

Note sur un oxyde de fer tétrahydraté,

PAR M. W. SPRING.

J'ai été amené à l'occasion du travail précédent, à étudier les conditions de formation des divers hydrates de fer; j'en ai obtenu 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 cassons conchoïdes. La matière ne perdant plus de poids après 72 jours (il y en avait 43 gr.), 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: Fe₂ O₃ . 4 H₂ O qui conduit à:

Fe ₂ O ₃ . . .	68.98
H ₂ O . . .	31.02
	<hr/>
	100.00

Abandonné sous l'exsiccateur, cet hydrate perd de l'eau; après 8 jours il n'en contenait plus que 16.70 p. 100. Sa densité, à 15°, est 2.436; d'où le volume moléculaire 95.19. Comme le volume moléculaire de Fe₂ O₃ + 4 H₂ O est 102.77, la compression ne peut décomposer l'hydrate; l'expérience confirme le fait.

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 trouvés confirmés.