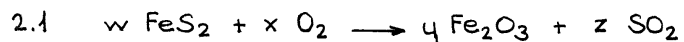


EXERCICES SERIE 2



bilan des atomes de Fe : $w = 2y$ (1)

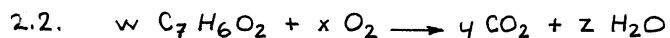
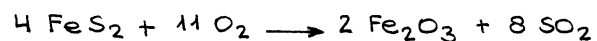
bilan des atomes de S : $z = 2w$ (2)

bilan des atomes d'O : $2x = 3y + 2z$ (3)

Par substitution de (1) dans (2), puis de (2) dans (3):

$w = 2y, z = 4y, 2x = 11y$

Les plus petits coefficients stoechiométriques sont obtenus pour $y = 2 \Rightarrow w = 4, z = 8, x = 11$



bilan des atomes de C : $y = 7w$ (1)

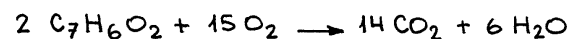
bilan des atomes d'H : $2z = 6w$ (2)

bilan des atomes d'O : $2w + 2x = 2y + z$ (3)

Par substitution de (1) dans (2), puis dans (3):

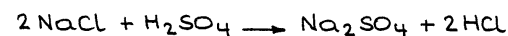
$y = 7w, z = 3w, 2w + 2x = 17w \Rightarrow 2x = 15w$

Les plus petits coefficients stoechiométriques entiers sont obtenus pour $w = 2 \Rightarrow x = 15, y = 14, z = 6$



2.3. Masse de HCl produite : $0.420 \cdot 1000 \text{ kg} = 420 \text{ kg}$

Equation équilibrée:



$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98.1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, M_{\text{HCl}} = 36.46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

2 moles HCl (72.92g) nécessitent 1 mole H_2SO_4 (98.1g)

Donc 420 kg HCl nécessitent $420'000 \text{ g} \cdot \frac{98.1 \text{ g}}{72.92 \text{ g}}$
 $= 565 \text{ kg } \text{H}_2\text{SO}_4$, soit $565/0.9 = \underline{627,8 \text{ kg de solution}}$.

2.4. Masse du film = volume du film x masse volumique du film

= surface x épaisseur x masse volumique

= $1 \text{ m} \times 2 \text{ m} \cdot 300 \cdot 6 \cdot 10^{-10} \text{ m} \cdot 10^6 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3}$

= 0.36 g

La formule-unités $(\text{CH}_3)_2\text{SiO}$ doit être utilisée ici au lieu de la formule moléculaire $[(\text{CH}_3)_2\text{SiO}]_n$.

$M_{(\text{CH}_3)_2\text{SiO}} = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, M_{(\text{CH}_3)_2\text{SiCl}_2} = 129 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

L'équation indique que 1 mole (129g) de $(\text{CH}_3)_2\text{SiCl}_2$ donne 1 mole-unités $(\text{CH}_3)_2\text{SiO}$ (74g). Donc 0.36g de $(\text{CH}_3)_2\text{SiO}$ nécessite

$0.36 \text{ g} \cdot \frac{129 \text{ g}}{74 \text{ g}} = \underline{0.63 \text{ g } (\text{CH}_3)_2\text{SiCl}_2}$

2.5. $n_{\text{KClO}} = n_{\text{Cl}_2}$

$n_{\text{KClO}_3} = 1/3 n_{\text{KClO}} = 1/3 n_{\text{Cl}_2}$

$n_{\text{KClO}_4} = 3/4 n_{\text{KClO}_3} = 3/4 (1/3 n_{\text{Cl}_2}) = 1/4 n_{\text{Cl}_2}$

$n_{\text{KClO}_4} = \frac{100 \text{ g}}{139 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0.720 \text{ mol}$

$n_{\text{Cl}_2} = 4 n_{\text{KClO}_4} = 4 \cdot 0.720 = 2.88 \text{ mol}$

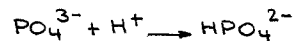
Masse de $\text{Cl}_2 = 2.88 \text{ mol} \cdot 71 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{204 \text{ g } \text{Cl}_2}$

2.6. Les masses équivalentes sont définies de telle sorte que des nombres égaux d'équivalents - grammes de deux substances réagissent exactement les uns avec les autres. Ceci est vrai pour la neutralisation acide-base parce que 1H^+ neutralise 1OH^- et pour l'oxydo-réduction parce que le nombre d'électrons perdus par l'agent réducteur est égal au nombre d'électrons gagnés par l'agent oxydant.

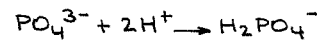
Ce principe permet de résoudre des problèmes comprenant des combinaisons de masses sans écrire l'équation équilibrée.

Masse molaire de $\text{K}_3\text{PO}_4 = 212.3 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{g}$

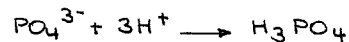
a) cette réaction fait intervenir 1 proton H^+ , donc
 $\text{m} \text{éq.} = M = \underline{212.3 \text{ g} \cdot \text{éq.}^{-1}}$



b) cette réaction fait intervenir 2 protons H^+ , donc
 $\text{m} \text{éq.} = \frac{1}{2} M = \underline{106.2 \text{ g} \cdot \text{éq.}^{-1}}$



c) cette réaction fait intervenir 3 protons H^+ , donc
 $\text{m} \text{éq.} = \frac{1}{3} M = \underline{70.8 \text{ g} \cdot \text{éq.}^{-1}}$



2.7. $1 \text{ éq. g. HCl} = 1 \text{ mol} = 36.46 \text{ g}$

$1 \text{ éq. g. Na}_2\text{CO}_3 = \frac{1}{2} \text{ mol} = \frac{1}{2} (105.99 \text{ g}) = 53.0 \text{ g}$

La masse équivalente est exprimée en $\text{g} \cdot \text{éq. g.}^{-1}$

(grammes par équivalent-grammes). Le nombre d'équivalents Na_2CO_3 doit être égal au nombre d'équivalents HCl.

2.7. (suite)

$$\text{Nombre d'éq. g. HCl} = \frac{4.89 \text{ g}}{36.46 \text{ g/éq. g.}} = 0.1341 \text{ éq. g.}$$

Par conséquent, 0.1341 éq. g. Na_2CO_3 sont nécessaires

$$\begin{aligned} \text{Masse de Na}_2\text{CO}_3 \text{ nécessaire} &= 0.1341 \text{ éq. g.} \times 53.00 \text{ g/éq. g.} \\ &= \underline{7.11 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \end{aligned}$$

2.8. Le nombre d'oxydation de Mn dans KMnO_4 est +7, dans MnCl_2 il est de +2. La variation du degré d'oxydation est de 5.

$$\begin{aligned} \text{Masse équivalente de KMnO}_4 &= \frac{M_{\text{KMnO}_4}}{\Delta \text{ nb. d'oxydation}} \\ &= \frac{158.04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{5 \text{ éq. g.} \cdot \text{mol}^{-1}} = \underline{31.61 \text{ g/éq. g.}} \end{aligned}$$

2.9. a) Le nombre d'oxydation de N dans HNO_3 est de +5 ; dans NO il est de +2. La variation du nombre d'oxydation est égale à 3.

$$\begin{aligned} \text{Masse équivalente de HNO}_3 &= \frac{M_{\text{HNO}_3}}{\Delta \text{ nb. d'oxydation}} \\ &= \frac{63.02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{3 \text{ éq. g.} \cdot \text{mol}^{-1}} = \underline{21.01 \text{ g/éq. g.}} \end{aligned}$$

b) Le nombre d'oxydation de Fe dans FeSO_4 est de +2 ; dans $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, il est +3. La variation du nb. d'oxydation est donc de 1.

$$\text{Masse équivalente de FeSO}_4 = M_{\text{FeSO}_4} = \underline{151.91 \text{ g/éq. g.}}$$