

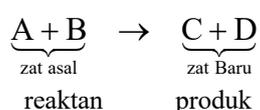
4 REAKSI KIMIA

- 4.1. Reaksi Kimia dan Persamaan Reaksi**
- 4.2. Arti Kuantitatif dari Persamaan Reaksi**
- 4.3. Pengantar ke Larutan**
- 4.4. Menentukan Reagen Pembatas**
- 4.5. Reaksi Bersamaan dan Berurutan**

Di alam banyak sekali terjadi reaksi kimia, beberapa diantaranya yang sudah sangat dikenal adalah fotosintesis tumbuhan, pembentukan smog, dan hujan asam. Reaksi kimia memegang peranan penting dalam semua peristiwa kimia di alam. Pada setiap reaksi kimia terjadi proses pembentukan senyawa baru yang disebut produk, yang terbentuk dari sejumlah senyawa asal, yang disebut reaktan. Pada bab ini akan dibahas tentang bagaimana cara untuk mengetahui bahwa telah terjadi reaksi kimia, bagaimana menyatakan suatu reaksi kimia dengan simbol yang disebut persamaan kimia, perhitungan-perhitungan yang terlibat dalam reaksi kimia, dan bagaimana reaksi kimia digunakan untuk melakukan analisis dan sintesis senyawa.

4-1 Reaksi Kimia dan Persamaan Reaksi

Reaksi kimia adalah proses dimana zat baru, yang disebut **produk**, terbentuk dari sejumlah zat asal, yang disebut sebagai **reaktan**. Seringkali bukti bahwa suatu reaksi kimia terjadi dapat dilihat dengan sederhana dari adanya perubahan warna, terbentuknya gas atau endapan, dan adanya pelepasan atau penyerapan panas. Meskipun demikian, kadang-kadang analisis kimia memerlukan penggunaan alat yang rumit untuk membuktikan bahwa telah terjadi reaksi kimia. Kalau **unsur** kimia dinyatakan dengan **simbol** kimia dan **senyawa** kimia dinyatakan dengan **rumus** kimia, maka **reaksi** kimia dinyatakan dengan **persamaan reaksi kimia**. Pada persamaan reaksi, rumus untuk **reaktan** dituliskan di sebelah **kiri** dan rumus untuk **produk** dituliskan di sebelah **kanan**. Kedua sisi digabung dengan tanda sama dengan (=) atau tanda panah (\rightarrow) sebagai berikut:



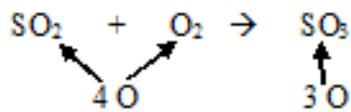
Menuliskan persamaan reaksi kimia biasanya dilakukan secara langsung, meskipun demikian sebenarnya ada tiga tahapan prosedur yang sistematis yang perlu diperhatikan untuk memudahkan penulisan persamaan reaksi kimia. Sebagai contoh adalah reaksi antara gas belerang dioksida dan gas oksigen, menghasilkan gas belerang trioksida. Ketiga tahap tersebut adalah sebagai berikut:

1. Tuliskan **nama** dari reaktan dan produk:



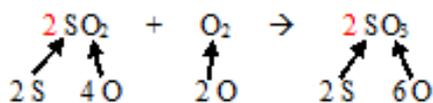
2. Ubahlah **nama** dari reaktan dan produk menjadi **rumus** kimia.

Rumus kimia dari belerang dioksida adalah SO_2 , rumus kimia dari oksigen adalah O_2 , dan rumus kimia dari belerang trioksida adalah SO_3 .



Pada tahap 2 ini dapat dilihat bahwa jumlah O di sebelah kiri tidak sama dengan di sebelah kanan, di sebelah **kiri** ada **empat** O (dua dari molekul SO_2 dan dua dari molekul O_2), sedangkan di sebelah **kanan** hanya ada **tiga** O (dari molekul SO_3).

3. **Setimbangkan** rumus kimia untuk memperoleh **persamaan reaksi kimia**, dengan mengatur **koefisien reaksi**.



Tujuan dari **menyetimbangkan** persamaan adalah untuk menetapkan bahwa **jumlah dari setiap jenis atom tidak berubah, karena atom tidak dapat dibuat atau dimusnahkan dalam reaksi kimia**. Oleh karena itu maka jumlah setiap atom sebelum dan sesudah reaksi harus sama. Untuk itu pada tahap 3, jumlah O pada kedua ruas ini harus disamakan, dengan mengalikan SO_2 dan SO_3 masing-masing dengan angka 2 (dua). **Angka pengali** ini disebut **koefisien stokiometri** atau **koefisien reaksi**, dan selalu merupakan **bilangan bulat** yang **sederhana**. Apabila tidak dituliskan, seperti di depan O_2 , berarti koefisien reaksi rumus kimia tersebut adalah satu. Jadi, secara keseluruhan, persamaan kimia dapat dibaca sebagai: **dua** molekul SO_2 dan **satu** molekul O_2 digunakan dan **dua** molekul SO_3 dihasilkan. Pada persamaan yang sudah **setimbang**, ada **dua atom S dan enam atom O pada kedua sisi**.

Dalam menyetimbangkan persamaan reaksi, ada **tiga hal** yang harus selalu diingat:

- Persamaan reaksi dapat disetimbangkan **hanya** dengan **mengatur koefisien reaksi** dari senyawa kimia, sejauh yang diperlukan.
- Jangan pernah** menambahkan senyawa lain.
- Jangan pernah** merubah indeks dari rumus kimia senyawa.

Tidak ada teori khusus untuk menyetimbangkan persamaan reaksi, satu-satunya cara adalah dengan mengatur koefisien reaksi dengan cara **coba-coba**. Meskipun demikian, ada satu petunjuk yang dapat digunakan sebagai pegangan yaitu bahwa dalam menyetimbangkan persamaan reaksi, setimbangkan terlebih dahulu atom-atom **selain H dan O**.

Contoh 4-1

Gas propana, C_3H_8 , adalah senyawa hidrokarbon yang biasa digunakan sebagai bahan bakar. Gas propana mudah dicairkan, disimpan, dan dipindahkan. Tuliskan persamaan reaksi yang setimbang untuk pembakaran gas propana (pembakaran hidrokarbon dengan oksigen berlebihan akan menghasilkan CO_2 dan H_2O).

Apabila digunakan tiga tahapan seperti di atas, maka:

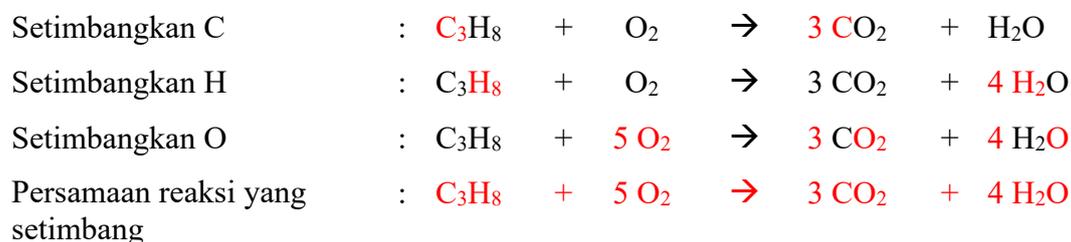
1. Tuliskan nama dari reaktan dan produk:



2. Ubahlah nama reaktan dan produk menjadi rumus kimia.



3. Setimbangkan rumus kimia untuk memperoleh persamaan reaksi kimia, dengan mengatur koefisien reaksi, misal dengan membuat satu atom tetap sedangkan atom lainnya disesuaikan, sampai dicapai hasil akhir yang setimbang. Pada senyawa propana, atom selain H dan O adalah C, maka atom C tersebut disesuaikan terlebih dahulu, baru kemudian atom H dan O.

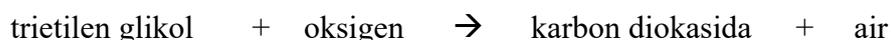


Telah disebutkan di atas bahwa koefisien stokiometri atau koefisien reaksi selalu merupakan bilangan bulat yang sederhana. Tidak jarang ditemui bahwa setelah proses penyetimbangan reaksi, diperoleh koefisien reaksi yang bukan bilangan bulat (pecahan). Pada kasus seperti ini seluruh koefisien reaksi harus dikalikan dengan “angka” yang sama untuk menghilangkan pecahan tersebut.

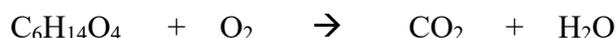
Contoh 4-2

Setimbangkan persamaan reaksi pembakaran senyawa hidrokarbon trietilen glikol, $C_6H_{14}O_4$.

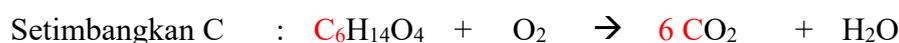
1. Tuliskan nama reaktan dan produk.



2. Ubahlah nama reaktan dan produk menjadi rumus kimia.



3. Setimbangkan pernyataan rumus kimia untuk memperoleh persamaan reaksi kimia, dengan mengatur koefisien reaksi, misal dengan membuat satu atom tetap sedangkan atom lainnya disesuaikan, sampai dicapai hasil akhir yang setimbang.



Jumlah atom oksigen di sisi kiri adalah 6, 4 dari $C_6H_{14}O_4$ dan 2 dari O_2 . Sedangkan di sisi kanan terdapat 19 atom O, 6 dari CO_2 dan 7 dari H_2O . Artinya yang harus ditambah atom O adalah sisi kiri dimana jumlah atom O nya lebih sedikit. Dalam hal ini harus hati-hati karena sumber atom O di sisi kiri berasal dari 2 senyawa yaitu $C_6H_{14}O_4$ dan O_2 . Senyawa $C_6H_{14}O_4$ memiliki 4 atom O, maka untuk memperoleh 19 atom O di sisi kiri, kurangkan 19 atom O dengan 4, hasilnya adalah 15 atom O, yang harus dipenuhi dari O_2 . Hal ini menyebabkan koefisien reaksi dalam bentuk pecahan yaitu $\frac{15}{2}$ untuk O_2 .



Meskipun koefisien pecahan pada keadaan tertentu dapat diterima, akan tetapi biasanya pecahan dihilangkan dengan mengalikan seluruh koefisien dengan angka yang sama sehingga tidak ada pecahan lagi, dalam hal ini angka tersebut adalah '2', maka

Persamaan reaksi yang setimbang:



Dalam menyetimbangkan suatu persamaan reaksi kimia, proses penyetimbangan harus dilakukan dengan seksama sampai jumlah masing-masing atom sebelum reaksi sama dengan jumlah masing-masing atom sesudah reaksi. Hal ini memerlukan ketelitian, karena ketika suatu

atom dalam suatu senyawa disetimbangkan dapat saja terjadi bahwa atom lain dalam senyawa tersebut yang semula jumlahnya sudah setimbang, menjadi berubah jumlahnya, sehingga memerlukan proses penyetimbangan kembali. Sebagai contoh dapat dilihat pada reaksi hidrogen (H_2) dengan oksigen (O_2) menjadi air (H_2O). Pada awalnya, jumlah atom hidrogen sebelum dan sesudah reaksi adalah sama yaitu dua: $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$. Akan tetapi untuk menyetimbangkan jumlah atom oksigen, maka senyawa H_2O di sebelah kanan reaksi harus dikalikan dengan dua: $H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$. Hal ini mengakibatkan jumlah hidrogen, yang semula sudah setimbang, menjadi tidak setimbang, di ruas kiri dua sedangkan di ruas kanan empat. Untuk itu senyawa hidrogen harus disetimbangkan kembali dengan mengalikan senyawa hidrogen di ruas kiri dengan angka dua, sehingga secara keseluruhan persamaan reaksi menjadi setimbang: $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$

Wujud materi atau bentuk fisik dari reaktan dan produk dapat dinyatakan dengan beberapa singkatan sebagai berikut: g untuk gas, c untuk cair, p untuk padat, dan aq untuk larutan air. Singkatan ini biasanya dituliskan dalam tanda kurung sesudah rumus kimia dari senyawa. Sebagai contoh, gas oksigen dinyatakan dengan $O_{2(g)}$ dan larutan HCl dalam air dinyatakan dengan $HCl_{(aq)}$.

Latihan 4-1

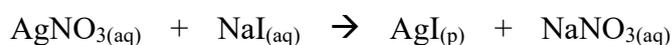
Setimbangkan persamaan reaksi berikut ini:

1. $Na_2SO_4 (p) + C (p) \rightarrow Na_2S (p) + CO_2 (g)$
 2. $HCl (g) + O_2 (g) \rightarrow H_2O (c) + Cl_2 (g)$
 3. $PCl_3 (c) + H_2O (c) \rightarrow H_3PO_3 (aq) + HCl_{(aq)}$
 4. $PbO (p) + NH_3 (g) \rightarrow Pb (p) + N_2 (g) + H_2O (c)$
 5. $Mg_3N_2 (p) + H_2O (c) \rightarrow Mg(OH)_2 (p) + NH_3 (g)$
-

Persamaan Ion Total. Persamaan reaksi yang telah dipelajari di atas adalah persamaan reaksi dimana senyawa yang terlibat berbentuk **molekul** dan rumus molekul ditulis untuk unit rumus yang netral secara listrik. Sebetulnya yang terjadi adalah bahwa dalam larutan air banyak senyawa yang terdisosiasi (terurai) menjadi kation dan anion, sehingga senyawa yang terlibat **dalam reaksi** adalah senyawa **ion**. Supaya dapat menyelesaikan persamaan ion dengan baik maka terlebih dahulu harus dapat menuliskan hasil penguraian suatu senyawa dalam larutan

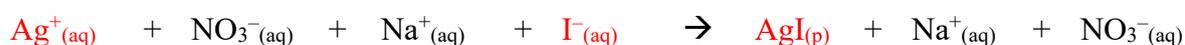
air. Untuk membantu hal ini dapat dilihat kembali beberapa bentuk kation dan anion sederhana pada Tabel 3.1.

Sebagai contoh, reaksi antara perak nitrat dan natrium yodida menghasilkan **endapan** perak yodida, dapat dinyatakan dengan persamaan reaksi sebagai berikut:



Bagaimana suatu senyawa dalam larutan air dapat menghasilkan endapan dapat dijelaskan dengan menggunakan fakta bahwa senyawa yang terlibat dalam reaksi berbentuk senyawa ion. Oleh karena itu keberadaan senyawa ion ini perlu ditunjukkan dalam persamaan reaksi kimia. Dalam larutan air perak nitrat (AgNO_3) akan terurai menjadi senyawa ion positif perak (Ag^+) dan senyawa ion negatif nitrat (NO_3^-). Demikian juga dengan senyawa NaI dalam larutan air akan terurai menjadi senyawa ion positif natrium (Na^+) dan senyawa ion negatif yod (I^-). Ion perak kalau bereaksi dengan ion yod akan menghasilkan endapan perak yodida (AgI).

Dalam bentuk ion, persamaan reaksi menjadi:



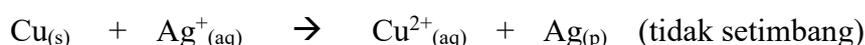
Dari persamaan reaksi di atas dapat dilihat bahwa di ruas kiri dan kanan ada spesies ion yang sama, yaitu NO_3^- dan Na^+ . Spesies dalam bentuk ion yang sama di kedua sisi ini menunjukkan bahwa senyawa ion tersebut tidak ikut bereaksi. Spesies ion yang sama ini dapat dihilangkan dan apabila semua spesies ion yang sama dihilangkan maka akan diperoleh senyawa-senyawa ion yang **benar-benar terlibat dalam reaksi**, dan disebut **persamaan ion total**. Spesies ion yang sama di ruas kiri dan kanan adalah NO_3^- dan Na^+ , kalau keduanya dihilangkan maka persamaan reaksi menjadi: $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{I}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{AgI}_{(\text{p})}$

Contoh lain, pada reaksi logam tembaga dengan larutan perak nitrat (AgNO_3) dihasilkan perak dan larutan tembaga nitrat, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.



Pada reaksi ini ion nitrat, $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$, ada di kedua sisi persamaan sehingga dapat dihilangkan.

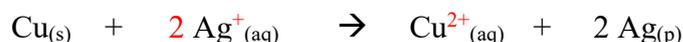
Reaksi ion totalnya adalah



Kalau diperhatikan dari jumlah atom-atom sebelum dan sesudah reaksi, persamaan ion total ini telah setimbang. Akan tetapi kalau dilihat dari jumlah muatan ionnya, belum setimbang. Persyaratan tambahan untuk reaksi ion adalah bahwa **karena dalam reaksi kimia, muatan listrik tersimpan (tidak berubah), muatan listrik total sebelum dan sesudah**

reaksi harus sama di kedua sisi persamaan ionik total.

Untuk reaksi tembaga dengan ion perak diatas, muatan listrik total sebelum reaksi adalah +1 (dari Ag^+) dan sesudah reaksi adalah +2 (dari Cu^{2+}). Oleh karena itu harus disetarakan dengan mengalikan ion Ag^+ dengan koefisien stoikiometri 2. Sebagai akibatnya, Ag menjadi tidak setimbang sesudah dan sebelum reaksi, oleh karena itu Ag sesudah reaksi juga harus dikalikan 2.

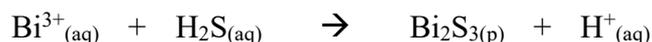


Latihan 4-2

1. Tuliskan hasil penguraian senyawa-senyawa dalam larutan air ini menjadi ion-ion nya:

- | | | |
|--------------------------|---|--|
| • AgCl | • Ag_2O | • $\text{Ag}_3(\text{PO}_4)$ |
| • BaO | • BaI_2 | • $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ |
| • AlF_3 | • Al_2O_3 | • $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| • FeCl_2 | • FeO | • $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ |
| • NaN_3 | • $\text{Na}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)$ | • $\text{Na}_2(\text{CO}_3)$ |
| • MgO | • Mg_3N_2 | • $\text{Mg}(\text{S}_2\text{O}_3)$ |
| • Cu_2O | • $\text{Cu}(\text{SO}_4)$ | • $\text{Cu}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)$ |
| • CaS | • $\text{Ca}(\text{C}_2\text{O}_4)$ | • $\text{Ca}(\text{OH})_2$ |
| • LiCl | • $\text{Li}(\text{ClO}_4)$ | • $\text{Li}_3(\text{PO}_4)$ |
| • K_2S | • $\text{K}(\text{MnO}_4)$ | • $\text{K}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)$ |
| • P_2O_5 | • $\text{H}_2(\text{SO}_4)$ | • $\text{H}_3(\text{PO}_4)$ |

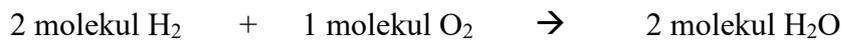
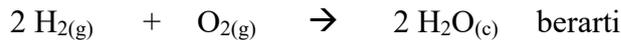
2. Setimbangkan persamaan reaksi ionik ini:



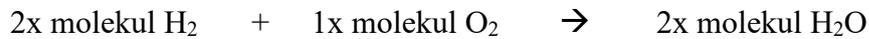
4-2 Arti Kuantitatif dari Persamaan Reaksi

Pada Bab 3 telah dibahas bahwa indeks angka pada suatu rumus kimia sebuah senyawa menunjukkan jumlah atom dan perbandingan mol secara relatif dari masing-masing atom penyusun senyawa tersebut. Hal yang sama berlaku juga pada reaksi kimia, angka-angka

didepan setiap senyawa, yang disebut koefisien stoikiometri atau **koefisien reaksi**, merupakan **jumlah molekul**. Jadi untuk reaksi



Kalau semua koefisien reaksi dikalikan dengan x, maka



Kalau x dimisalkan sebagai $6,02 \times 10^{23}$ (tetapan Avogadro), dimana 1 mol zat apa saja mengandung $6,02 \times 10^{23}$ buah partikel, maka x molekul berarti sama dengan **1 mol**. Dengan demikian maka persamaan kimia juga berarti



Jadi, persamaan reaksi dapat digunakan untuk menuliskan pernyataan bahwa



Perbandingan di atas mempunyai arti bahwa

- Dua mol H₂O dihasilkan untuk setiap dua mol H₂ yang digunakan.
- Dua mol H₂O dihasilkan untuk setiap satu mol O₂ yang digunakan.

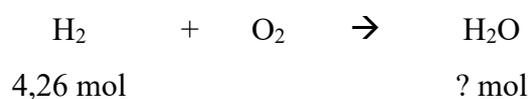
Atau dengan kata lain

- Dua mol H₂ diperlukan untuk setiap satu mol O₂ yang digunakan.
- Satu mol O₂ diperlukan untuk setiap dua mol H₂ yang digunakan.

Pernyataan di atas merupakan sumber faktor konversi, yang disebut **faktor stoikiometri**. Faktor stoikiometri mengaitkan jumlah **molar** dua senyawa apa saja yang terlibat dalam suatu reaksi kimia. Dari uraian di atas dapat ditarik kesimpulan bahwa **koefisien reaksi** dari suatu persamaan reaksi merupakan **perbandingan mol**. Perlu diperhatikan bahwa faktor konversi hanya berlaku untuk persamaan kimia yang **sudah setimbang**.

Contoh 4-3

Berapa mol H₂O dihasilkan dari pembakaran 4,26 mol H₂ dengan oksigen berlebih.



Pernyataan ‘oksigen berlebih’ menunjukkan bahwa tersedia cukup oksigen untuk merubah semua 4,26 mol H₂ secara sempurna menjadi H₂O. Apabila diperhatikan, persamaan kimia di atas belum setimbang. Supaya dapat dilakukan konversi berdasarkan perbandingan mol maka persamaan tersebut harus disetimbangkan terlebih dahulu menjadi: 2 H₂ + O₂ → 2 H₂O. Persamaan reaksi yang sudah setimbang ini mengandung arti bahwa 2 mol H₂ ≈ 2 mol H₂O. Pernyataan ini menjadi dasar penurunan faktor konversi. Untuk mengingat kembali dapat dilihat pernyataan pada Bab 1 sub-bab 1.6 bahwa **informasi yang dicari = informasi yang diberikan x faktor konversi**

$$\text{mol H}_2\text{O} = 4,62 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2} = 4,62 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Contoh 4-4

Berapa g H₂ harus direaksikan dengan O₂ berlebih supaya menghasilkan 83,16 g H₂O.

M_r: H₂O = 18 dan H₂ = 2

Masih digunakan persamaan reaksi yang sama yaitu: 2 H₂ + O₂ → 2 H₂O

Pada soal ini jumlah yang tidak diketahui adalah salah satu reaktan (H₂), bukan produk. Selain itu informasi yang dicari adalah **gram** bukan mol. Telah diketahui bahwa koefisien reaksi adalah perbandingan mol, oleh karena itu massa H₂O harus dikonversi terlebih dahulu menjadi mol. Dengan menggunakan faktor konversi perbandingan mol, dapat dicari mol O₂. Kemudian konversikan hasil mol O₂ tersebut menjadi massa O₂ seperti yang diminta. Proses perhitungan ini dapat digambarkan sebagai berikut: g H₂O → mol H₂O → mol H₂ → g H₂

Perhitungan dapat dilakukan secara bertahap dengan menghitung masing-masing secara terpisah.

$$\text{mol H}_2\text{O} = \frac{83,16 \text{ g H}_2\text{O}}{18 \text{ g/mol H}_2\text{O}} = 4,62 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\text{mol H}_2 = \frac{2 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} \times 4,62 \text{ mol H}_2\text{O} = 4,62 \text{ mol H}_2$$

$$\text{g H}_2 = 4,62 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 9,24 \text{ g H}_2$$

Perhitungan dapat juga dilakukan secara sekaligus

$$g \text{ H}_2 = 83,16 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 9,24 \text{ g H}_2$$

$$\begin{array}{ccccccc} \downarrow & & \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ \text{g H}_2\text{O} & \rightarrow & \text{mol H}_2\text{O} & \rightarrow & \text{mol H}_2 & \rightarrow & \text{g H}_2 \end{array}$$

Contoh 4-5

Hitung massa dari $\text{O}_{2(g)}$ yang diperlukan untuk membakar secara sempurna 9,24 g H_2 .

M_r : $\text{H}_2 = 2$, $\text{O}_2 = 32$.

Disini dicari hubungan antara dua reaktan, bukan antara reaktan dan produk, akan tetapi faktor konversi (faktor stoikiometri) masih diturunkan dari persamaan kimia. Perhitungan dapat dilakukan secara bertahap dengan menghitung masing-masing secara terpisah.

$$\text{mol H}_2 = \frac{9,24 \text{ g H}_2}{2 \text{ g/mol H}_2} = 4,62 \text{ mol H}_2$$

$$\text{mol O}_2 = \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2} \times 4,62 \text{ mol H}_2 = 2,31 \text{ mol O}_2$$

$$\text{g O}_2 = 2,31 \text{ mol O}_2 \times \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 73,92 \text{ g O}_2$$

Perhitungan dapat juga dilakukan secara sekaligus.

$$\text{g O}_2 = 9,24 \text{ g H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2} \times \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 73,92 \text{ g O}_2$$

Contoh 4-6

Sepotong tembaga (Cu) murni dengan volume $1,2 \text{ cm}^3$ direaksikan dengan $\text{HCl}_{(aq)}$ pekat berlebihan. Hitung massa H_2 yang dihasilkan (densitas $\text{Cu} = 8,96 \text{ g/cm}^3$, $A_r \text{ Cu} = 63,5$).



Tahap 1. Gunakan densitas untuk merubah volume ke massa.

$$g \text{ Cu} = 1,2 \text{ cm}^3 \text{ Cu} \times \frac{8,96 \text{ g Cu}}{1 \text{ cm}^3 \text{ Cu}} = 10,75 \text{ g Cu}$$

Tahap 2. Nyatakan jumlah Cu pada Tahap 1 dalam mol ($A_r \text{ Cu} = 63,5$).

$$\text{mol Cu} = 10,75 \text{ g Cu} \times \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} = 0,17 \text{ mol Cu}$$

Tahap 3. Gunakan faktor stoikiometri dari persamaan kimia untuk menentukan jumlah H_2 yang akan dihasilkan.

$$\text{mol H}_2 = 0,17 \text{ mol Cu} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Cu}} = 0,17 \text{ mol H}_2$$

Tahap 4. Merubah jumlah H_2 dari Tahap 3 menjadi massa dalam gram.

$$g \text{ H}_2 = 0,17 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,34 \text{ g H}_2$$

Contoh 4-7

Campuran logam yang digunakan dalam pembuatan badan pesawat terbang terdiri atas 93,7% Al dan 6,3% Cu. Apabila campuran logam tersebut direaksikan dengan $\text{HCl}_{(aq)}$, maka diasumsikan bahwa semua Al akan bereaksi, akan tetapi Cu tidak bereaksi. Hitung massa campuran logam yang diperlukan untuk menghasilkan 10 g H_2 (A_r : H = 1, Al = 27).



Reaktan yang jumlahnya dicari tidak murni akan tetapi dalam bentuk campuran. Oleh karena itu pada tahap akhir diperlukan faktor konversi berdasarkan persen komposisi dari campuran logam.

Tahap 1. Tentukan H_2 yang dihasilkan dalam jumlah mol.

$$\text{mol H}_2 = 10 \text{ g H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} = 5 \text{ mol H}_2$$

Tahap 2. Merubah mol H_2 menjadi mol Al dengan menggunakan faktor dari persamaan reaksi.

$$\text{mol Al} = 5 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol H}_2} = 3,33 \text{ mol Al}$$

Tahap 3. Nyatakan jumlah massa Al dalam gram.

$$\text{g Al} = 3,33 \text{ mol Al} \times \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 89,91 \text{ g Al}$$

Tahap 4. Kalau Al murni, maka jumlah yang diperlukan adalah 89,91 g, akan tetapi campuran logam hanya mengandung 93,7% Al. Artinya, massa campuran logam yang diperlukan lebih besar dari pada 89,91 g.

$$\text{g campuran logam} = 89,91 \text{ g Al} \times \frac{100 \text{ g campuran logam}}{93,7 \text{ g Al}} = 95,96 \text{ g campuran logam}$$

Latihan 4-3

Suatu larutan asam hidroklorik mengandung 28% HCl (% massa), dan memiliki densitas 1,14 g/cm³. Hitung volume larutan ini yang diperlukan untuk melarutkan 6,75 g Al (Masih digunakan persamaan dan data yang sama dengan Contoh 4-7).

Ketika melakukan perhitungan stoikiometri berdasarkan persamaan kimia, apakah massa molar juga harus dikalikan dengan koefisien stoikiometri
Jawabannya adalah tidak!

4-3 Pengantar ke Larutan

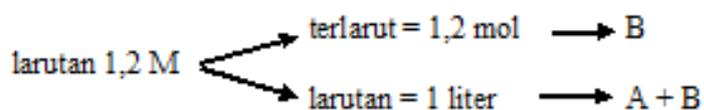
Reaksi kimia banyak dilakukan dalam larutan, karena dalam larutan biasanya senyawa akan terurai menjadi ion, dan pada umumnya reaksi kimia lebih mudah terjadi apabila reaktan yang terlibat dalam bentuk ion. Oleh karena itu terlebih dahulu perlu dipahami tentang larutan. Pada bab ini akan dibahas larutan yang hanya terdiri atas **dua komponen** atau yang biasa dikenal sebagai larutan biner. Salah satu komponen disebut **pelarut** dan komponen lainnya disebut **terlarut**. **Pelarut** menentukan apakah larutan berada dalam bentuk padat, cair, atau gas dan biasanya adalah komponen yang berada dalam **jumlah yang lebih besar** dari terlarut. Terlarut adalah komponen yang larut di dalam pelarut. Sebagai contoh, NaCl_(aq), menunjukkan suatu larutan dimana air sebagai pelarut dan NaCl sebagai terlarut. Pelarut tidak harus selalu air, senyawa lain dapat juga menjadi pelarut, yang pasti pelarut jumlahnya lebih besar dari terlarut. Sebagai contoh, apabila 10 ml air dicampur dengan 100 ml alkohol, maka yang bertindak

sebagai pelarut adalah alkohol dan terlarut adalah air. Bensin tidak mengandung air, akan tetapi bensin adalah larutan yang terdiri atas beberapa komponen. Karena jumlah zat terlarut dalam suatu larutan dapat bervariasi, maka perlu ditetapkan komposisi yang pasti dari larutan. Salah satu cara menyatakan komposisi larutan adalah dengan **molaritas**.

Molaritas. Molaritas, diberi notasi M, adalah komposisi atau konsentrasi suatu larutan yang dinyatakan sebagai **jumlah mol zat terlarut per liter larutan**.

$$\text{molaritas (M)} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{L larutan}}$$

Kalau pelarut diberi notasi A dan zat terlarut diberi notasi B, maka larutan adalah pelarut ditambah dengan terlarut, atau A+B. Sebagai contoh, suatu larutan mempunyai molaritas 1,2 M artinya



Kalau 0,65 mol kalium permanganat, KMnO_4 , dilarutkan dalam air membentuk 1 liter larutan, maka molaritas larutan adalah

$$\frac{0,65 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ L larutan}} = 0,65 \text{ M KMnO}_4$$

Larutan ini juga disebut sebagai larutan '0,65 **molar**'. Tentu saja jumlah molar tidak dapat dihitung secara langsung, harus terkait dengan pengukuran lain, biasanya massa atau volume.

Contoh 4-8

40 cm^3 metanol, CH_3OH , dengan densitas 0,792 g/cm^3 dan massa molar 32, dilarutkan dalam air membentuk 300 mL larutan. Hitung molaritas CH_3OH dalam larutan.

Definisi molaritas adalah mol zat terlarut dalam satu liter larutan. Dalam hal ini zat terlarut adalah metanol, maka harus dihitung terlebih dahulu jumlah mol dari metanol yang terdapat dalam 40 cm^3 metanol. Untuk itu diperlukan faktor konversi yang didasarkan pada densitas dan massa molar.

$$d = \frac{m}{v} \rightarrow m \text{ CH}_3\text{OH} = d_{\text{CH}_3\text{OH}} \times v_{\text{CH}_3\text{OH}}$$

$$m \text{ CH}_3\text{OH} = 0,792 \text{ g/cm}^3 \times 40 \text{ cm}^3 = 31,68 \text{ g}$$

$$\text{mol CH}_3\text{OH} = \frac{31,68 \text{ g CH}_3\text{OH}}{32 \text{ g/mol CH}_3\text{OH}} = 0,99 \text{ mol CH}_3\text{OH}$$

Sekarang gunakan definisi molaritas dengan terlebih dahulu melakukan konversi volume dari mL ke liter, dimana 300 mL adalah sama dengan 0,3 L.

$$\text{molaritas CH}_3\text{OH} = \frac{0,99 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{0,3 \text{ L larutan}} = 0,33 \text{ M}$$

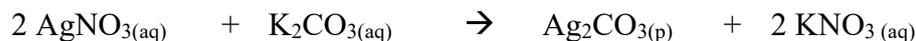
Perhitungan mol CH₃OH dapat juga diselesaikan secara langsung sebagai berikut

$$\text{mol CH}_3\text{OH} = 40 \text{ cm}^3 \text{ CH}_3\text{OH} \times \frac{0,792 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ cm}^3 \text{ CH}_3\text{OH}} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32 \text{ g CH}_3\text{OH}} = 0,99 \text{ mol CH}_3\text{OH}$$

$$\text{molaritas} = \frac{0,99 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{0,3 \text{ L larutan}} = 0,33 \text{ M CH}_3\text{OH}$$

Latihan 4-4

1. Kalium permanganat, KMnO₄, dengan massa molar 149, sering digunakan sebagai zat antiseptik. Hitung massa dari KMnO₄ yang diperlukan untuk membuat 200 mL larutan KMnO₄ 0,75 M.
2. 50 mL larutan AgNO₃ 0,18 M direaksikan dengan larutan K₂CO_{3(aq)} berlebih. Hitung massa dari Ag₂CO₃ yang akan mengendap. M_r Ag₂CO₃ = 276



Pengenceran larutan. Ketersediaan larutan seringkali tidak sesuai dengan konsentrasi yang dibutuhkan. Salah satu cara untuk menyediakan larutan dengan konsentrasi tertentu adalah dengan mengencerkan larutan yang sudah ada. Biasanya untuk mendapatkan larutan yang lebih encer, maka larutan dengan konsentrasi lebih tinggi (lebih pekat) ditambah dengan air. Prosedur ini seringkali digunakan di laboratorium, dimana yang disimpan adalah larutan dengan konsentrasi tinggi dan larutan lain disiapkan dengan mengencerkan larutan dengan konsentrasi tinggi tersebut. Prinsip yang harus dipegang dalam pengenceran adalah bahwa **semua zat terlarut yang ada di awal, larutan dengan konsentrasi yang tinggi, akan tetap ada dalam larutan akhir yang lebih encer.** Konsentrasi akhir dari larutan hasil pengenceran dapat dihitung dengan menggunakan definisi dari molaritas.

Kalau molaritas adalah mol terlarut dalam satu liter larutan, maka mol zat terlarut adalah sama dengan molaritas (M) x volume (V, dalam liter). Maka ketika suatu larutan **diencerkan**, jumlah **zat terlarut** akan **tetap**, baik pada larutan awal (aw) maupun pada larutan akhir (ak).

$$M_{aw} \times V_{aw} = \text{jumlah zat terlarut (mol)} = M_{ak} \times V_{ak} \text{ maka } M_{aw} \times V_{aw} = M_{ak} \times V_{ak}$$

Contoh 4-9

Hitung volume KMnO_4 0,5 M yang harus dilarutkan dalam air untuk membuat 500 mL larutan KMnO_4 0,2 M.

Dengan menggunakan rumus: $M_{aw} \times V_{aw} = M_{ak} \times V_{ak}$ diperoleh

$$V_{aw} = V_{ak} \times \frac{M_{ak}}{M_{aw}} = 500 \text{ mL} \times \frac{0,2 \text{ M}}{0,5 \text{ M}} = 200 \text{ mL}$$

Atau dapat juga diselesaikan dengan cara sebagai berikut

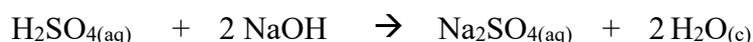
$$\text{mol KMnO}_4 = 0,5 \text{ L larutan} \times \frac{0,2 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ L larutan}} = 0,1 \text{ mol KMnO}_4$$

Karena mol KMnO_4 harus sama di larutan awal dan akhir, maka pertanyaannya adalah berapa volume dari KMnO_4 0,5 M yang harus diambil untuk membuat KMnO_4 0,2 M?

$$\text{volume larutan} = 0,1 \text{ mol KMnO}_4 \times \frac{1 \text{ L larutan}}{0,5 \text{ mol KMnO}_4} = 0,2 \text{ L} = 200 \text{ mL larutan}$$

Latihan 4-5

Elektrolit dalam baterai kendaraan bermotor adalah asam sulfat encer, $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$. Supaya baterai beroperasi paling efektif, maka asam sulfat encer ini harus mempunyai konsentrasi antara 4,8 M sampai 5,3 M. Kalau 12 mL asam sulfat perlu 34 mL NaOH 0,86 M dalam reaksi netralisasi, apakah nilai konsentrasi asam sulfat berada pada daerah operasi yang efektif?

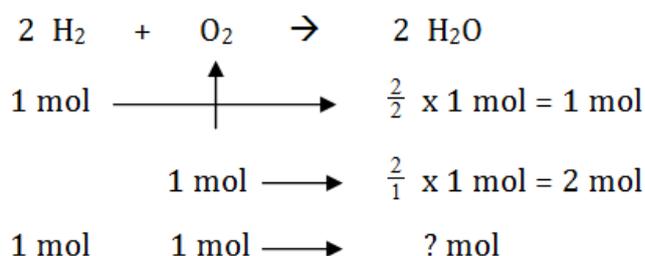


4-4 Menentukan Reagen Pembatas

Dalam reaksi kimia, tidak selalu seluruh reaktan habis bereaksi, kadang-kadang ada reaktan yang masih bersisa. Reaksi kimia dimana **semua reaktan habis terpakai** disebut reaktan berada dalam keadaan **proporsi stoikiometrik**. Keadaan ini seringkali diperlukan terutama dalam analisis kimia. Akan tetapi sebaliknya, pada proses pembuatan suatu senyawa tertentu, diinginkan merubah satu reaktan secara sempurna menjadi produk yang diinginkan. Untuk menjamin terjadinya perubahan sempurna ini, maka digunakan reaktan-reaktan lain secara berlebih. Reaktan atau **reagen yang habis terpakai secara sempurna** ini sangat menentukan produk yang dihasilkan, dan disebut **reagen pembatas**. Selama ini selalu disebutkan mana reagen yang berlebih, akan tetapi ada kalanya tidak ada petunjuknya, sehingga harus dicari sendiri mana yang menjadi reagen pembatas. Sebagai contoh diambil reaksi antara hidrogen dan oksigen menjadi air sebagai berikut:



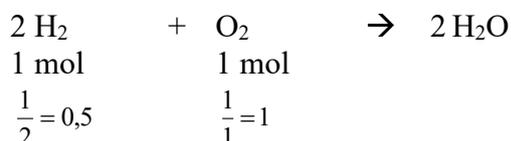
Kalau reaksi ini dimulai dengan **1 mol H₂** dan O₂ berlebih, maka akan dihasilkan $\frac{2}{2} \times 1 \text{ mol} =$ **1 mol H₂O**. Akan tetapi apabila dimulai dengan **1 mol O₂** dan H₂ berlebih, maka akan dihasilkan $\frac{2}{1} \times 1 \text{ mol} =$ **2 mol H₂O**. Perhatikan bahwa jumlah **reagen awal yang sama tidak selalu menjamin jumlah produk yang sama**, hal ini terjadi karena **koefisien stoikiometri yang berbeda**. Sekarang bagaimana menghitung produk yang dihasilkan apabila dimulai dengan sejumlah tertentu dari masing-masing reagen, mana reagen yang akan dijadikan dasar perhitungan produk. Misal berapa mol H₂O dihasilkan apabila dimulai dengan 1 mol H₂ dan 1 mol O₂ berdasarkan reaksi di atas. Karena masing-masing reagen tersebut akan menghasilkan jumlah H₂O yang berbeda, jadi mana yang akan digunakan sebagai dasar perhitungan untuk H₂O.



Dari penjelasan di atas diketahui bahwa produk yang dihasilkan ditentukan oleh reagen yang habis terpakai yang disebut sebagai reagen pembatas. Oleh karena itu, untuk menyelesaikan persoalan di atas harus ditetapkan terlebih dahulu senyawa mana yang merupakan reagen pembatas. **Reagen pembatas adalah reagen yang menghasilkan produk yang lebih sedikit.**

Pada reaksi kimia di atas dapat dilihat bahwa yang menghasilkan H₂O yang lebih sedikit adalah H₂ bukan O₂, maka H₂ ditetapkan sebagai reagen pembatas. Dengan demikian maka H₂O yang dihasilkan adalah 1 mol bukan 2 mol.

Cara lain untuk menetapkan reagen pembatas adalah dengan membagi mol yang diketahui dengan koefisien reaksinya. Senyawa yang angka hasil pembagiannya lebih kecil merupakan senyawa yang habis terpakai, dengan kata lain senyawa tersebut adalah reagen pembatas.



Angka hasil pembagian yang lebih kecil adalah 0,5 maka reagen pembatas adalah H₂.

Cara manapun yang dipilih, dengan menghitung produk yang dihasilkan atau dengan membagi reaktan dengan koefisien reaksi, pasti akan menghasilkan reagen pembatas yang sama

Contoh 4-10

Fosfor triklorida, PCl₃, dihasilkan berdasarkan reaksi: $\text{P}_4 + 6 \text{Cl}_2 \rightarrow 4 \text{PCl}_3$

Apabila 1 kg P₄ direaksikan dengan 1 kg Cl₂, berapa g PCl₃ yang dihasilkan.

M_r: P₄ = 124 , Cl₂ = 71 , PCl₃ = 137,5.

Seperti telah diketahui bahwa koefisien reaksi adalah perbandingan mol, maka data jumlah dalam kg harus diubah menjadi g kemudian diubah menjadi mol. Sesudah itu, harus ditetapkan terlebih dahulu reaktan mana yang menjadi pembatas, dengan cara menghitung produk yang dihasilkan. Senyawa yang menghasilkan produk yang terkecil adalah reaktan pembatas. Cara lain adalah dengan membagi mol reagen dengan koefisien reaksi. Senyawa dimana hasil pembagiannya paling kecil adalah reagen pembatas.

Cara 1. Mencari reaktan yang menghasilkan produk terkecil.

$$\text{mol P}_4 = 1000 \text{ g P}_4 \times \frac{1 \text{ mol P}_4}{124 \text{ g P}_4} = 8,06 \text{ mol P}_4$$

$$\text{mol Cl}_2 = 1000 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71 \text{ g Cl}_2} = 14,08 \text{ mol Cl}_2$$

Kalau P₄ sebagai reagen pembatas: $\text{mol PCl}_3 = 8,06 \text{ mol P}_4 \times \frac{4 \text{ mol PCl}_3}{1 \text{ mol P}_4} = 32,24 \text{ mol PCl}_3$

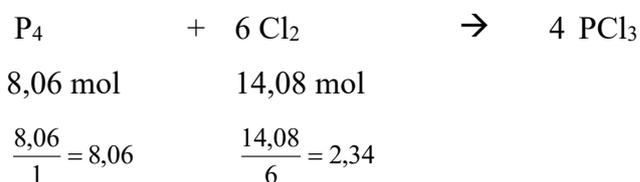
Kalau Cl₂ sebagai reagen pembatas: $\text{mol PCl}_3 = 14,08 \text{ mol Cl}_2 \times \frac{4 \text{ mol PCl}_3}{6 \text{ mol Cl}_2} = 9,39 \text{ mol PCl}_3$

Dari hasil perhitungan di atas dapat dilihat bahwa PCl₃ yang terkecil adalah 9,39 mol dan ini dihasilkan oleh senyawa Cl₂, maka reagen pembatas adalah Cl₂. Dengan demikian senyawa Cl₂ menjadi dasar perhitungan untuk menentukan produk PCl₃. Maka PCl₃ yang dihasilkan adalah 9,39 mol, dan hasil ini harus dikonversi menjadi g seperti yang diminta dengan menggunakan faktor konversi dari mol ke g.

$$\text{g PCl}_3 = 9,39 \text{ mol PCl}_3 \times \frac{137,5 \text{ g PCl}_3}{1 \text{ mol PCl}_3} = 1291,13 \text{ g PCl}_3$$

Perhatikan, bahwa reagen atau produk dengan mol awal yang terkecil tidak selalu merupakan reagen pembatas

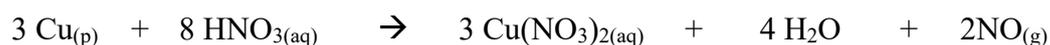
Cara 2. Membagi mol reaktan dengan koefisien reaksi



Angka hasil pembagian yang lebih kecil adalah 2,34, dan angka ini dihasilkan oleh Cl₂, maka reagen pembatas adalah Cl₂.

Latihan 4-6

1. Reaksi pembuatan rayon dari bubur kayu adalah sebagai berikut:



Apabila reaksi dimulai dengan 0,5 mol Cu dan 48 g HNO₃ (M_r HNO₃ = 63).

- Tentukan senyawa mana yang menjadi reagen pembatas.
 - Berapa mol Cu(NO₃)₂ yang dihasilkan.
 - Berapa g NO yang dihasilkan (M_r NO = 30).
 - Berapa buah molekul H₂O yang dihasilkan (Tetapan Avogadro = 6,02 x 10²³).
2. Posporil khlorida, POCl₃, digunakan dalam pembuatan aditif gasolin dan cairan hidrolik. Salah satu reaksi pembuatan POCl₃ adalah sebagai berikut



Apabila reaksi ini dimulai masing-masing dengan 1 kg PCl_3 , 1 kg Cl_2 , dan 1 kg P_4O_{10} , berapa kg POCl_3 yang dihasilkan.

M_r : $\text{PCl}_3=137,5$, $\text{Cl}_2=71$, $\text{P}_4\text{O}_{10} = 284$, $\text{POCl}_3=153,5$

4-5 Reaksi Bersamaan dan Berurutan

Di laboratorium kimia dan di pabrik industri, dua atau lebih reaksi mungkin diperlukan untuk memperoleh hasil yang diinginkan. Pada beberapa kasus, reaksi dapat terjadi pada saat yang **bersamaan** (simultan), dan pada beberapa kasus lainnya, reaksi dapat terjadi secara **berurutan**. Secara bersamaan artinya ada lebih dari satu reaktan yang bereaksi pada saat yang sama seperti pada Contoh 4-11, sedangkan secara berurutan artinya ada produk dari reaksi pertama yang akan digunakan untuk reaksi berikutnya seperti pada Contoh 4-12.

Contoh 4-11

Ada dua jenis aloy magnalium, yaitu A (campuran dari 90% Al dan 10% Mg) dan B (campuran dari 70% Al dan 30% Mg). Untuk membedakan kedua aloy ini, 0,71 g aloy direaksikan dengan $\text{HCl}_{(aq)}$ berlebih dan dihasilkan 0,0734 g H_2 . Aloy tersebut A atau B?

A_r : Al = 27 , Mg = 24 , H = 1



Pendekatan yang paling sederhana adalah dengan menghitung massa H_2 yang akan dihasilkan oleh 0,71 g masing-masing aloy dan membandingkan hasilnya dengan massa terukur dari H_2 yaitu 0,0734 g. Yang menghasilkan 0,0734 g H_2 merupakan aloy yang dimaksud.

Aloy A

Tahap 1. Gunakan persen komposisi untuk menentukan massa masing-masing logam dalam aloy A.

$$g \text{ Al} = \frac{90}{100} \times 0,71 \text{ g} = 0,639 \text{ g Al}$$

$$g \text{ Mg} = \frac{10}{100} \times 0,71 \text{ g} = 0,071 \text{ g Mg}$$

Tahap 2. Gunakan massa molar untuk merubah dari massa ke jumlah mol dari masing-masing logam.

$$\text{mol Al} = \frac{0,639 \text{ g Al}}{27 \text{ g/mol Al}} = 0,02367 \text{ mol Al}$$

$$\text{mol Mg} = \frac{0,071 \text{ g Mg}}{24 \text{ g/mol Mg}} = 0,002958 \text{ mol Mg}$$

Tahap 3. Tentukan jumlah mol H₂ yang dihasilkan oleh masing-masing logam.

$$\text{mol H}_2 \text{ (dari Al)} = 0,02367 \text{ mol Al} \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} = 0,03551 \text{ mol H}_2$$

$$\text{mol H}_2 \text{ (dari Mg)} = 0,002958 \text{ mol Mg} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Mg}} = 0,002958 \text{ mol H}_2$$

Tahap 4. Tentukan jumlah mol H₂ total dari kedua logam.

Jumlah mol total H₂ = 0,03551 + 0,002958 = 0,03847 mol H₂. Jadi massanya adalah:

$$g \text{ H}_2 = 0,03847 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,07694 \text{ g H}_2$$

Aloy B

Tahap 1. Gunakan persen komposisi untuk menentukan massa masing-masing logam dalam aloy B.

$$g \text{ Al} = \frac{70}{100} \times 0,71 \text{ g} = 0,497 \text{ g Al}$$

$$g \text{ Mg} = \frac{30}{100} \times 0,71 \text{ g} = 0,213 \text{ g Mg}$$

Tahap 2. Gunakan massa molar untuk merubah dari massa ke jumlah mol dari masing-masing logam.

$$\text{mol Al} = \frac{0,497 \text{ g Al}}{27 \text{ g/mol Al}} = 0,0184 \text{ mol Al}$$

$$\text{mol Mg} = \frac{0,213 \text{ g Mg}}{24 \text{ g/mol Mg}} = 0,00877 \text{ mol Mg}$$

Tahap 3. Tentukan jumlah mol H₂ yang dihasilkan oleh masing-masing logam.

$$\text{mol H}_2 \text{ (dari Al)} = 0,0184 \text{ mol Al} \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} = 0,0276 \text{ mol H}_2$$

$$\text{mol H}_2 \text{ (dari Mg)} = 0,00877 \text{ mol Mg} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Mg}} = 0,00877 \text{ mol H}_2$$

Tahap 4. Tentukan jumlah mol H₂ total dari kedua logam.

Jumlah mol total H₂ = 0,0276 + 0,00877 = 0,0364 mol H₂. Jadi massanya adalah:

$$\text{g H}_2 = 0,0364 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,0734 \text{ g H}_2$$

Yang menghasilkan H₂ sebesar 0,0734 gram adalah aloy B, maka aloy tersebut adalah aloy B.

Latihan 4-7

Berapa gram HCl diperlukan untuk melarutkan 387 g campuran yang terdiri atas 32,8% MgCO₃ dan 67,2% Mg(OH)₂ (% massa).



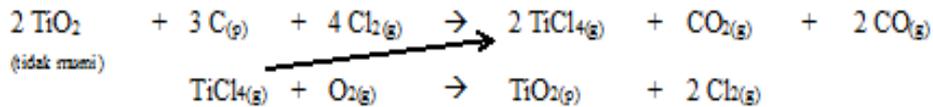
Contoh 4-12

Titanium dioksida, TiO₂, adalah pigmen putih yang paling banyak digunakan dalam cat. Akan tetapi, sebelum dapat digunakan, TiO₂ yang ditemukan secara alamiah harus dibebaskan dari ketidakmurnian yang berwarna. Salah satu proses pemurnian adalah dengan merubah TiO_{2(p)}

yang tidak murni menjadi $\text{TiCl}_{4(g)}$, dan kemudian dirubah kembali menjadi $\text{TiO}_{2(p)}$ murni.

Berapa gram karbon diperlukan untuk menghasilkan 1 kg $\text{TiO}_{2(p)}$ murni pada proses ini?

$M_r \text{TiO}_2 = 80$, $A_r \text{C} = 12$



Tahap 1. Tentukan mol TiCl_4 yang harus terurai pada reaksi kedua untuk menghasilkan 1 kg (1000 g) $\text{TiO}_{2(p)}$.

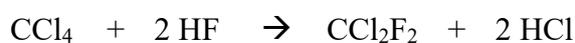
$$\text{mol TiCl}_4 = 1000 \text{ g TiO}_2 \times \frac{1 \text{ mol TiO}_2}{80 \text{ g TiO}_2} \times \frac{1 \text{ mol TiCl}_4}{1 \text{ mol TiO}_2} = 12,5 \text{ mol TiCl}_4$$

Tahap 2. Tentukan massa karbon yang diperlukan untuk menghasilkan 12,5 mol TiCl_4 pada reaksi pertama.

$$\text{g C} = 12,5 \text{ mol TiCl}_4 \times \frac{3 \text{ mol C}}{2 \text{ mol TiCl}_4} \times \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 225 \text{ g C}$$

Latihan 4-8

CCl_2F_2 , digunakan secara luas untuk pendingin, dapat dibuat berdasarkan reaksi



Berapa mol Cl_2 harus digunakan untuk menghasilkan 76,2 mol CCl_2F_2 ?
