaO(s) | + | H_2O | \longrightarrow | $\text{Ba(OH)}_2\text{(aq)}$ | barium hidroksida |

Oksida logam Golongan IA dan logam Golongan IIA yang lebih berat larut dalam air untuk memberikan solusi dari basis kuat. Sebagian besar oksida logam lainnya relatif tidak larut dalam air.

Reaksi O_2 dengan Non Logam

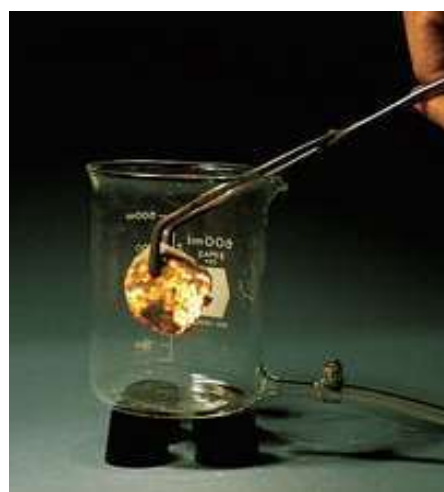
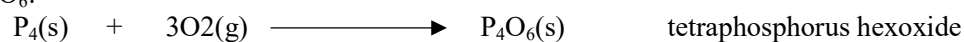
Oksigen bergabung dengan banyak non-logam untuk membentuk oksida molekuler. Misalnya, karbon terbakar dalam oksigen untuk membentuk karbon monoksida atau karbon dioksida, tergantung pada jumlah relatif karbon dan oksigen.



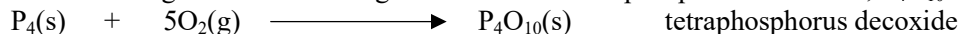
Karbon monoksida adalah gas yang sangat beracun karena membentuk ikatan yang lebih kuat dengan atom besi dalam hemoglobin daripada molekul oksigen. Lampiran molekul CO ke atom besi menghancurkan kemampuan hemoglobin untuk mengambil oksigen di paru-paru dan membawanya ke otak dan jaringan otot. Keracunan karbon monoksida sangat berbahaya karena gas tidak berbau dan karena korban pertama menjadi mengantuk.

Tidak seperti karbon monoksida, karbon dioksida tidak beracun. Ini adalah salah satu produk dari proses pernafasan. Ini digunakan untuk membuat minuman berkarbonasi, yang sebagian besar jenuh larutan karbon dioksida dalam air; sejumlah kecil karbon dioksida bergabung dengan air untuk membentuk asam karbonat (H_2CO_3), asam yang sangat lemah.

Fosfor bereaksi dengan jumlah oksigen terbatas untuk membentuk tetraphosphorus hexoxide, P_4O_6 :



sedangkan reaksi dengan kelebihan oksigen memberikan tetraphosphorus decoxide, P_4O_{10} :



Belerang membakar oksigen untuk membentuk sulfur dioksida (Gambar 6-9) dan hanya sangat kecil jumlah sulfur trioksida.



OXIDASI NONMETAL

Hampir semua nonlogam menunjukkan lebih

banyak dari satu oksidasi di mereka senyawa. Secara umum, keadaan oksidasi paling umum dari bukan logam adalah (1) periodiknya nomor kelompok, (2) jumlah kelompok periodik dikurangi dua, dan (3) kelompok periodiknya angka minus delapan. Reaksi non-logam dengan jumlah oksigen yang terbatas biasanya memberikan produk yang mengandung nonlogam (selain oksigen) dalam keadaan oksidasi yang lebih rendah, biasanya case (2). Reaksi dengan oksigen berlebih menghasilkan produk yang bukan logam menunjukkan keadaan oksidasi yang lebih tinggi, casing (1). Contoh-contoh yang kami sebutkan adalah CO dan CO_2 , P_4O_6 dan P_4O_{10} , dan SO_2 dan SO_3 . Rumus molekul oksida kadang-kadang tidak mudah diprediksi, tetapi rumus yang paling sederhana adalah. Misalnya, dua paling banyak keadaan oksidasi umum fosfor dalam senyawa molekuler adalah 3 dan 5. Itu rumus paling sederhana untuk oksida fosfor yang sesuai adalah P_2O_3 dan P_2O_5 , masing-masing. Rumus molekul (benar) adalah dua kali lipat, P_4O_6 dan P_4O_{10} .

Reaksi Oksida Non-Logam dengan Air

Oksida non-logam disebut asam anhidrida (atau oksida asam) karena banyak dari mereka larut dalam air untuk membentuk asam tanpa perubahan dalam keadaan oksidasi dari bukan logam (lihat Gambar 6-8). Beberapa asam terner dapat dibuat dengan reaksi oksida bukan logam yang sesuai dengan air. Asam Ternary mengandung tiga elemen, biasanya H, O, dan nonlogam lainnya.

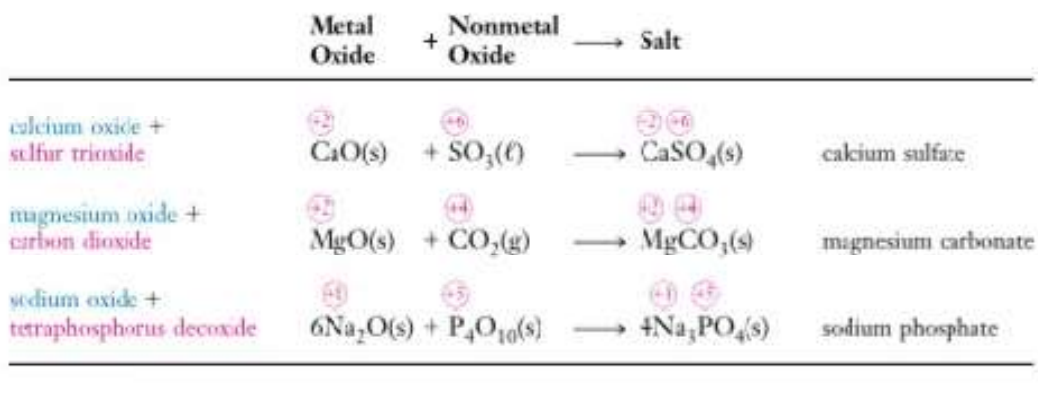
| | Nonmetal Oxide | + Water | → Ternary Acid | |
|--------------------------|-------------------|--------------|--------------------------------|-----------------|
| carbon dioxide | $CO_2(g)$ | $+ H_2O(l)$ | $\longrightarrow H_2CO_3(aq)$ | carbonic acid |
| sulfur dioxide | $SO_2(g)$ | $+ H_2O(l)$ | $\longrightarrow H_2SO_3(aq)$ | sulfurous acid |
| sulfur trioxide | $SO_3(l)$ | $+ H_2O(l)$ | $\longrightarrow H_2SO_4(aq)$ | sulfuric acid |
| dinitrogen pentoxide | $N_2O_5(s)$ | $+ H_2O(l)$ | $\longrightarrow 2HNO_3(aq)$ | nitric acid |
| tetraphosphorus decoxide | $P_4O_{10}(s)$ | $+ 6H_2O(l)$ | $\longrightarrow 4H_3PO_4(aq)$ | phosphoric acid |

Hampir semua oksida nonlogam bereaksi dengan air untuk memberikan larutan asam terner. Itu oksida boron dan silikon, yang tidak larut, adalah dua pengecualian.



Reaksi Oksida Logam dengan Oksida Non-Logam

Jenis reaksi oksida yang umum lainnya adalah *kombinasi oksida logam (anhidrida dasar) dengan oksida nonlogam (asam anhidrida)*, tanpa perubahan dalam keadaan oksidasi, untuk membentuk garam.

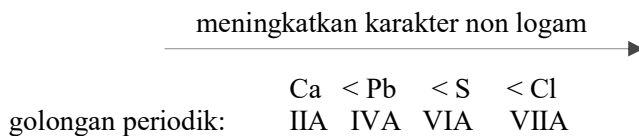


CONTOH 6-8 Karakter Asam Oksida

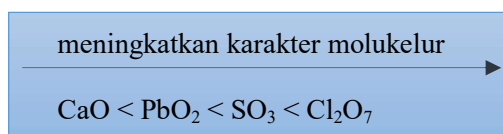
Susun oksida berikut dalam urutan peningkatan karakter molekuler (asam): SO_3 , Cl_2O_7 , CaO , dan PbO_2 .

Rencana

Karakter molekuler (asam) dari oksida meningkat sebagai karakter bukan logam dari elemen yang dikombinasikan dengan peningkatan oksigen (lihat Gambar 6-8).



Solusi



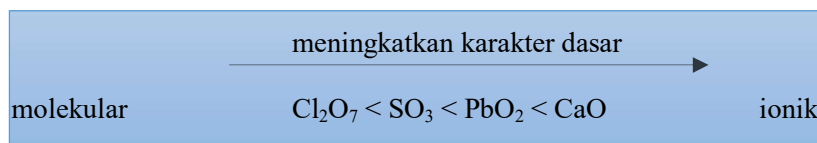
CONTOH 6-9 Karakter Dasar Oksida

Atur oksida dalam Contoh 6-8 untuk meningkatkan kebasaan.

Rencana

Semakin besar karakter molekuler oksida, semakin asam itu. Jadi, yang paling mendasar oksida memiliki karakter paling molekuler (paling ionik) (lihat Gambar 6-8).

Solusi



CONTOH 6-10 Memprediksi Produk Reaksi

Memprediksi produk dari pasangan reaktan berikut. Tuliskan persamaan seimbang untuk masing-masing.

- a) $\text{Cl}_2\text{O}_7(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow$
- b) $\text{As}_4(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow$
- c) $\text{Mg}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow$

Rencana

(a) Reaksi oksida bukan logam (asam anhidrida) dengan air membentuk asam terner di mana nonmetal (Cl) memiliki keadaan oksidasi yang sama (+7) seperti pada oksida. Jadi, asamnya adalah perkhlorik asam, HClO_4 .

(b) Arsenik, Grup VA bukan logam, menunjukkan keadaan oksidasi umum +5 dan $+5 - 2 = +3$. Reaksi arsenik dengan oksigen berlebih menghasilkan oksida oksidasi-oksida yang lebih tinggi, As_2O_5 . Oleh analogi dengan oksida fosfor dalam +5 oksidasi, P_4O_{10} , kita dapat menulis rumus sebagai As_4O_{10} , tetapi oksida ini ada sebagai As_2O_5 .

(c) Reaksi logam Golongan IIA dengan oksigen menghasilkan oksida logam normal — MgO pada kasus ini.

Solusi

- (a) $\text{Cl}_2\text{O}_7(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2\text{HClO}_4(\text{aq})$
- (b) $\text{As}_4(\text{s}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{As}_2\text{O}_5(\text{s})$
- (c) $2\text{Mg}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{MgO}(\text{s})$

CONTOH 6-11 Memprediksi Produk Reaksi

Memprediksi produk dari pasangan reaktan berikut. Tuliskan persamaan seimbang untuk masing-masing reaksi.

- a. $\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow$
- b. $\text{Li}_2\text{O}(\text{s}) + \text{SO}_3(\text{l}) \longrightarrow$

Rencana

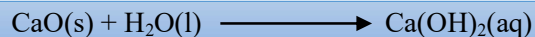
(a) Reaksi oksida logam dengan air menghasilkan hidroksida logam.

(b) Reaksi dari oksida logam dengan oksida bukan logam menghasilkan garam yang mengandung kation dari oksida logam dan anion dari asam yang oksida bukan logam adalah anhidrida.

SO_3 adalah asam anhidrida asam sulfat, H_2SO_4 .

Solusi

(A) Kalsium oksida bereaksi dengan air untuk membentuk kalsium hidroksida..



(B) Lithium oksida bereaksi dengan sulfur trioksida untuk membentuk lithium sulfat.



CaO disebut kapur.

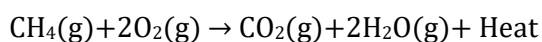
Ca (OH) 2 adalah
disebut kapur mati

Hidrokarbon
adalah senyawa
yang
hanya mengandung
hidrogen dan
karbon.

Anda sekarang harus bekerja Latihan 70–73.

Reaksi Pembakaran

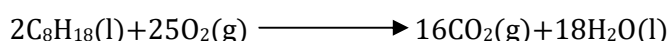
Pembakaran, atau pembakaran, adalah reaksi oksidasi-reduksi di mana oksigen bergabung cepat dengan bahan yang mudah teroksidasi dalam reaksi yang sangat eksotermis, biasanya dengan terlihat api. Pembakaran sempurna **hidrokarbon**, dalam bahan bakar fosil misalnya, menghasilkan karbon dioksida dan air (uap) sebagai produk utama.



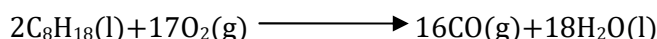
Sebagaimana telah kita lihat, asal-usul istilah "oksidasi" terletak pada reaksi seperti itu, di mana oksigen "mengoksidasi" spesies lain.

Pembakaran Bahan Bakar Fosil dan Polusi Udara

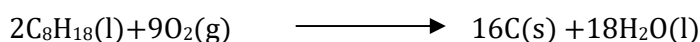
Bahan bakar fosil adalah campuran komposisi variabel yang terutama terdiri dari hidrokarbon. Kami membakar mereka untuk menggunakan energi yang dilepaskan daripada untuk mendapatkan produk kimia (Gambar 6-10). Misalnya, oktan terbakar, C_8H_{18} , dalam kelebihan oksigen (banyak udara) menghasilkan karbon dioksida dan air. Ada banyak senyawa serupa dalam bensin dan solar.



Karbon monoksida dihasilkan oleh pembakaran senyawa-senyawa yang mengandung karbon tidak lengkap dalam jumlah oksigen yang terbatas.

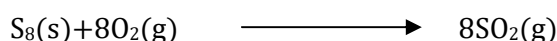


Dalam oksigen yang sangat terbatas, karbon (jelaga) dihasilkan oleh hidrokarbon yang terbakar sebagian. Untuk oktan, reaksinya



Ketika Anda melihat asap biru atau hitam (karbon) yang berasal dari mesin pembakaran internal, (atau mencium bau bahan bakar yang tidak terbakar di udara), Anda mungkin yakin bahwa banyak karbon monoksida juga diproduksi dan dilepas ke udara. Kami melihat bahwa pembakaran hidrokarbon yang tidak sempurna menghasilkan produk yang tidak diinginkan — karbon monoksida dan unsur karbon (jelaga), yang mencemari udara. Sayangnya, semua bahan bakar fosil — gas alam, batu bara, bensin, minyak tanah, minyak, dan sebagainya — juga memiliki kotoran nonhidrokarbon yang tidak diinginkan yang terbakar untuk menghasilkan oksida yang bertindak sebagai polutan udara tambahan. Pada saat ini tidak layak secara ekonomis untuk menghilangkan semua kotoran ini dari bahan bakar sebelum membakarnya. Bahan bakar fosil hasil dari peluruhan hewan dan sayuran (Gambar 6-11). Semua materi hidup mengandung beberapa sulfur dan nitrogen, sehingga bahan bakar fosil juga mengandung belerang dan pengotor nitrogen ke berbagai tingkat. Tabel 6-5 memberikan data komposisi untuk beberapa jenis batubara yang umum.

Pembakaran sulfur menghasilkan sulfur dioksida, SO_2 , mungkin polutan yang paling berbahaya.

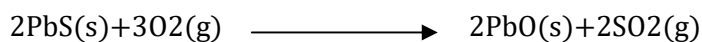


SO_2 dalam jumlah besar dihasilkan oleh pembakaran batubara yang mengandung sulfur.

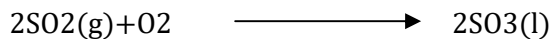
TABLE 6-5 Beberapa komposisi khas batubara dalam persen

| | C | H | O | N | S |
|---------------|-------|------|-------|------|------|
| lignite | 70.59 | 4.47 | 23.13 | 1.04 | 0.74 |
| subbituminous | 77.2 | 5.01 | 15.92 | 1.30 | 0.51 |
| bituminous | 80.2 | 5.80 | 7.53 | 1.39 | 5.11 |
| anthracite | 92.7 | 2.80 | 2.70 | 1.00 | 0.90 |

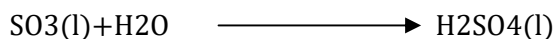
Banyak logam terjadi di alam sebagai sulfida. Proses ekstraksi logam (unsur) bebas melibatkan memanggang — memanaskan bijih dengan adanya udara. Untuk banyak sulfida logam, ini menghasilkan oksida logam dan SO₂. Oksida logam kemudian direduksi menjadi logam bebas. Pertimbangkan lead sulfide, PbS, sebagai contoh.



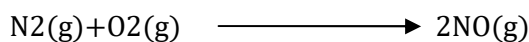
Sulfur dioksida bersifat korosif; itu merusak tanaman, bahan struktural, dan manusia. Ini adalah iritasi hidung, tenggorokan, dan paru-paru. Sulfur dioksida secara perlahan teroksidasi menjadi sulfur trioksida, SO₃, oleh oksigen di udara:



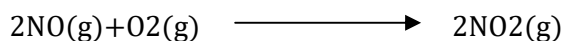
Sulfur trioksida bergabung dengan uap air di udara untuk membentuk asam kuat, asam korosif, asam sulfat:



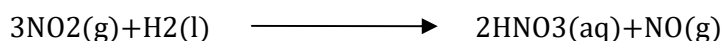
Oksida sulfur adalah penyebab utama hujan asam. Senyawa nitrogen juga merupakan kotoran dalam bahan bakar fosil; mereka membakar untuk membentuk oksida nitrat, NO. Sebagian besar nitrogen di NO dalam gas buang dari tungku, mobil, pesawat terbang, dan sebagainya, bagaimanapun, berasal dari udara yang dicampur dengan bahan bakar.



NO dapat lebih teroksidasi oleh oksigen menjadi nitrogen dioksida, NO₂; Reaksi ini ditingkatkan dengan adanya sinar ultraviolet dari matahari



NO₂ bertanggung jawab atas kabut coklat kemerahan yang menggantung di banyak kota pada sore hari yang cerah (Gambar 6-12) dan mungkin untuk sebagian besar masalah pernapasan yang terkait dengan polusi udara semacam ini. Dapat bereaksi untuk menghasilkan oksida nitrogen dan polutan sekunder lainnya. Selain menjadi polutan itu sendiri, nitrogen dioksida bereaksi dengan air di udara untuk membentuk asam nitrat, penyumbang utama lain untuk hujan asam:





Muatan nuklir yang efektif (Zeff) Tegangan nuklir yang dialami oleh elektron terluar atom; muatan

Istilah Penting

Acid anhydride Suatu oksida nonlogam yang bereaksi dengan air untuk membentuk asam.

Oksida asam Lihat Anhidrida asam.

Aktinida Elemen 90 hingga 103 (setelah aktinium).

Oksida amfoterik Oksida yang menunjukkan sifat asam dan beberapa sifat dasar.

Amfoterisme Kemampuan suatu zat untuk bereaksi dengan asam dan basa.

Angstrom (Å) 10^{-10} meter, 10^{-9} nm, atau 102 pm.

Jari-jari atom Jari-jari atom.

Anhidrida dasar Suatu oksida logam yang bereaksi dengan air untuk membentuk basa.

Dasar Oksida Lihat Anhidrida dasar.

Katalis Suatu zat yang mempercepat reaksi kimia tanpa dirinya sendiri yang dikonsumsi dalam reaksi. Reaksi pembakaran Reaksi suatu zat dengan oksigen dalam reaksi yang sangat eksotermis, biasanya dengan nyala yang terlihat.

d-Transisi elemen (logam) Unsur-unsur kelompok B dalam tabel periodik; kadang-kadang disebut hanya elemen transisi.

nuklir sebenarnya dikurangi efek perisai karena elektron cangkang bagian dalam.

Afinitas elektron Jumlah energi yang diserap dalam proses di mana sebuah elektron ditambahkan ke atom gas netral yang terisolasi untuk membentuk ion gas dengan 1? biaya; memiliki nilai negatif jika energi dilepaskan.

Elektronegativitas Suatu ukuran kecenderungan relatif suatu atom untuk menarik elektron ke dirinya sendiri ketika secara kimia dikombinasikan dengan atom lain.

f-Transisi elemen (logam) Elemen 58 sampai 71 dan 90 hingga 103; juga disebut elemen transisi batin (logam).

Hidrida Suatu senyawa biner hidrogen.

Elemen transisi dalam Lihat elemen f-Transisi.

Jari-jari ionik Jari-jari ion.

Energi Ionisasi Jumlah energi yang dibutuhkan untuk melepaskan elektron yang paling longgar yang dipegang dari atom atau ion gas yang terisolasi.

Isoelektronik Memiliki jumlah elektron yang sama.

Lanthanides Elements 58 hingga 71 (setelah lanthanum).

Unsur gas mulia Unsur-unsur Grup VIIIA periodik; juga disebut gas langka; dulu disebut gas lembam.

Oksida normal Oksida logam yang mengandung ion oksida, O^{2-} ? (oksigen dalam 2 oksidasi).

Nuclear shielding Lihat efek Shielding.

Oksida Senyawa biner oksigen.

Periodisitas Variasi periodik yang teratur dari sifat unsur dengan nomor atom dan posisi dalam tabel periodik.

Hukum periodik Sifat-sifat elemen adalah fungsi periodik dari nomor atom mereka.

Peroksida Suatu senyawa yang mengandung oksigen dalam keadaan oksidasi 1. Peroksida logam mengandung ion peroksida, O_2^{2-} ?

Radikal Suatu spesies yang mengandung satu atau lebih elektron yang tidak berpasangan; banyak radikal sangat reaktif.

Bumi Langka Elemen transisi dalam.

Konfigurasi gas mulia Konfigurasi elektron stabil dari gas mulia.

Unsur-unsur perwakilan Unsur-unsur kelompok A dalam tabel periodik.

Memanggang Pemanasan bijih unsur di hadapan udara.

Efek perisai Elektron dalam set yang terisi dari orbital s dan p antara nukleus dan elektron-elektron kulit terluar melindungi elektron-elektron kulit terluar agak dari efek proton dalam nukleus; juga disebut efek skrining.

Superoksida Suatu senyawa yang mengandung ion superoksida, O_2 (oksigen dalam keadaan oksidasi 1/2).

Asam terner Asam mengandung tiga elemen: H, O, dan (biasanya) nonlogam lainnya.

Latihan

Klasifikasi dari Unsur-Unsur

- Definisikan dan gambarkan istilah berikut dengan jelas dan ringkas: (a) elemen perwakilan; (b) elemen d-transisi; (c) elemen transisi inti.
- Jelaskan mengapa Periode 1 berisi dua elemen dan Periode 2 mengandung delapan elemen.
- Jelaskan mengapa Periode 4 mengandung 18 elemen
- Shell ketiga ($n=3$) memiliki subkelompok s, p, dan d. Mengapa Periode 3 hanya mengandung delapan elemen?
- Akun untuk jumlah elemen dalam Periode 6.
- Apa yang akan menjadi nomor atom unsur bumi alkali yang belum ditemukan pada Periode 8?
- Identifikasi grup, keluarga, atau lokasi tabel periodik lainnya dari setiap elemen dengan konfigurasi elektron terluar (a) ns^2np^4 (b) ns^2 (c) $ns^2(n-1)d^{0-2}(n-2)f^{1-14}$
- Mengulangi Latihan 7 untuk (a) ns^2np^6 (b) ns^1 (c) $ns^2(n-1)d^{1-10}$ (d) ns^2np^1
- Tuliskan konfigurasi elektron terluar untuk (a) logam tanah alkali; (b) kolom pertama logam d-transisi; dan (c) halogen.
- Yang mana dari unsur-unsur dalam tabel periodik berikut adalah (a) logam alkali; (b) elemen dengan konfigurasi luar d^7s^2 ; (c) lantanum; (d) elemen perwakilan p-block; (e) unsur-unsur dengan f-sub-bagian yang terisi sebagian; (f) halogen; (g) elemen perwakilan s-block; (h) aktinida; (i) elemen d-transisi; (j) gas mulia?

- Identifikasi elemen dan bagian dari tabel periodik di mana elemen-elemen dengan konfigurasi berikut ditemukan. (a) $1s^22s^22p^63s^23p^44s^2$ (b) $[Kr] 4d^85s^2$ (c) $[Xe] 4f^{14}5d^56s^1$ (d) $[Xe] 4f^{12}6s^2$ (e) $[Kr] 4d^{10}5s^25p^3$ (f) $[Kr] 4d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^26p^2$
- Yang mana dari spesies berikut ini iso-elektronik? O^{2-} ?, F^- ?, Ne , Na , Mg^{2+} ?, Al^{3+} ?

Kelompok 6 : Fransiska, Kristia, Lina, Gamaliel dan Teguh.

13. Yang mana dari spesies berikut ini iso-elektronik? P^{3+} , S^{2-} , Cl^- , Ar , K^+ , Ca^+

Jari-jari Atom

14. Apa yang dimaksud dengan perisai nuklir? Apa efeknya pada tren di jari-jari atom
15. Mengapa jari-jari atom menurun dari kiri ke kanan dalam suatu periode dalam tabel periodik?
16. Pertimbangkan elemen-elemen di Grup VIA. Meskipun belum terisolasi atau disintesis, apa yang dapat diprediksi tentang jari-jari ionik unsur nomor 116?
17. Variasi dalam jari-jari atom unsur-unsur transisi tidak begitu terasa seperti unsur-unsur perwakilan. Mengapa?
18. Atur masing-masing set atom berikut ini untuk meningkatkan jari-jari atom: (a) elemen alkali tanah; (b) gas mulia; (c) unsur-unsur perwakilan pada periode ketiga; (d) N, Ba, B, Sr, dan Sb.
19. Atur masing-masing set atom berikut ini untuk meningkatkan volume atom: (a) O, Mg, Al, Si; (b) O, S, Se, Te; (c) Ca, Sr, Ga, As

Ionisasi Energi

20. Definisikan (a) energi ionisasi pertama dan (b) energi ionisasi kedua.
21. Mengapa energi ionisasi kedua untuk elemen tertentu selalu lebih besar daripada energi ionisasi pertama?
22. Apa hubungan biasa antara jari-jari atom dan energi ionisasi pertama, faktor-faktor lain sama?
23. Apa hubungan yang biasa antara muatan nuklir dan energi ionisasi pertama, faktor lain yang sama?
24. Melewati periode pada tabel periodik, apa hubungan antara perisai dan energi ionisasi pertama?
25. Di dalam kelompok pada tabel periodik, apa hubungan antara perisai dan energi ionisasi pertama?
26. Aturlah anggota dari masing-masing set elemen berikut ini untuk meningkatkan energi ionisasi pertama: (a) logam alkali; (b) halogen; (c) unsur-unsur dalam periode kedua; (d) Br, F, B, Ga, Cs, dan H.

27. Nilai energi ionisasi kedua umumnya jauh lebih besar daripada energi ionisasi pertama. Jelaskan mengapa demikian.
28. Apa hubungan umum antara ukuran atom pada Periode 2 dan energi ionisasi pertama mereka? Rasionalkan hubungan itu.
29. Dalam sebidang energi ionisasi pertama versus nomor atom untuk Periode 2 dan 3, "dips" terjadi pada elemen IIIA dan VIA. Akun untuk dips ini.
30. Atas dasar konfigurasi elektron, apakah Anda mengharapkan Na^{2+} ion ada dalam senyawa? Mengapa atau mengapa tidak? Bagaimana dengan Mg^{2+} ??
31. Berapa banyak energi, dalam kilojoule, yang harus diserap oleh 1,25 mol atom litium gas untuk mengubah semuanya menjadi gas Li^+ ion?

Afinitas Elektron

32. Atur elemen-elemen di bawah nilai negatif negatif elektron: P, S, Cl, dan Br.
33. Aturlah anggota dari masing-masing set yang tidak terjadi dalam rangka afinitas elektron yang semakin negatif: (a) logam Golongan IA; (b) elemen-elemen Kelompok VIIA; (c) unsur-unsur dalam periode kedua; (d) Li, K, C, F, dan Cl.
34. Afinitas elektron halogen jauh lebih negatif dari jumlah-tidak ada Grup VIA. Jadi ini begitu?
35. Penambahan elektron baik untuk menyajikan ion dengan 2? selalu lakukan endotermik. Jadi ini begitu?
36. Tuliskan yang dirancang untuk masing-masing hal, dan tuliskan elektron untuk setiap atom atau ion yang: (a) afinitas elektron oksigen; (b) afinitas elektron klorin; (c) afinitas elektron magnesium.
37. Bandingkan ukuran kation dan atom netral dari mana mereka terbentuk dengan mengutip tiga contoh spesifik.
38. Aturlah anggota dari masing-masing set kation berikut dalam rangka meningkatkan jari-jari ion: (a) K^+ , Ca^{2+} , Ga^{3+} (b) Ca^{2+} , Be^{2+} , Ba^{2+} , Mg^{2+} (c) Al^{3+} , Sr^{2+} , Rb^+ , K^+ ; (d) K^+ , Ca^{2+} , Rb^+
39. Bandingkan ukuran anion dan atom netral dari mana mereka terbentuk dengan mengutip tiga contoh spesifik.

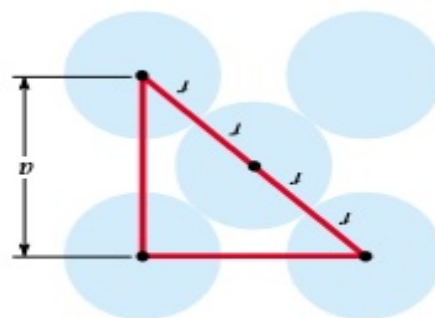
40. Susun set anion berikut ini untuk meningkatkan jari-jari ion: (a) Cl^- , S^{2-} , P^{3-} ; (b) O^{2-} , S^{2-} , Se^{2-} ; (c) N^{3-} , S^{2-} , Br^- , P^{3-} ; (d) Cl^- , Br^- , I^- .
41. Jelaskan tren ukuran atom atau ion saat bergerak ke bawah grup.
42. Sebagian besar logam transisi dapat membentuk lebih dari satu ion positif sederhana. Misalnya, besi membentuk keduanya Fe^{2+} dan Fe^{3+} ion, dan timah membentuk keduanya Sn^{2+} dan Sn^{4+} ion. Yang merupakan ion yang lebih kecil dari masing-masing pasangan, dan mengapa?

Elektronegativitas

43. Apa itu elektronegativitas?
44. Aturlah anggota dari masing-masing set elemen berikut dalam rangka meningkatkan elektronegativitas: (a) Pb, C, Sn, Ge; (b) S, Na, Mg, Cl; (c) P, N, Sb, Bi; (d) Se, Ba, F, Si, Sc.
45. Manakah dari pernyataan berikut yang lebih baik? Mengapa? (A) Magnesium memiliki daya tarik yang lemah untuk elektron dalam ikatan kimia karena memiliki elektronegativitas yang rendah. (b) Elektronegativitas magnesium rendah karena magnesium memiliki daya tarik yang lemah untuk elektron dalam ikatan kimia.
46. Beberapa elemen periode kedua menunjukkan kesamaan dengan elemen satu kolom ke kanan dan satu baris ke bawah. Misalnya, Li mirip dalam banyak hal dengan Mg, dan Be mirip dengan Al. Ini telah dikaitkan dengan kepadatan muatan pada ion stabil (Li^+ Vs Mg^{2+} ; Be^{2+} Vs Al^{3+}). Dari nilai muatan elektronik (Bab 5) dan jari-jari ionik (Bab 6), hitung densitas muatan untuk keempat ion ini, dalam coulomb per angstrom kubik.
47. Satu elemen hanya mengambil bilangan oksidasi negatif ketika dikombinasikan dengan elemen lain. Dari tabel nilai elektronegativitas, tentukan elemen mana ini.
48. Bandingkan nilai elektronegativitas dari metaloid.
55. Nomor atom 91 adalah unsur protactinium, elemen yang sangat langka.

Latihan Tambahan pada Tabel Periodik

49. Reaktivitas kimia karbon dan timbal sama, tetapi ada juga perbedaan besar. Dengan menggunakan konfigurasi elektron mereka, jelaskan mengapa persamaan dan perbedaan ini mungkin ada.
50. Panjang ikatan dalam molekul F_2 dan Cl_2 masing-masing adalah $1,42 \text{ \AA}$ dan $1,98 \text{ \AA}$. Hitung jari-jari atom untuk elemen-elemen ini. Memprediksi panjang ikatan Cl_2 . (Panjang ikatan Cl_2 sebenarnya adalah $1,64 \text{ \AA}$.)
51. Atom-atom dalam nikel kristal disusun sedemikian rupa sehingga mereka saling bersentuhan dalam bidang seperti yang ditunjukkan dalam sketsa:



Dari geometri bidang, kita dapat melihat $4r$? a ? $2r$? Hitung jari-jari atom nikel yang diberikan itu? $3,5238 \text{ \AA}$.

52. Bandingkan nilai masing-masing dari energi ionisasi pertama (lihat Tabel 6-1) dan afinitas elektron (lihat Tabel 6-2) untuk beberapa elemen. Energi mana yang lebih besar? Mengapa?
53. Bandingkan nilai masing-masing dari energi ionisasi pertama (lihat Tabel 6-1) dan afinitas elektron (lihat Tabel 6-2) untuk nitrogen bagi nilai karbon dan oksigen. Jelaskan mengapa nilai nitrogen sangat berbeda.
54. Berdasarkan kecenderungan umum, afinitas elektron fluor akan diharapkan lebih besar daripada klorin; Namun, nilainya kurang dan mirip dengan nilai untuk bromin. Menjelaskan.
55. Nomor atom 91 adalah unsur protactinium, elemen yang sangat langka. Sangat sedikit yang diketahui tentang

protactinium; bahkan titik didihnya tidak diketahui. Thorium, nomor atom 90, memiliki titik didih 4788°C dan titik didih uranium adalah 4131°C . Memprediksi titik didih dari protactinium, dan diskusikan seberapa dekat prediksi tersebut.

Hidrogen dan Hidrida

56. Ringkaskan sifat fisik hidrogen.
57. Tuliskan persamaan unit rumus seimbang untuk (a) reaksi besi dengan uap, (b) reaksi kalsium dengan asam hidroklorat, (c) elektrolisis air, dan (d) reaksi "gas air".
58. Tuliskan persamaan rumus satuan seimbang untuk persiapan (a) hidrida ionik dan (b) hidrida molekul.
59. Klasifikasikan hidrida berikut sebagai molekul atau ionik: (a) NaH , (b) H_2S , (c) AlH_3 , (d) RbH , (e) NH_3 .
60. Jelaskan mengapa NaH dan H_2S adalah jenis hidrida yang berbeda.
61. Tulis persamaan rumus untuk reaksi (a) NaH dan (b) AlH_3 dengan air.
62. Nama berikut (murni) senyawa: (a) H_2S , (b) HCl , (c) KH , (d) NH_3 , (e) H_2Se , (f) MgH_2 , (g) CaH_2 .

Oksigen dan Oksida

63. Bagaimana O_2 dan O_3 serupa? Bagaimana mereka berbeda?
64. Secara singkat membandingkan dan membedakan sifat-sifat oksigen dengan hidrogen.
65. Tulis persamaan molekuler untuk menunjukkan bagaimana oksigen dapat dibuat dari (a) merkuri (II) oksida, HgO , (b) hidrogen peroksida, H_2O_2 , dan (c) potasium klorat, KClO_3 .
66. Manakah dari unsur-unsur berikut membentuk oksida normal sebagai produk utama reaksi dengan oksigen? (a) Li , (b) Na , (c) Rb , (d) Mg , (e) Zn (hanya menunjukkan satu keadaan oksidasi umum), (f) Al .
67. Oksigen memiliki bilangan oksidasi positif ketika dikombinasikan dengan unsur yang mana? Bandingkan nilai-nilai elektronegativitas oksigen dan elemen itu.
68. Tulis rumus persamaan unit untuk reaksi unsur-unsur berikut dengan jumlah oksigen terbatas: (a) C , (b) As_4 , (c) Ge .

69. Tulis persamaan unit rumus untuk reaksi unsur-unsur berikut dengan kelebihan oksigen: (a) C , (b) As_4 , (c) Ge .
70. Bedakan antara oksida normal, peroksida, dan superoksida. Apa status oksidasi oksigen dalam setiap kasus?
71. Manakah dari berikut ini dapat diklasifikasikan sebagai anhidrida dasar? (a) CO_2 , (b) Li_2O , (c) SeO_3 , (d) CaO , (e) N_2O_5 .
72. Tuliskan persamaan rumus satuan seimbang untuk reaksi berikut dan beri nama produk: (a) karbon dioksida, CO_2 , dengan air (b) sulfur trioksida, SO_3 , dengan air (c) selenium trioksida, SeO_3 , dengan air (d) dinitrogen pentoksida, N_2O_5 , dengan air (e) diklorin heptoksida, Cl_2O_7 , dengan air
73. Tuliskan persamaan satuan rumus seimbang untuk reaksi berikut dan beri nama produk: (a) natrium oksida, Na_2O , dengan air (b) kalsium oksida, CaO , dengan air (c) lithium oksida, Li_2O , dengan air (d) magnesium oksida, MgO , dengan sulfur dioksida, SO_2 (e) kalsium oksida, CaO , dengan karbon dioksida, CO_2
74. Identifikasi asam anhidrida dari asam terner berikut: (a) H_2SO_4 , (b) H_2CO_3 , (c) H_2SO_3 , (d) H_3PO_4 , (e) HNO_2 .
75. Identifikasi anhidrida dasar hidroksida logam berikut: (a) NaOH , (b) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, (c) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, (d) $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Reaksi Pembakaran

76. Definisikan pembakaran. Mengapa semua reaksi pembakaran juga reaksi redoks?
77. Tuliskan persamaan untuk pembakaran sempurna dari senyawa berikut: (a) metana, CH_4 (g); (b) propana, C_3H_8 (g); (c) etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (?).
78. Tuliskan persamaan untuk pembakaran yang tidak sempurna dari senyawa berikut untuk menghasilkan karbon monoksida: (a) metana, CH_4 (g); (b) propana, C_3H_8 (g).

Sebagaimana telah kita lihat, dua zat dapat bereaksi untuk membentuk produk yang berbeda ketika mereka dicampur dalam proporsi yang berbeda dalam kondisi yang berbeda. Dalam Latihan 79 dan 80, tulis persamaan seimbang untuk reaksi yang dijelaskan. Tetapkan bilangan oksidasi.

79. Ethane membakar udara berlebih untuk membentuk karbon dioksida dan air. (B) Ethane membakar dalam jumlah terbatas udara untuk membentuk karbon monoksida dan air. (C) Ethane membakar (buruk) dalam jumlah yang sangat terbatas udara untuk membentuk unsur karbon dan air.
80. Butana (C_4H_{10}) membakar udara berlebih untuk membentuk karbon dioksida dan air. (B) Butana membakar dalam jumlah terbatas udara untuk membentuk karbon monoksida dan air. (c) Ketika dipanaskan di hadapan sangat sedikit udara, butana "retak" untuk membentuk acetylene, C_2H_2 ; karbon monoksida; dan hidrogen.
81. Berapa banyak SO_2 yang akan terbentuk dengan membakar 1,00 kg batubara bituminus yaitu 5,15% sulfur dengan massa? Asumsikan bahwa semua belerang diubah menjadi SO_2 . (B) Jika 27,0% dari SO_2 lolos ke atmosfer dan 75,0% dari SO_2 yang lolos dikonversi ke H_2SO_4 , berapa gram H_2SO_4 yang akan diproduksi di atmosfer?
82. Tuliskan persamaan untuk pembakaran sempurna dari senyawa berikut. Asumsikan belerang diubah menjadi SO_2 dan nitrogen diubah menjadi NO . (a) $C_6H_5NH_2$ (l), (b) C_2H_5SH (l), (c) $C_7H_{10}NO_2S$ (l)

LATIHAN KONSEPTUAL

83. Tuliskan konfigurasi elektron untuk produk ionisasi kedua dari logam alkali tanah terbesar ketiga.
84. Anda diberi jari-jari atom dari 110 pm, 118 pm, 120 pm, 122 pm, dan 135 pm, tetapi tidak tahu ke elemen mana (As, Ga, Ge, P, dan Si) nilai-nilai ini sesuai. Yang harus menjadi nilai Ge?
85. Senyawa apa yang kemungkinan besar akan terbentuk antara potasium dan elemen X, jika elemen X memiliki konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$?
86. Tuliskan konfigurasi elektron berilium dan magnesium. Apa persamaan dalam sifat kimianya yang dapat Anda prediksi berdasarkan konfigurasi elektron mereka?
87. Dolostone sering lebih berpori dari batu kapur. Satu penjelasan tentang asal-usul dolostone adalah hasil dari penggantian parsial kalsium oleh magnesium dalam sedimen batu kapur asli. Apakah penjelasan ini masuk akal, mengingat apa yang Anda ketahui tentang jari-jari ion magnesium dan ion kalsium?

MEMBANGUN PENGETAHUAN ANDA

88. Hidrogen dapat diperoleh dari air dengan elektrolisis. Hidrogen suatu hari nanti dapat menjadi pengganti penting untuk bahan bakar saat ini. Jelaskan beberapa masalah yang akan Anda prediksi jika hidrogen digunakan dalam kendaraan bermotor saat ini.
89. Satu-satunya ion rubidium yang stabil secara kimia adalah Rb^+ . Ion monatomik paling stabil dari bromin adalah Br^- , Krypton (Kr) adalah salah satu yang paling reaktif dari semua elemen. Bandingkan konfigurasi elektron Rb^+ , Br^- , dan Kr. Kemudian memprediksi ion monatomik paling stabil dari strontium (Sr) dan selenium (Se).
90. Energi ionisasi pertama kalium, K, adalah 419 kJ / mol. Berapa frekuensi minimum cahaya yang diperlukan untuk mengionisasi atom kalium gas?
91. Kalium dan argon akan menjadi anomali dalam tabel periodik di mana unsur-unsur disusun dalam urutan peningkatan bobot atom. Identifikasi dua elemen lain di antara unsur-unsur transisi yang posisinya dalam tabel periodik akan terbalik dalam pengaturan "urutan-berat". Pasangan unsur mana yang paling jelas tidak pada tempatnya berdasarkan perilaku kimianya? Jelaskan jawaban Anda dalam hal model atom saat ini, yang menunjukkan konfigurasi elektron untuk elemen-elemen ini.
92. Energi ionisasi kedua untuk magnesium adalah 1451 kJ / mol. Berapa banyak energi, dalam kilojoule, yang harus diserap oleh 1,50 g atom magnesium gas untuk mengubahnya menjadi gas Mg^{2+} ion?