

Note sur un oxyde de fer tétrahydraté.

(Extrait des *Bulletins de l'Académie royale de Belgique*, 3^e sér., t. XXXV, n^o 5, 1898.)

J'ai été amené, à l'occasion du travail précédent, à étudier les conditions de formation des divers hydrates de fer; j'en ai produit un que je me permets de faire connaître, parce que je ne l'ai pas trouvé décrit.

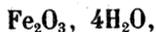
Si l'on précipite, à froid, une solution étendue de chlorure ferrique ou de sulfate ferrique par de l'ammoniaque et si l'on soumet à la dessiccation spontanée, à la température ordinaire, le volumineux précipité formé, après l'avoir lavé à fond, on obtient un corps vitreux, noir en masse, rouge par transparence sur les bords, qui se brise en cassures conchoïdes. La matière, ne perdant plus de poids après soixante-douze jours (il y en avait 45 grammes), a été analysée. Elle a donné

Fe ₂ O ₃	69.12
H ₂ O	30.88
	<hr/>
	100.00

Cinq mois après, j'ai trouvé

Fe ₂ O ₃	68.92
H ₂ O	31.08
	<hr/>
	100.00

Ces analyses concordent avec la formule



qui conduit à

Fe_2O_3	68.98
H_2O	31.02
		<hr/>
		100.00

Abandonné sous l'exsiccateur à acide sulfurique, cet hydrate perd de l'eau; après huit jours, il n'en contenait plus que 16.70 %:

Sa densité, à la température de 15°, est 2.456; d'où le volume moléculaire 95.19. Comme le volume moléculaire de $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ est 102.77, la compression ne peut décomposer l'hydrate; l'expérience confirme cette prévision.

Il résulte de ces lignes que les observations de Hampe (*Dammer*, t. III, p. 304), d'après lesquelles l'hydrate ferrique obtenu à la température ordinaire n'aurait pas une composition définie, ne se sont pas trouvées vérifiées.
