

Chapitre 1. Suite stoechiométrie et théorie atomique, exercices 1.11 à 1.17

1.11 On mélange des masses égales de zinc métallique et de l'iode et l'on transforme complètement ce dernier en ZnI_2 . Quelle est la fraction pondérale du Zn qui n'a pas réagi ?

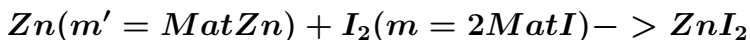
Solution

Pour une transformation complète, il faut que le zinc et l'iode soient dans un rapport molaire de 1 à 2, donc par exemple que l'on ait une masse atomique de zinc réagissant avec la masse moléculaire de diiode. Or on nous donne deux masses identiques pour l'expérience et on nous demande la fraction de pondérale du zinc n'ayant pas réagi. Cela signifie qu'il y a excès de zinc et que tout le diiode a réagi. Prenons pour masses références la masse moléculaire du diiode qui va se transformer complètement, l'excès de masse de zinc est alors la différence entre cette même masse prise pour le zinc et la masse atomique de zinc réagissant complètement, on obtient la fraction pondérale par division de cet excès par la masse référence.

Exemple de masses références, masses employées (dans la réalité une fraction, la masse molaire est très grande, mais en raison des règles de proportionnalité, pour les calculs cette méthode est plus simple) :



Masses exactes nécessaires à la transformation complète eu ZnI_2

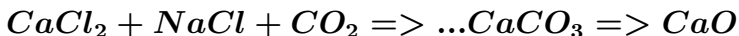


La fraction pondérale inerte : Excès de zinc / masse référence

$$M_{exc} = m - m' = 2 * MatI - MatZn = 2 * 126.9[g] - 65.37[g] \text{ fr} = \frac{m - m'}{m} = 0.742 = \underline{74.2\%}$$

1.12 On traite 4.22g d'un mélange de $CaCl_2$ et de $NaCl$ de façon à précipiter tout le calcium sous forme de $CaCO_3$, que l'on convertit ensuite en CaO par chauffage. Si la masse finale de CaO est de 0.959g, quel est le pourcentage en masse de $CaCl_2$ dans le mélange initial ?

Solution



Tout le calcium est transformé au cours des différentes réactions en CaO , la quantité de molécules contenant le calcium est égale à la quantité de calcium. La masse de CaO donnée nous permet de calculer le nombre de moles de calcium dans le composé de départ et ainsi la masse de son chlorure et son pourcentage.

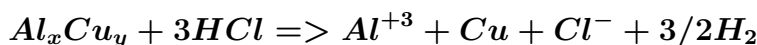
$$nCa = nCaO = \frac{mCaO}{MmolCaO} = \frac{0.959[g]}{40.08[g/mole] + 15.9994[g/mole]} = 0.0171[mole] = nCaCl_2$$

$$mCaCl_2 = nCaCl_2 * MmolCaCl_2 = 0.0171[mole] * (40.08 + 2 * 35.453)[g/mole] = 1.898g$$
$$\underline{fr_{CaCl_2}} = \frac{1.898[g]}{4.22[g]} = \underline{45\%}$$

1.13 On traite un alliage d'aluminium et de cuivre avec une solution aqueuse de HCl. L'aluminium se dissout d'après la réaction $Al + 3H^+ \rightarrow Al^{+3} + 3/2H_2$, mais le cuivre demeure sous la forme métallique. Un échantillon de 0.350g de l'alliage donne 415 cm³ de H₂ mesuré à 273.1 °K et à la pression de 1 atm. Quel est le pourcentage en masse de Al dans l'alliage ?

Solution

Le volume d'hydrogène obtenu au TPN nous permet de calculer la quantité produite de dihydrogène. Or il faut 3 atomes d'hydrogènes pour oxyder un atome d'aluminium, donc la quantité d'aluminium est le tiers de l'atome d'hydrogène ou le 2/3 du dihydrogène. Connaissant la masse atomique de l'aluminium, on peut calculer sa masse et ainsi sa fraction dans l'alliage.



$$nAl = \frac{2}{3}nH_2 = \frac{2}{3} * \frac{0.415[L]}{22.4[L/mole]} = 0.01235[moles] \Rightarrow$$

$$mAl = 0.01235[mole] * 26.98[g/mole] = 0.333[g] \Rightarrow fr = \frac{0.3332}{0.350} = \underline{95.2\%}$$

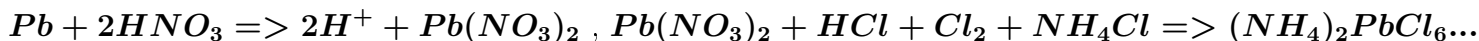
On peut également déterminer la formule brute de l'alliage en procédant comme dans les exercices précédents :

$$\frac{x}{y} = \frac{nAl}{nCu} = \frac{\frac{mAl}{MatAl}}{\frac{mCu}{MatCu}} = \frac{\frac{0.3332}{26.98}}{\frac{0.35-0.3332}{63.54}} = 46.8 \approx \frac{234}{5} \Rightarrow \text{formule de l'alliage} \approx \underline{Al_{234}Cu_5}$$

1.14 On dissout dans de l'acide nitrique 2.07g de plomb et l'on obtient une solution de nitrate de plomb. Cette solution, traitée avec de l'acide chlorhydrique, du chlore gazeux et du chlorure d'ammonium, donne un précipité d'hexachloroplombate d'ammonium, $(NH_4)_2PbCl_6$. Quel est la masse maximale de ce produit qui peut être obtenu à partir de la quantité initiale de plomb ?

Solution

Il n'est pas nécessaire de connaître les quantités de toutes les molécules dans des proportions exactes et d'équilibrer les équations (chapitre 3) pour résoudre le problème ici. Le plomb est de toute manière d'indice 1 dans tous les composés, donc de même les molécules qui le contiennent. Si la réaction est complète, c'est-à-dire que les autres molécules intervenant dans la réaction sont en quantité suffisante, on obtient la quantité maximale d'hexachloroplombate. On procède comme pour les exercices précédents :



$$n(NH_4)_2PbCl_6 = nPb(NO_3)_2 = nPb = \frac{2.07[g]}{207.19[g/mole]} = 0.00999[moles] \Rightarrow$$

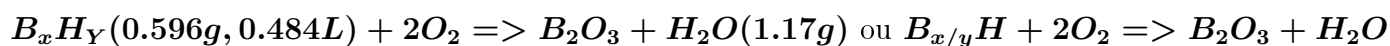
$$\underline{m(NH_4)_2PbCl_6} = n(NH_4)_2PbCl_6 * M(NH_4)_2PbCl_6 =$$

$$0.00999[moles] * (8 * 1.008 + 2 * 14.007 + 207.19 + 6 * 35.453)[g/moles] = \underline{4.55[g]}$$

1.15 Un échantillon de 0.596g d'un composé gazeux ne contenant que du bore et de l'hydrogène occupe un volume de 484 cm³ à 273.1 °K et à la pression de 1 atm. Après avoir enflammé le composé dans un excès d'oxygène, on retrouve tout l'hydrogène sous forme de 1.17g de H₂O, et tout le bore sous forme de B₂O₃. Quels sont la formule brute, la formule moléculaire et la masse moléculaire du composé bore-hydrogène ? Quel est la masse de B₂O₃ produit par combustion ?

Solution

Le volume du composé gazeux à TPN nous permet de calculer sa quantité, et sa masse nous permet alors de déterminer sa masse moléculaire. La masse d'eau obtenue nous permet de trouver la quantité d'eau produite qui est aussi la moitié en quantité d'atome d'hydrogène, quantité qui est donc également celle de l'hydrogène dans les réactifs. Elle permet aussi de déterminer la masse de Bore du réactif qui est la différence entre la masse totale et celle d'hydrogène. Posons que la quantité de bore dans le réactif correspond à l'unité, de la même manière qu'on a procédé dans les premiers exercices. On considère la formule brute sous la forme suivante B_{x/y} O_{y/y} c-à-d B_{x/y} O. Le volume et la masse du composé étant donné, on connaît sa quantité.



$$n_{B_{x/y}H} = \frac{0.484[L]}{22.4[g/L]} = 0.021607[moles] \quad M_{mol}B_{x/y}H = \frac{m_{B_{x/y}H}}{n_{B_{x/y}H}} = \frac{0.596}{0.0216} = 27.58[g/moles]$$

$$n_H = 2 * n_{H_2O} = 2 * \frac{1.17[g]}{2 * 1.008 + 15.9994[g/mole]} = 0.1299[moles]$$

$$m_H = n_H * M_{at}H = 0.13093[g] \Rightarrow m_B = M_{B_{x/y}H} - m_H = 0.596[g] - 0.13093[g] = 0.465[g]$$

$$n_B = \frac{m_B}{M_{at}B} = \frac{0.465[g]}{10.81[g/mole]} = 0.043[moles]$$

$$\frac{1}{x/y} = \frac{n_H}{n_B} = \frac{0.1299}{0.043} = 3.019 \approx 3 = \frac{y}{x}$$

La formule brute est donc BH₃. Comme on trouve 2 atomes de bore dans les produits ;

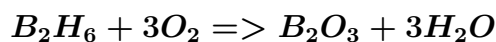
la formule moléculaire est nécessairement B₂H₆. Ce qu'on peut d'ailleurs démontrer ; avec la masse moléculaire calculée du composé au réactif, on peut déduire la masse de bore et son indice :

$$M_{mol}B = M_{B_{x/y}H} - 6 * M_{at}H = 27.5835 - 6.048 = 21.53[g/mole] = 2 * M_{at}B(10.81[g/mole])$$

La masse moléculaire du composé a été trouvé ci-haut, elle est de : 27.58[g/moles]. La quantité du composé gazeux est la même que celle de l'oxyde de bore, le bore ne se trouve que dans les deux composés, on peut alors simplement obtenir la masse de l'oxyde :

$$M_{B_2O_3} = n_{B_2O_3} * M_{mol}B_2O_3 = n_{B_2H_6} * M_{mol}B_2O_3 = 0.021607[moles] * (2 * 10.81 + 3 * 15.9994)[g/mole] = 1.5[g]$$

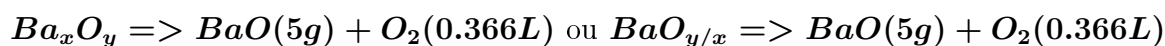
L'Equation équilibrée est finalement la suivante :



1.16 Par chauffage poussé d'un échantillon d'un oxyde de baryum inconnu on obtient 5g de BaO pur et 0.366 L d'oxygène à 273.1°K et à 1 atm. Quelle est la formule brute de l'oxyde inconnu ? Quel était la masse initiale de l'oxyde ?

Solution

On procède comme dans les exercices précédents. On pose que l'oxyde a pour formule Ba Oy/x avec l'unité pour le baryum. Connaissant la masse de BaO dont le baryum est de même indice 1, on détermine sa quantité qui est la même que dans le réactif quelque soit son indice, càd sous sa forme monoatomique ou de combinaison polyatomique, la quantité d'atome étant conservée. On obtient également aisément la quantité d'oxygène qui est la même que dans le réactif. On a alors également la quantité totale d'oxygène. Il suffit ensuite de poser la règle de proportionnalité pour trouver la proportion de nombre entier entre les deux atomes dans la formule du réactif.



$$nBaO_{y/x} = nBaO = \frac{mBaO}{MmolBaO} = \frac{5}{137.34 + 15.9994} = 0.03261[moles]$$

$$nO_2 = \frac{0.366[L]}{22.4[L/mole]} = 0.01634[moles] \text{ et } nO_{BaO} = nBaO * MatO = 0.03286[moles]$$

$$nO_{BaO_{y/x}} = nO_2 + nO_{BaO} = 0.01634[moles] + 0.03286[moles] = 0.492[moles]$$

$$\frac{1}{y/x} = \frac{0.0326}{0.492} = 0.6626 \cong \frac{2}{3} = \frac{x}{y}$$

La formule brute est donc Ba2O3 . Comme chaque molécule contient deux atomes de baryum, contre un dans le produit, il y a deux fois moins de baryum ou sa quantité est de moitié de celle du BaO, donc :

$$mBa_2O_3 = \frac{1}{2}nBaO * MmolBa_2O_3 = \frac{0.0326}{2} * (2 * 137.34 + 3 * 15.9994)[g] = 5.26[g]$$

On peut vérifier qu'il y a bien conservation de quantité, la différence de masse entre le réactif et BaO doit être égal à la masse d'oxygène que l'on peut calculer :

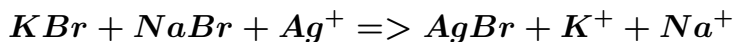
$$mO_2 = mBa_2O_3 - mBaO = 5.26[g] - 5[g] = 0.26[g] \text{ et } nO_2 = \frac{mO_2}{MatO} = 0.0163[moles]$$

On a bien la même quantité d'oxygène provenant de O2 calculée plus haut. L'Equation équilibrée est finalement la suivante (chapitre 3), elle permet également de vérifier que l'on obtient 1 O pour 1 Ba2O3 et que 0.25g d'O correspond à 0.0163 moles :



1.17 On traite 0.560g d'un mélange de KBr et de NaBr avec Ag^+ aqueux et tous les ions bromures se retrouvent sous la forme de 0.970 g de AgBr. Quelle est la fraction en masse de KBr dans l'échantillon.

Solution



Posons toutes les équations qui témoignent des relations quantitatives entre les composés :

$$(1) \text{ } m\text{KBr} + m\text{NaBr} = 0.56[\text{g}]$$

$$n\text{AgBr} = \frac{m\text{AgBr}}{M\text{molAgBr}} = \frac{0.97[\text{g}]}{(107.87 + 79.909)[\text{g}/\text{mole}]} = 0.0052[\text{moles}]$$

Comme tous les ions bromures sont sous forme d'AgBr, la quantité totale de Br dans les réactifs est celle de l'AgBr, on considère comme toujours que la transformation est complète. Les quantités des composés KBr et NaBr sont celle de Br.

$$(2) 0.0052[\text{moles}] = n\text{AgBr} = n\text{Br} = n\text{Br}_{\text{KBr}} + n\text{Br}_{\text{NaBr}} = \frac{m\text{KBr}}{M\text{molKBr}} + \frac{m\text{NaBr}}{M\text{molNaBr}}$$

On a donc deux équations à deux inconnues en masse qu'il suffit de résoudre pour obtenir les deux masses individuelles, puis de calculer la fraction de KBr :

$$\begin{cases} (1) m\text{KBr} + m\text{NaBr} = 0.56[\text{g}] \Rightarrow m\text{NaBr} = 0.56[\text{g}] - m\text{KBr} \\ (2) 0.0052[\text{moles}] = \frac{m\text{KBr}}{M\text{molKBr}} + \frac{m\text{NaBr}}{M\text{molNaBr}} = (1) > (2) = \frac{m\text{KBr}}{M\text{molKBr}} + \frac{0.56 - m\text{KBr}}{M\text{molNaBr}} \end{cases}$$

$$m\text{KBr} = \left(0.0052[\text{g}] - \frac{0.56}{M\text{molNaBr}} \right) * \frac{M\text{molNaBr} * M\text{molKBr}}{M\text{molNaBr} - M\text{molKBr}}$$

$$m\text{KBr} = \left(0.0052 - \frac{0.56}{22.9898 + 79.909} \right) * \frac{(22.9898 + 79.909) * (39.102 + 79.909)}{(22.9898 + 79.909) - (39.102 + 79.909)} [\text{g}] = 0.2106[\text{g}]$$

$$fr\text{KBr} = \frac{0.21}{0.56} = 37.6\%$$
