

Fe-4040

10

1908

VI-1112-

Fe⁺⁺⁺ (aq, Δ H)

Писаревский Л.

1a. J. Russ. Phys. Chem. Soc. 40, 367-76
(1908)

Circ. 500. W,

Est/F.
ЕСТЬ Ф. Н.

1912

VI-1107

Fe³⁺ (aq, Δ Ff)

Noyes A.A., Brann B.F.

1. J. Am. Chem. Soc., 34, 1016-27 (1912)

Est/F.
ECTB Q. M.

Ja

Circ. 500

1931

VI-1109

Fe⁺⁺⁺ (K)

Popott S., Fleharty V.B., Hanson E.L.

J. Am. Chem. Soc. 1931, 53, 1643-51.

"The determination from equilibrium data.
Ferricferrous electrode".

Est/F

ЕСТЬ Ф. М.

Ja

CA., 1931, 4462

Fe⁺⁺⁺

(K)

VI 1105

1932

Dawson H.M., Spivey E.

J. Chem. Soc. 1932, 1833-44

C.A., 1932, 5480

Ly

$$\text{Fe}^{+2}(\text{aq})$$

B9p-1048-VI

1932

Randall M., ~~et al.~~
Frandsen M.

(ΔH_f ; ΔF_f) J. Amer. Chem. Soc.,
1932, 54 47-54.

The Standard electrode potential of iron and the activity coefficient of ferrous chloride.

$$\Delta F(\text{Fe}^{+2}, a_H) = -20,310 \text{ kcal}$$

Fe³⁺, aq, (Δ Hf, Δ Ff), Fe(ClO₄)₃, 1933
Fleharty V.B. Fe₃C, (K, Δ Hf) VI-1106

1. J. Am. Chem. Soc. 55, 2646-9 (1933)

Est/F
ЕСТЬ Ф. И.

Circ. 500

W, Ja

V. 1500

1934

Bray W.C. and Hershey A.V.

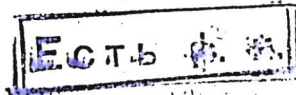
1. J. Am. Chem. Soc., 56, 1889 (1934)

Hg^{++} , FeOH^{++} , Fe^{3+} , FeCl^{2+} (ΔHaq)

Circ. 500

W.

Est. fotok.



1935

VI-1111

Fe ⁺⁺⁺ (K)

Schumb W.C., Sweetser S.B.

J. Am. Chem. Soc., 1935, 57, 871-4.

"Equilibrium of the reaction between
ferric ion and silver".

Est/ ECTB ϕ . K.

Ja

CA, 1935, 4245

1936

VI-1104

Fe⁺⁺⁺ (K)

Abel E., Schmid H., Pollak F.

Monatsh, 1936, 69, 125-43

"Kinetics of the oxidation of ferrous ion
by nitrous acid".

Est/ECTb O. K.

Ja

CA., 1937, 1283³

1937
VI-1110

Fe³⁺ (aq, Δ Ff)

Schumb W.C., Sherrill M.S.,
Sweetser S.B.

1. J.Am.Chem.Soc.59,2360-65(1937)

EST/F.

ЕСТЬ Ф. К.

Circ.500

Ja

1939

VI-3574

Feⁿ⁺ (Δ Hf)

Swings P, Edien B., Grandjean J.

1. Astrophys. J. 90, 378-86 (1939)

Est/F.
ECTB Q. H.

Circ. 500

J.

Fe^{+3}
(aq)

[cm. 25544]

1947

Evans M.W.,

United States Atomic.
Energy Commission,
MAAC-1206 August 27,
1947.

$\Delta_f H,$
S298

$\text{Fe}^{+2}(\text{aq})$

(Om. 25544)

1947

Evans M.W.,

United States Atomic.

Energy Commission,

MDAC-1206 August 27,

1947.

$\Delta_f H,$
5298;

1949
VI-1099

Fe²⁺ (D, H, I)

Evans M.G., Bavendale J.H., Uri N.

Trans. Faraday Soc., 1949, 45, 236-239.

Heat of the reaction between ferrous ions
and hydrogen peroxide in aqueous solution.6

ECTB Q. H.

W,

F

CA., 1949, 5658bc

1949

VI-1100

Ce^{4+} , Cr^{5+} (Δ Hf), Pu^{3+} ,
 PuO_2^{2+} , Pu^{4+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} (Δ H, S)

Evans M.V.

Natl. Nuclear Energy Ser., Div. 1V, 14B,
Transuranium Elements, 1949, Pt I, 282-94.

Heats and entropies of $\text{Pu}(\text{III})$, $\text{Pu}(\text{IV})$, and
 $\text{Pu}(\text{VI})$ in 0, % M perchloric acid at 25° .

Est.

E	C	T	B	P.	M.
---	---	---	---	----	----

W,

CA., 1951, 1414h

V) 1098 1952

Fe^{++} , Br_3^- , Fe^{3+} , Br^- , Br_2^- (ΔF_{298}^0 , ΔH_{298}^0)

Cary ~~xxx~~ter P.R., Davidson N.

J. Phys. Chem., 1952, 56, 877-81.

Kinetics of the oxidation of iron /II/
by bromine.

Ch.A., 1953, 953h

Ly, B

Expt. 9.14.1

1983

VI-1102

$\text{Fe}(\text{OH})^+$, Fe^{3+} (Kp)

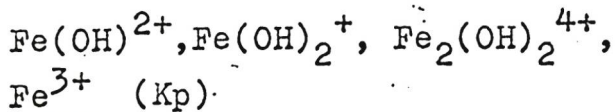
Hedstrom B.O.A.

Arkiv Kemi, 1953⁵, 457-468.

Studies on the hydrolysis of methal ions. Vi. The hydrolysis of the iron(II) ion, Fe^{2+} .

RX., 1954, N13, 32150 Ja

ECT: p-k



1953
VI-1103

Hedstrom B.O.A.

Arkiv Kemi, 1953, 6, N1-2, 1-16.

Studies on the hydrolysis of metal ions.
VII. The hydrolysis of the iron (III) ion,
 Fe^{3+} .

RX., 1954, N23, 49534

Ja,

F

V 1903

1953

I, K (Cu^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Cd^{2+} , Be^{2+} ,
 Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+})

Panthaleon Van Eek C.L. Van.

Recueil trav. chem. 1953, 72, N 1, 50-56

The relation between the stability of metal complexes in solution and the ionization potential of their metal component.

E C T B P. N.

PJX., 1953, N 2, 1377

Ja.

Est. fotok.

Kc Fe^{3+} , $\text{Fe}_2(\text{OH})_2^{4+}$ /

VI-1108

1954

Mulay L.N., Selwood P.W.

J. Amer. Chem. Soc., 1954, 76, N23, 6207-208.

The hydrolysis of Fe^{3+} ion: magnetic and spectrophotometric studies on ferric perchlorate solutions.

Est/ETL Φ . K.

RX.; 1955, N22, 51708

Ja

V 677

1954

Mn^{2+} , Fe^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} ($\Delta \text{H}_{\text{aq}}$)

Scrocco A., Salvetti O.

Ricerca scient., 1954, 24, N 7,
1473-1483

calori ~~max~~ di idratazione degli ioni
bivalenti degli elementi dal Mn allo Zn

EX., 1955, N 21, 43549

W, J2

F

VI 2118

1955

Fe³⁺, FeSCN²⁺, CNS⁻ (E, K)

Iwasaki I., Simozima M.,
J. Chem Soc Japan, Pure Chem Sec.,
1955, 76, n7, 749-756

Ly

Е. С. Т. Б. Ф. М.

1956

VI-1101

Fe²⁺, Fe(OH)⁺ (Kp, ΔF^0)

Gayer K-H., Woother L.

J. Amer. Chem. Soc., 1956, 78, N16, 3944-3946.

The hydrolysis of ferrous chloride at 25°.

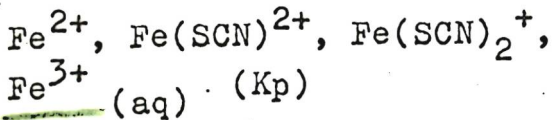
RX., 1957, 22473

Ja

E C F. ϕ . M.

1957

VI-1103-a



Laurence G.S.

Trans.Faraday Soc.1957,53,N10,1326-1333.

The kinetics of the exchange reactions
between ferrous ions and the ferric
thiocyanate complexes.

Ja,

Есть Ф. к.

RX., 1958, N10, 31759.

1459

VI-1097.

Ap (Fe^+ , FeBr^+ , FeBr_2^+ , FeBr_3^+ ,
 FeBr_4^+ , FeBr_2 (ΔH , ΔH_s , D))

Porter R.F., Schoonmaker R.C.

J. Phys. Chem., 1959, 63, N4, 626-628.

A. mass spectrometric study of the
vaporization of ferrous bromide.

Est/

E C T L Q. M.

RX., 1960, 434.

J., M., Be

1959

VI-457

$Ni^{2+}(Kp)$, $Fe^{2+}(Kp)$

Вайсбурд С.Е., Хейфец В.Л.

Изв. высш. учебн. заведений. Цветн.
металлургия, 1959, №6, 76-84.

Электрохимическое изучение взаимодействия
металлического железа с жидкими шлаками
/вытеснение никеля из шлаков железом/..

РХ., 1960, 64729

Ja

12.08.59/19

Fe^{+2}, Fe^{+3}

iron

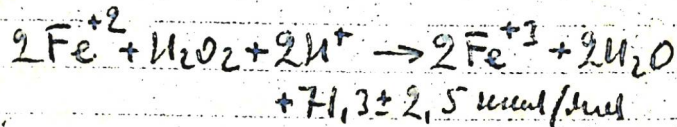
hydroxide

DH+

Bewley D.K.,

T.F.S., 1960, 56, 1629

Tenobis peanym honey Ferrary
Ammonium Sulfate as H_2O_2
B logarithm p-max



1960

VI 3609 1962

7190

(Haq) Be^{++} , Mg^{++} , Ca^{++} , Sr^{++} , Ba^{++} , Zn^{++} ,
 Cd^{++} , Hg^{++} , Fe^{++} , Co^{++} , Ni^{++} , Cu^{++} , Mn^{++} ,
 Pb^{++}

Azzam A.M.

Z.phys.Chem.(BRD), 1962, 33, N 1-4,
23-45

Studies on Ionic solvation. ...

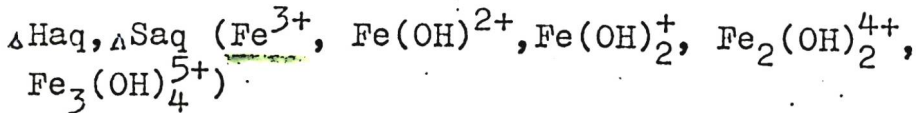
PX., 1964, 55361

W

ECTS Q. R.

2135-VI

1962



Schlyter K.

Kgl. tekn. hogskol. handl., 1962, N 196, 38 pp

Thermochemical studies on the hydrolysis of the iron (III) ion.

PJX, 1963, 165294

W.

Есть оригинал.

orig.

1954NOVI

1963

Fe²⁺, FeOH⁺ (kp, ΔHaq, ΔGaq, ΔSaq)

Bolzan J.A., Arvia A.J.

Electrochim. acta, 1963, 8, N 5, 375-85

Hydrolytic equilibria of metallic ions. II.
The hydrolysis of Fe(II) ion in NaClO₄ solutions.

PJX, 1964, 185580

W., M.

Есть оригинал.

3004-VI

1963

$\text{Ni}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Mn}^{2+}$ (S)

Ko H.C., Hepler L.G.

J.Chem. and Engng Data, 1963, 8, N 1, 59-60

Entropies of some aqueous transition metal ions.

PJX, 1964, 135403

W.

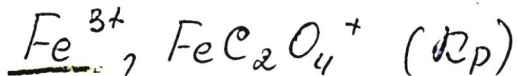
ЕСТЬ ОПРИГИНАЛ

F

ect.orig.

226I-YI

1963



Парамонова В.И., Бартенев С.А.

Ж. неорган. химии, 1963, 8, № 2, 311-317

Комплексообразование трехвалентного железа
в оксалатных растворах.

РЖХ., 1963, I4B77

Яц.

Fe^{2+}

Biedermann G.

1964

Proc. Int. Conf. Coord.
Chem., 8th, Vienna, 1964,
434.

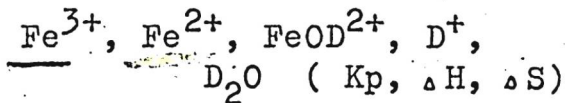
$\text{L}_{\text{superoxide}}$

Hydrolysis equilibria
of metal ions.

(Cu. Fe^{+3}) I

1964

VI-2296



Fukushima Sh., Reynolds W.L.
Talanta, 1964, 11(2), 283-93.

D₂O effect on H⁺ and S⁺ in the iron (II)-
iron(III) electron-exchange reaction.

W,M,

F

CA, 1964, 60, N5, 4881f

ЕСТЬ Ф. К.

Co^{3+} , Co^{2+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} (H)

Johnson D.A., Shorpe A.G.

J. Chem. Soc., 1964, Sept., 3490-92

Reactions of cobalt (III) compounds and the
magnetite of the cobalt (III) cobalt (II) stan
dard potential in aqueous solution.

PJX, 1965, 18B70

W.

ЕСТЬ ОРМНН. fig.

VI 4938

1964

Fe^{2+} , Fe^{3+} , $FeOH^{2+}$, $FeOH^{2+}$. (K_p , ΔH_f)

Shoukri F., Warren L. R.

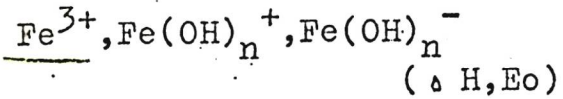
Talanta, 1964, 11, 283-293.

B

с. 286 оп. к.

1965

VI-4464



Markovic T., Pavlovic Z., Babic R.

Monatsh.Chem.1965,96,N2, 706-21.

Spannungs-Aktivitäts-Diagramm der Elektroden-Reaktionen für Hydroxokomplexe des Eisens.

RX., 1966, 7 947 Ja, F

2175-VI

1965

$Mn^{3+}, Tc^{3+}, Co^{3+}, Fe^{3+}, V^{3+}, Cr^{3+}$ (Kp, ΔH , ΔS)

Wells C.F.

Nature (Engl), 1965, 205, N 4972, 693-4

Hydrolysis of the tripositive ions of the first transition series: a discussion of the heat and entropies for the dissociation of the first proton.

PJX, 1965, 235871

W., M.

Есть оригинал.

Mn^{3+} , Fe^{3+} (Кр)

$MnFe_2O_4$ (Кр)

Третьяков Ю. Д.

Изв. АН СССР, неорганические материалы, 1965, 53, 405-407.

Термодинамическая оценка окислительно-восстановительного равновесия в феррите марганца.

PJX, 1965, 235491

M.

Kp(FeNO^{2+} , Fe^{2+} , NO)

1966
VI-4076

Kustin K., Taub I.A., Weinstock E.A.

Inorgan.Chem., 1966, 5, N6, 1079-82.

A kinetic study of the formation of the ferrous-nitric oxide complex.

RX. 1967, 55800.

Ja

VI 5487

1968

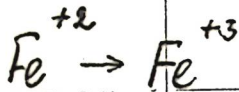
Fe, Fe⁺, Fe²⁺ (Q)

Черниковский А.

Темодрижка высоких температур,
1968, 6, № 6, 989-994

10

1968



20 Б687. Термохимия водных растворов окислительно-восстановительных систем, применяемых для инициирования процессов полимеризации. Сообщ. I. Дымарчук Н. П., Зинченко Т. Н., Кудряшова Л. А. «Гр. Ленингр. технол. ин-та целлюлозно-бум. пром-сти», 1968, вып. 21, 243—248

В калориметре с изотермич. оболочкой исследована система $\text{H}_2\text{O}_2\text{—FeSO}_4$ в кислой среде при т-рах 25, 30 и 50°. В станд. условиях при избытке восстановителя идет р-ция $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{Fe}^{2+} + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O} + 32,297 \text{ ккал/моль}$, и ее тепловой эффект мало зависит от т-ры. Вычислены также ΔG_{298} и ΔS_{298} В. Н. Вигдорович

 $\Delta H, \Delta S$

x. 1969. 20

$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

Larson J.W.,
Hepler L.G.

1968

ΔG_f°

9085-11-306
39-11-64

Amer. Chem. Soc. Polymer.
Preprints
'9, N1, 947

$(\text{Cu. CuSO}_4)_I$

BP-VI-5395

1968

 Fe^{3+} Fe^{2+} пермолит
гидрат

6977r Forms of dissolved iron in hydrothermal solutions. Kalinin, A. S.; Kashik, S. A. (Inst. Zemnoi Kory, Irkutsk, USSR). *Dokl. Akad. Nauk SSSR* 1968, 182(1), 190-2 (Russ). Available thermochem. data for Fe^{3+} , $\text{Fe}(\text{OH})^{2+}$, $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$, FeO_2^- , Fe^{2+} , $\text{Fe}(\text{OH})^+$, and HFeO_2^- ions and applicability of them for calcg. various parameters at elevated temps. provided sufficient information for plotting diagrams of the stability fields of these ions and trivalent Fe in the $T(^{\circ}\text{C.})$ -pH- E_{H} -system. The thermochem. values of Fe compds. and water were either detd. or taken from literature. The diagram of the stability of the hydrated ions of bivalent and trivalent Fe in the pH- E_{H} system at various temps. is presented. BLJR

+2

C.A. 1969. 70. 2

[X]

Fe⁺⁺

ΔH_1° , S_2° ,
 ΔG_1°

Larson J.W. u. gp.

1968

J. Phys. Chem.,

72, N8, 2802

(Cu. CuSO₄) I

Fe^{2+} Fe^{3+}

1968 ~ 69

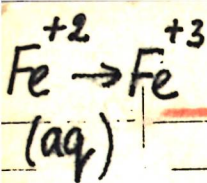
(а.г.)

Отчет Ушаковского химико-технологического института

ΔH°

„Определение стандартной энтальпии образования иона железа (II) и иона железа (III) в водном растворе.“

Моршаков В.А., Афанасьев В.Н.,
Васильев В.П. и др.



$\Delta H, \text{ кДж}$

ж. 1969. 13

ВЗР - VI - 5957

1968

13 Б722. Теплота окисления иона Fe^{2+} перекисью водорода. Sousa—Alonso A., Chadwick Isabel, Irving R. J. The heat of oxidation of ferrous ions with hydrogen peroxide. «J. Chem. Soc.», 1968, A, № 10, 2364—2366 (англ.)

В изотермическом жидкостном калориметре измерены теплоты окисления $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_2$ перекисью водорода. Для р-ции $2\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$ получено $\Delta H = -69,8 \pm 0,4$ ккал/моль. Вычислен третий ионизационный потенциал железа в водн. р-ре, определяемый по р-ции $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + e$, к-рый равен 115,5 ккал/моль. Л. Гузей

Fe²⁺
Fe³⁺

1969

Picard Gérard, Vedel Jacques

Bull. Soc. Chim

E

France, 1969, n7, 2557

(Cu. HgTx) I

Fe^{2+}

1970

(окисление
 H_2O_2)

ΔH_T

X. 1974. 5

5 Б933. Термохимическое изучение реакции окисления иона Fe^{2+} перекисью водорода в водном растворе при 25°C . Бернарделли А. Е., Туманова Т. А. «Тр. Ленингр. технол. ин-та целлюлозно-бум. пром-сти», 1970, вып. 25, 112—115

В адиабатическом калориметре с автоматич. регулированием определен тепловой эффект р-ции (ΔH_T) $2\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$ при 25° , равный $71,11 \pm \pm 0,03$ ккал/моль. Расхождение между величиной ΔH_T , полученной экспериментально и вычисленной теоретически, составляет 0,8%.
А. М.

Fe²⁺

1970

38101r Thermochemical study of the oxidation of Fe²⁺ ion with hydrogen peroxide in an aqueous solution at 25°. Bernardelli, A. E.; Tumanova, T. A. (USSR). *Tr. Leningrad. Tekhnol. Inst. Tsellyul.-Bum. Prom.* 1970, No. 25, 112-15 (Russ). From *Ref. Zh., Khim.* 1971, Abstr. No. 5B933. Thermal effect (ΔH_T) at 25° of $2\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$ was 71.11 ± 0.03 kcal/mole, as detd. in an adiabatic calorimeter with automatic control. The discrepancy between ΔH_T obtained exptl. and calcd. theoretically was 0.8%.

ΔH_T

C.A. 1972, 76, 8

$\text{Fe}(\text{CO})_5^+$
 $\text{Fe}(\text{CO})_4^+$
 $\text{Fe}(\text{CO})_3^+$
 $\text{Fe}(\text{CO})_2^+$
 $\text{Fe}(\text{CO})^+$
 Fe^+
 ΔH_f

Distefano G

Y. Res. Nat. Beer

Stand, 1970, A74,

Nd, 233.

$[\text{Cu. Fe}(\text{CO})_5]_{\text{III}}$

Fe^{+2}

ΔH_f°
 ΔS_f°
 ΔG_f°

X. 1974. 1

ВР - 1679 - К1

1970

ХТ-11-440

ⓧ

1 Б1236. Растворимость магнетита и гидролиз иона двухвалентного железа в растворах при повышенных температурах. Sweeton F. H., Baes C. F., Jr. The solubility of magnetite and hydrolysis of ferrous ion in aqueous solutions at elevated temperatures. «J. Chem. Thermodyn.», 1970, 2, № 4, 479—500 (англ.)

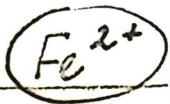
В интервале т-р 50—300° изучена р-римость Fe_3O_4 в водн. р-рах в широком интервале конц-ий ионов H^+ (от $400 \cdot 10^{-6}$ Мл р-ра KOH до $100 \cdot 10^{-6}$ Мл р-ра HCl); р-ры предварительно насыщались H_2 при давл. 1 атм (25°). Подробно описаны аппаратура и методика работы. Установлено, что в изученных условиях Fe_3O_4 не превращается в HFe_5O_8 или $\gamma-Fe_2O_3$. Результаты интерпретированы с точки зрения образования в р-рах частиц Fe^{2+} , $FeOH^+$, $Fe(OH)_2$ и $Fe(OH)_3^-$. Определены

(+1)

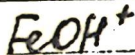
константы равновесия для р-ций $(1/3) \text{Fe}_3\text{O}_4 + (2-b) \cdot$
 $\text{H}^+ + (1/3) \text{H}_2 (\text{газ.}) = \text{Fe}(\text{OH})_b^{(2-b)+} + (4/3-b) \text{H}_2\text{O}$, а также
 термические коэф. для этих р-ций и величины ΔH° и ΔS° .
 Для р-ции $\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O} = \text{FeOH}^+ + \text{H}^+$ при 25° кон-
 станта равновесия в ед. моляльности, $\lg K = -9,3 \pm$
 $\pm 0,5$. Из данных по р-рности, а также нек-рых лит.
 данных вычислены величины ΔG° , ΔH° и ΔS° для об-
 разования Fe^{2+} и FeOH^+ по ур-нию $\text{Fe} + b \text{H}_2\text{O} +$
 $+(2-b) \text{H}^+ = \text{Fe}(\text{OH})_b^{(2-b)+} + \text{H}_2 (\text{газ.})$.

Резюме

1970



Bq - 1679 - VI



113473g Solubility of magnetite and hydrolysis of ferrous ion

in aqueous solutions at elevated temperatures. Sweeton, F. H.; Baes, Charles F., Jr. (Reactor Chem. Div., Oak Ridge Nat. Lab., Oak Ridge, Tenn.). *J. Chem. Thermodyn.* 1970, 2(4), 479-500 (Eng). The soly. of magnetite (Fe_3O_4) in dil. aq. solns. satd. with H_2 at 1 atm and 25° was measured at $50-300^\circ$. The solns. ranged from KOH of molality 400×10^{-6} mole/kg to HCl of molality 100×10^{-6} mole/kg. The measurements were made by the continuous flow of soln. over a bed of specially prepared pure magnetite. Under these conditions of temp. and H activity, Fe_3O_4 does not transform to HFe_3O_8 or $\gamma\text{-Fe}_2\text{O}_3$. The results have been fitted with a scheme of sol. species consisting of



Bq - 1679 - VI

+1



C.A. 1970 73 22

Fe^{2+} , FeOH^+ , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, and $\text{Fe}(\text{OH})_3^-$, and the equil. consts. for the reactions $(1/3)\text{Fe}_3\text{O}_4 + (2 - b)\text{H}^+ + (1/3)\text{H}_2(\text{g}) = \text{Fe}(\text{OH})_b^{(2-b)+} + (4/3 - b)\text{H}_2\text{O}$, were calcd. The temp. coeffs. of the consts. for Fe^{2+} and FeOH^+ were neg. and those of $\text{Fe}(\text{OH})_2$ and $\text{Fe}(\text{OH})_3^-$, pos. The estd. values of ΔH° and ΔS° for these reactions are also given. The const. for the hydrolysis of Fe^{2+} to FeOH^+ was detd. by extrapolation of the solys. as $\log_{10}(K, \text{mole/kg}) = -9.3 \pm 0.5$. The solys. were combined with other thermodynamic data to calc. ΔG° , ΔH° , and ΔS° for the formation of Fe^{2+} and FeOH^+ by the reaction: $\text{Fe} + b\text{H}_2\text{O} + (2 - b)\text{H}^+ = \text{Fe}(\text{OH})_b^{(2-b)+} + \text{H}_2(\text{g})$. The extrapolated value of ΔG° for the formation of Fe^{2+} at 25° by this reaction gives an E° of (0.475 ± 0.010) V.

RCSM

1972

Fe³⁺
aq

(4H)

52974e Enthalpy of the reaction of iron(II) and iron(III) with phenanthroline and some substituted derivatives. Sousa Alonso, Antonio (Fac. Cienc., Univ. Santiago de Compostela, Santiago de Compostela, Spain). *Acta Cient. Compostelana* 1971, 8(1), 19-22 (Span). The reaction enthalpy of Fe(II) and of Fe(III) with 1,10-phenanthroline and two 5-substituted derivs. was measured using a specially constructed calorimeter and a com. calorimeter model LKB-8,700. The heat of reaction of Fe with 1,10-phenanthroline, with 5-methyl-1,10-phenanthroline or with 5-nitro-1,10-phenanthroline consists in the measurement of the heat exchange involved when an aq. Fe²⁺ soln. is added to an acidic soln. of the reagent. This enthalpy was found to be -33.1, -22.6, and -21.4 kcal/mole, resp. There was no complex formed by direct action of Fe³⁺ and the enthalpy must be detd. by an indirect method and an enthalpy of 10.57 kcal/mole was measured for the process $\text{Fe}_{\text{aq}}^{2+} + \text{H}_{\text{aq}}^{+} \rightarrow \text{Fe}_{\text{aq}}^{3+} + \frac{1}{2}\text{H}_2(\text{gas})$.

Manfred Mannheimer

CA. 1972. 77. 8

1975

6 Б815. Стандартная энтальпия образования ионов Fe^{3+} , Fe^{2+} , Co^{2+} , Sn^{2+} в водном растворе. Vasil'-ev V. P., Vasil'eva V. N., Raskova O. G., Kokurin N. I., Belonogova A. K., Dmitrieva N. G. The standard enthalpy of formation of the ions Fe^{3+} , Fe^{2+} , Co^{2+} , Sn^{2+} in aqueous solution. «4ème Conf. int. thermodyn. chim., Montpellier, 1975. Vol. 1». S. 1., s. a., 177—183 (англ.)

Измерены энтальпии р-рения металлич. кобальта и железа в р-рах хлорной к-ты с добавками перекиси водорода. Графически экстраполированы энтальпии р-рения на бесконечное разведение. Получены величины станд. энтальпий образования водн. ионов Fe^{3+} и Co^{2+} при 298 К, равные $-10,89 \pm 0,17$ и $-13,18 \pm 0,16$ ккал/г-ион. Измерены энтальпии р-рения металлич. олова и крист. дихлорида олова в HCl-к-те, а также SnCl_2 — в хлорной к-те. Вычислена станд. энтальпия образования водн. иона Sn^{2+} при 298 К, равная $-1,82 \pm 0,29$ ккал/г-ион.

П. М. Чукуров

Fe³⁺
Fe²⁺
Co²⁺
Sn²⁺
ΔHf
X. 1977. 6

(+3) 17

1975

Fe³⁺Co²⁺Sn²⁺

14112519s The standard enthalpy of formation of the
 ions iron(3+), iron(2+), cobalt(2+), tin(2+) in aqueous
 solution. Vasil'ev, V. P.; Vasil'eva, V. N.; Ras'kova, O. G.;
 Kisker, N. I.; Belonogova, A. K.; Dmitrieva, N. G. (Inst.
 Chem. Technol., Ivanovo, USSR). *Conf. Int. Thermodyn.*
Chim., [C. R.], 4th 1975, 1, 177 (Eng). Edited by Rouquerol,
 Jan Sabbah, Raphael. *Cent. Rech. Microcalorimétrie Thermochim.*
 C.N.R.S.: Marseille, Fr. The std. heats of formation in water at
 298°K for the following ions are: Fe³⁺, -10.89 ± 0.17 ; Co²⁺,
 -13.18 ± 0.16 ; Sn²⁺, -1.82 ± 0.29 kcal/mole.

(ΔHf° H₂O)

②

☒

C.A. 1976. 84 N16

Fe^{3+}
(aq)

1 В-9-ХVI-3339)

1976

2 1 В749. Стандартная энтальпия образования иона Fe^{3+} в водном растворе при 25° С. Васильев В. П., Раскова О. Г., Васильева В. Н., Дмитриева Н. Г. «Ж. неорганич. химии», 1976, 21, № 8, 2253—2256

Прямой калориметрич. метод при 25° определена энтальпия р-рения металлич. железа в хлорнокислых р-рах перекиси водорода. Из полученных данных найдены ΔH^0 (298,15 обр. Fe^{3+} , р-р, H_2O , станд. с.) =

$= -10,89 \pm 0,17$ ккал/моль и S^0 (298,15, Fe^{3+} , р-р, H_2O , станд. с.) $= -73,2 \pm 0,6$ э. е. Резюме

(ΔHf)

Om. 17227

x 1974 N 1

60902.2846

00757

X

 $Fe(s) \rightarrow Fe^{3+}(aq)$

VII-3339

Стандартная энтальпия образования
иона Fe^{3+} в водном растворе при 25° С.

Васильев В.П., Раскова О.Г., Васильева В.
Н., Дмитриева Н.Г.

"Ж. неорганич. химии", 1976, 12, № 8

2253-2256

0693 ЛМК

665 671

реф ВИНТИ

Fe^{3+} aq (ahf, asf) | B9-XVI-3359 | 1976

55: 183043p Standard enthalpy of formation of the iron(3+) ion in aqueous solution at 25°C. Vasil'ev, V. P.; Raskova, O. G.; Vasil'eva, V. N.; Dmitrieva, N. G. (USSR). Zh. Neorg. Khim. 1976, 21(8), 2253-6 (Russ). The heat of soln. of metallic Fe in $HClO_4$ [7601-90-3] solns. of H_2O_2 was detd. calorimetrically at 25°. The heat effect was a function of the $HClO_4$ concn. and independent of the H_2O_2 concn. The ΔH_f° and entropy of formation of Fe^{3+} in aq. soln. at 25° was calcd. from exptl. and literature data as -10.89 ± 0.17 kcal/mole and -73.2 ± 0.6 e.u.

Om. 17227

C. A. 1976. 85-N24

Fe^{2+}

Wazir B.L., Kachru C.N.,¹⁹⁷⁶
Girdhar M.L.,

К таб.,
Δ B, Δ M

Chem. Era 1976, 12(8),
299-301.

C.A. 1977. 87. n2

Cell Mn^{2+} ; I

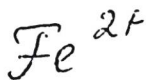
Fe⁺

1974

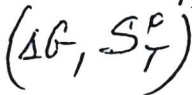
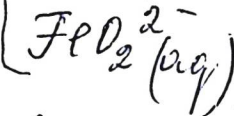
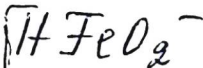
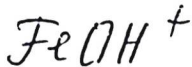
Rosenstock H. H. et al

J. Phys. Chem. Ref. Data
1974, 6. Suppl. N1, p 1-577

T. G.
Coba



1974



87: 45045f A calculation of Gibbs free energies for ferrous ions and the solubility of magnetite in water and deuterated water to 300°C. Tremaine, Peter R.; Von Massow, Rudi; Shierman, G. R. (Whiteshell Nucl. Res. Establ., At. Energy Canada Ltd., Pinawa, Manitoba). *Thermochim. Acta* 1977, 19(3), 287-300 (Eng). Gibbs energy and entropy data for aq. Fe^{2+} , FeOH^+ , HFeO_2^- and FeO_2^{2-} are critically reviewed. The most reliable values are used in a Criss-Cobble extrapolation to calc. Gibbs energies to 300° and, hence, the soly. of Fe_3O_4 in H_2O and D_2O as a function of the pH or pD at 25°. Gibbs energies are presented which satisfy the Criss-Cobble entropy correspondence principle and which are consistent with both the reliable low-temp. thermodyn. data and all published high-temp. solubilities.

C.A. 1977. 87 v6

(+2) 8



1978

 Fe^{2+}
 aq

88: 198772m Standard enthalpy of iron(2+) ion formation in an aqueous solution at 25°. Vasil'ev, V. P.; Vasil'eva, V. N.; Dmitrieva, N. G. (Ivanov. Khim.-Tekhnol. Inst., Ivanovo, USSR). *Zh. Neorg. Khim.* 1978, 23(4), 888-91 (Russ). The heat of soln. of $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ [7783-85-9] in 2.4 N $HClO_4$ was detd. calorimetrically at 25°. The std. enthalpy of formation of Fe^{2+} in aq. solns. and the std. enthalpy of formation of aq.- and $HClO_4$ -solns. of $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ were calcd.

 ΔH_f

(71)

C.A. 1978, 88, N26

Fe^{2+}
p-p

1948

Васильев В.Т. и др.

ΔH_f

Ж. неорг. химии " 1948,
23, N4, 888-891

см. $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} - \text{I}$

2+
Fe(aq)

1978

9 Б1191. Константы равновесия для гидратированного катиона двухвалентного железа. Johnson G. K., Bauman J. E. Equilibrium constants for the aquated iron(II) cation. «Inorg. Chem.», 1978, 17, № 10, 2774—2779 (англ.)

При 25° методами рН-метрич. Тт и электрометрически в закрытой, свободной от O₂ (в токе N₂ или Ar) ячейке для Тт, измерен ряд констант равновесия для иона Fe²⁺, полученного электрохим. методом в водн. р-рах HCl из отожденного в вакууме Fe-электрода спектроскопич. чистоты (99,999%). Значение первой константы к-тной диссоциации Fe²⁺ (по р-ции Fe²⁺ ⇌ FeOH⁺ + H⁺), pK_a = 9,2 ± 0,1, ПР для Fe(OH)₂, pK_{ПР} = 14,39 ± 0,05. Дополнительные измерения pK_a и pK_{ПР} при 1 и 40° позволили по т-рной зависимости этих величин найти соотв. значения теплоты к-тной диссоциации Fe_{aq}²⁺ (ΔH = +8,5 ± 1,2 ккал/моль) и теплоты р-рения

ΔH, ΔH_{р-р}

⊕ ⊗

FeHCO₃⁺

(Korogov) -

2.1979, N9

гидроокиси ($\Delta H = +4,7 \pm 0,4$ ккал/моль). Методом диф-
фракции рентгеновских лучей показано, что осадок
 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ имеет аморф. структуру. Найдено также зна-
чение константы образования ионной пары FeHCO_3^+ ,
изменяющееся при 25° в пределах от 10 до 30. Уста-
новлено, что измеряемый Пт пары $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0$ при $\text{pH} > 6$
в полном согласии с теорией не зависит от pH и нахо-
дится в пределах от $-0,409$ до $-0,440$ в. Пт жидкост-
ного соединений при этом найден пренебрежимо ма-
лым.

В. Г. Юркин

Fe^+

1978

10 Б1334. Термодинамический анализ механизма Бокриса растворения железа. Markovic T. Thermodynamic studies on Bockris's mechanism of iron dissolution. «29-th Meet. Int. Soc. Electrochem., Budapest, 1978. Extend. Abstr. Part. 2.» S. l., s. a., 938 (англ.)

Построены диаграммы зависимости равновесного потенциала системы Fe/H_2O от pH и от логарифма активности находящихся в р-ре промежут. продуктов. Высказаны соображения о термодинамич. возможности протекания отдельных стадий в процессе анодного р-рения Fe по механизму Бокриса. Приведены значения свободной энергии образования Fe^+ , $FeOH$, Fe_2OH , $FeOH^+$, Fe_2OH^- и $Fe(OH)^{2-}$. Г. Флорианович

Δ 6f

(+3) 17

х. 1979, N 10

Fe^{3+}

1978

Раскова О. 2.

(ДКГ; ДБГ)

Авторегрессиям уксус-
сержахис на соссека-
нисе уксеной етменекс
КХН. Иварово, ИХТН,
1978.

Fe^{2+}
(aq)

1979

Bernarducci E. E.
et al

Cp

J Solution Chem., 1979, 8(10),
717-27.

(conc. FeCl_2 ; I)

Fe^{+2}

1979

Василёв В.А.

8 Всесоюзная конференция по
Калориметрии и химической
термодинамике. 25-27 сентяб-
ря 1979г. Иваново, Тезисы
докладов, стр. 151-154.

Ср

Fe^{+3}

1979

Василёв В.А.

8 Всесоюзная конференция по
калориметрии и химической
термодинамике, 25-27 сентября
1979г. Иваново,
Тезисы докладов, стр. 151-154.

с

Fe⁺³

тезисы у Мухомовых

1979

ВН

Васильев В.П. и др.

8 Всесоюзная конференция
по калориметрии и химической
термодинамике. 25-27 сентября
1979г. Тезисы докладов.
Стр. 126-129.

Fe^{3+}

1949

1903142769q Spectrophotometric determination of the first constant of hydrolysis of iron(III) ions at 25-80°C. Zotov, A. V.; Kotova, Z. Yu. (Inst. Geol. Ore Deposits Petrogr. Mineral. Geochem., Moscow, USSR). *Geokhimiya* 1979, (2), 285-90 (Russ). Hydrolysis consts. for the reaction $\text{Fe}^{3+} (\text{soln.}) + \text{H}_2\text{O} (\text{liq.}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})^{2+} (\text{soln.}) + \text{H}^+ (\text{soln.})$ were detd. at 25-80° and ionic strength 0.02-2 for 10^{-4}M $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3$. The pK values at 0 ionic strength are 2.18 (25°), 1.62 (50°), and 1.02 ± 0.02 (80°). The heat of hydrolysis is 10.2 ± 0.3 kcal/mol. These results agree with published data (18-35°) and provide a basis for extrapolation to 100°.

$\Delta H_{\text{hydrolysis}}$

C.A. 1949, 90, N18

Fe²⁺

1980

(sf)

93: 210994y The solubility of magnetite and the hydrolysis and oxidation of iron(+2) ion in water to 300°C. Tremaine, Peter R.; LeBlanc, Jacques C. (Res. Chem. Branch, At. Energy Canada Ltd., Pinawa, MB Can, R0E 1L0). *J. Solution Chem.* 1980, 9(6), 415-42 (Eng). The solubilities of magnetite, Fe₃O₄, in dil. aq. solns. satd. with H₂ were measured at 100-300° by using a flow app. The solns. contained either HCl or NaOH. The dependence of the equil. soly. on the pH and redn. potential were fitted to a scheme of sol. ferrous and ferric species consisting of Fe²⁺, FeOH⁺, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃⁻, Fe(OH)₄²⁻, and Fe(OH)₄⁻. The soly. products, corresponding to the reactions: $\frac{1}{3}\text{Fe}_3\text{O}_4 + (2 - b)\text{H}^+ + \frac{1}{3}\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_{b-2} + (4/3 - b)\text{H}_2\text{O}$ and $\frac{1}{3}\text{Fe}_3\text{O}_4 + (3 - b)\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_{b-3} + \frac{1}{3}\text{H}_2 + (4/3 - b)\text{H}_2\text{O}$ were used to derive the thermodyn. consts. for each species. The extrapolated value for the Gibbs energy of formation of Fe²⁺ at 25° is -88.92 ± 2.0 kJ/mol. The temp. coeff. of the equil. Fe molality changes from neg. to pos. as the NaOH molality is increased to the point where Fe(OH)₃⁻ and Fe(OH)₄⁻ predominate.

C. A. 1980, 93 n 22

Fe^{3+}

1980

93: 81511n Spectrophotometric determination of the primary constant of hydrolysis by an iron(3+) ion at 80-200°C. Zotov, A. V.; Kotova, Z. Yu. (Inst. Geol. Rudn. Mestorozhd., Petrogr. Mineral. Geokhim., Moscow, USSR). *Geokhimiya* 1980, (5), 768-73 (Russ). The hydrolysis const. was detd. at 80-200° and ionic strength 0.1-2.0. Extrapolation to 0 ionic strength gave pK values of 1.00 ± 0.03 (80°), 0.51 ± 0.03 (110°), 0.05 ± 0.03 (140°), -0.30 ± 0.04 (170°), and -0.66 ± 0.05 (200°). The heat of hydrolysis is 10.4 ± 0.2 kcal/mol. At >200°, Fe^{3+} solns. are strongly acidic (pH < 0.5).

ΔH *измер.*

CA 1980 93 18

$\text{Fe}^{+3}(\text{aq})$

1981

Восилев В. А.

Ср, V
(Учебно-
научно-
исследователь-
ские работы)

Термодинамические свойства и прерода двух- и трех-компонентных водных растворов солей металлов.

Авторизованная диссертация
на соискание ученой степен
и г.д.н., Москва, 1981.

$\text{Fe}^{+2}(\text{aq})$

1981 -

Васильев В. А.

Ср, V
(удельный
объём
ионов)

Термодинамические свойства
и природа двух- и трёх-
компонентных водных
растворов галогенидов
металлов.

Авторские работы диссертации
на соискание учёной степени
канд. х. н., Москва, 1981.

$\text{Fe}^{+2}(\text{aq}) - \Delta H, \Delta G$; $\text{FeCl}_2(\text{ld}) - \Delta G H$

1982

Cobble J. W., Murray R. C.,

Turner P. J., Chen K.

Electric Power Research Institute,
~~EPRI~~ EPRI NP-2400. Research Project
1167-1. Final Report, May 1982, 6p

High Temperature Thermodynamic
Data for Species in Aqueous
Solution. Appendix B. The
Thermodynamic Properties of $\text{Fe}^{+2}(\text{aq})$

QIMM. 20036

[Omnice 15826]

1982

Fe^{+2}
(aq)

растворено в,

д.р. д.ж.б.

Gamsjäger H., Kei-
terer F., Heindl K.,

Ber. Bunsenges phys.
Chem., 1982, 86, N 11,

1046[●] - 1049.

Fe^{2+} aq

1982

Parker V. B., Staples
B.R., et al.

таблицы
термод.
р-ций

Gov. Rep. Announce.
Index (U.S.) 1982,
82(15). 2987.
(ср. O'Hag; I)

$\text{Fe}^{+2}(\text{aq})$, $\text{Fe}^{+3}(\text{aq})$, $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{aq})$, $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{aq})$, $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$
- ΔfG , ΔfH , ΔfS

Xi-Zhen Yang

Centre Belge d'Etude de la Corrosion.
CEBECOR. Rapports Techniques ISSN
0528-4325. Bruxelles. August 1982, Vol 142,
177-190.

Problems encountered in the setting-up
of equilibrium diagrams of the oxygen-
hydrogen-iron system.

Dr. M. M. Z. Yang

$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

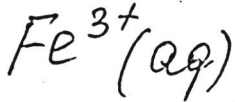
1983

Clare Brian W., Singh
Pritam, et al.

Kp;

Austral. J. Chem., 1983,
36, N 9, 1687-1694.

(cor. $\text{Ce}^{2+}(\text{aq})$; I)



1983

Clare Brian W. Singh
Pritam, et al.

Kp; Austral. J. Chem., 1983,
36, N 9, 1687-1694.

(see $\text{Ce}^{2+}(\text{aq})$; I)

$Fe(3+) (aq)$

1983

18 Б1325. Гидролиз трехвалентного железа в солевых растворах. I. Перхлорат трехвалентного железа. Beiträge zur Hydrolyse von Eisen(III)-salzlösungen. I. Eisen(III)-perchlorat. Lorenz M., Kempe G. «J. Signalaufzeichnungsmater.», 1983, 11, № 1, 69—78 (нем.; рез. рус., англ.)

pH-Метрическими методами со стеклянным, платиновым и серебряным электродами исследован гидролиз $Fe(3+)$ в перхлоратных водн. р-рах в присутствии мочевины. Результаты интерпретируются с помощью модели, описывающей образование различных продуктов гидролиза. Для ионной силы 1 и т-ры 25°С приведены значения констант образования след. соединений: $FeOH^{2+}$, $Fe(OH)_2^{+}$, $Fe_2(OH)_2^{4+}$, $Fe_3(OH)_4^{5+}$, α -полимеры, γ -форма, в порядке перечисленных соединений: соотв. —2,77, —6,42, —2,63, —5,79, —2,65, —1,21. Для α -полимеров и γ -форм даются брутто-ф-лы соотв. $[Fe(OH)_{2,5}(H_2O)_z^{0,5+}]_m$ и $[Fe(OH)_{1,5}(H_2O)_y^{1,5+}]_n$. Исследованы равновесия « α — γ » в зависимости от среды. В. Г. Юркин.

K_p

43

X. 1983, 19,
N 18

$\text{Fe}^{+2}, \text{Fe}^{+3} (\text{aq})$ Кр [ош. 21672] 1984

Колосин П. Р., Гаскова О. Л.

Комплексобразование железа,
кобальта, никеля и ме-

кр. ди в водных растворах с не-
органическими лигандами

(обзор литературных данных)

СВ АН СССР, Институт гео-
логии и геофизики, Ново-

судпер, 1984, ден. БУНУТУ
N 757-84.

судпер

Fe^{2+}

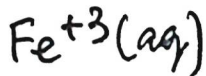
Fe^{3+}

(Om. 23459)

1984

Marcus Y., Loewenschuss A.,

Ann. rept. Progress Chemi-
stry, Section C, Physical
Chemistry, 1984, C81
81-135, Chem. Soc. (London).



1984

Кр-р-ре
расчёт.

16 Б3245 Деп. Равновесный состав растворов солей железа(3+) при 20—100° С. Скородумова Н. А., Корсаков В. Г.; Ред. «Ж. прикл. химии» АН СССР. Л., 1984. 26 с., ил. Библиогр. 19 назв. (Рукопись деп. в ВИНТИ 6 апр. 1984 г., № 2083—84 Деп.)

Итерационным методом Зейделя по программе, составленной на языке PL для ЕС—ЭВМ, рассчитан равновесный состав р-ров, содержащих ионы железа(3+). Получены диаграммы распределения Fe(3+) по формам существования в р-рах в зависимости от аналитич. конц-ий ионов железа(3+) и сульфат-ионов (0,05—0,5 г/моль/л), pH (1,0—2,2) и т-ры (20—100° С) при ионной силе р-ра 2,67 и 3,0 г-моль/л. Автореферат

X. 1984, 19, N 16

Fe^{+2} (aq)

Отчёт

1985

по научно-исследовательской
работе.

"Ключевые величины в термодинамике"

г. Ивановский химико-технологический институт, Иваново,
1985г.

Fe^{2+}
(aq)

1985-

Omriem

5°;

по научно-исследовательской
работе "Кислотные взаимодействия в
перлловидных системах",
Зварово, 1985г.

Fe^{+2}
(aq)

[Om. 21 572]

1985

К 23 Б3262. Стандартная энтальпия образования иона железа(II) в водном растворе при 298,15 К. Васильев В. П., Дмитриева Н. Г., Воробьев П. Н., Васильева В. Н., Нечаева И. И. «Ж. неорган. химии», 1985, 30, № 7, 1681—1684

При 298,15 К прямым калориметрич. методом измерены энтальпии р-рения $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (к) в р-рах хлорной к-ты. Рассчитаны станд. энтальпия образования иона Fe^{2+} в водн. р-ре и станд. энтальпии образования водн. р-ров сульфата железа(2+). Резюме

$\Delta_f H^\circ$

X. 1985, 19, N23.

Fe⁺(r)

[От. 22303]

1986

Аристова Н.М., Берман Б.А.,
Вейс И.В. и др.

термод.
св-ва

ВИНИТИ Ден. N 557-586,
Москва, 1986.

Термодинамическое свойство
железа и его соединений.

$\text{Fe}^{+3}(\text{aq})$

(OM. 26973)

1986

$\text{Fe}^{+2}(\text{aq})$

Белянина В.С., Григорьева
И.В.,

Геохимия, 1986, № 10,

456, Кр, 1443-1451.

$\text{Fe}^{+2}(\text{aq})$

Термодинамические
ионный комплексобр.

1986

Якубов Х. М., Оффенгенден Е. Я., Раджабов У.

Термодинамические характеристики реакций образования координационных соединений ионов железа с имидазолом

//Журн. неорганич. химии. — 1986. — Т. 31, вып. 2. — С. 422—427.

Библиогр.: 5 назв.

— — 1. Железо, ионы — Комплексообразование — Термодинамика. 2. Имидазол — Комплексообразование — Термодинамика.

№ 41698

14 № 3113

ВКП 10.04.86

Изд-во «Книга»

УДК 547.781.1 : 541.1

ЕСКЛ 18.5

Fe²⁺

ОМ. 24154

1988

17 Б3256. Определение свободной энергии сольватации в воде и свободной энергии переноса из воды в водно-этанольные смеси иона двухвалентного железа. Determination of the free energy of solvation of ferrous ion in water and free energies of transfer of ferrous ion from water to ethanol—water mixtures. Bhattacharya A. K., Lahiri S. C. «Thermochim. acta», 1988, 127, 119—124 (англ.)

(ΔG)

Методом р-римости при т-ре 298 К без использования нетермодинамич. допущений определена свободная энергия переноса иона Fe^{2+} ($\Delta_t G^\circ$) из H_2O в смеси $\text{EtOH} + \text{H}_2\text{O}$ с содержанием (X) EtOH от 8 до 76%, а также свободная энергия сольватации ($\Delta_{\text{solv}} G^\circ$) иона Fe^{2+} в H_2O . Для расчета $\Delta_t G^\circ$ и $\Delta_{\text{solv}} G^\circ$ использована р-ция $\text{FeL}_3(\text{ClO}_4)_2 \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{ClO}_4)_2 + 3\text{L}$, где L — 1,10-фенантролин (I) или 2,2-бипиридин (II). Значения — $\Delta_t G^\circ$ для X = 44% при использовании комплексов с I и II составляют соотв. 0,3 и 12,9 кДж/моль; в случае X=0 значения $\Delta_{\text{solv}} G^\circ$ равны соотв. 135,8 и 126,5 кДж/моль. Результаты обсуждены с т. зр. точности определения $\Delta_t G^\circ$ и $\Delta G^\circ_{\text{solv}}$ без использования нетермодинамич. допущений.

Д. А. Федосеев

X. 1988, 19, N 17

Fe^{2+}

1988

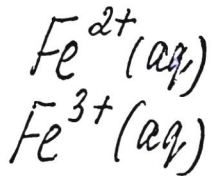
3 2 Б3256. Гидратация ионов двухвалентного железа в водных растворах. Hydration of iron(II) ion in aqueous solutions / Kalman E., Radnai T., Pálinskás G., Hajdu F., Vértés A. // Electrochim. acta.— 1988.— 33, № 9.— С. 1223—1228.— Англ.

При т-ре жидк. азота изучены параметры мессбауэровских спектров замороженных водн. р-ров, содержащих соли двухвал. железа, а также добавки нек-рых электролитов или глицерин. Также выполнено сравнительное исследование спектров тв. кристаллогидратов различного состава сульфатов и хлоридов железа. Кроме того, проведено рентгеноструктурное исследование водн. р-ров $Fe(ClO_4)_2$, $FeSO_4$ и $FeCl_2$ и определены параметры гидратных оболочек ионов. По этим данным показано, что в изученных р-рах основным комплексом являются ионы $Fe(H_2O)_6^{2+}$. В р-рах также присутствуют комплексы состава $Fe(H_2O)_5A$. Содержание этих комплексов увеличивается с ростом конц-ии солей, а в 1 М водн. р-рах сульфата и хлорида железа составляет 20 и 40% соответственно.

В. В. Сергиевский

Fe

х. 1989, №2



1989

Stimov M.E.,

Calorimetric Determination
of The Standard Enthal-
pies of Formation of
 $Fe^{2+}(aq)$ and $Fe^{3+}(aq)$

$\Delta_f H^\circ$

ICCTC, Beijing, China

August 25/28, 1989, E 9. E 9

Fe^{2+}

Fe^{3+}

1989

УЗ И366. Вычисление термодинамических изотопических эффектов растворителя для ионов двухвалентного и трехвалентного железа в воде. Calculation of the thermodynamic solvent isotope effect for ferrous and ferric ions in water / Kneifel Charles L., Friedman Harold L., Newton Marshall D. // Z. Naturforsch. A.— 1989.— 44, № 5.— С. 385—394.— Англ.

Методом молекулярной динамики исследованы особенности структуры гидратационных комплексов Fe^{2+} и Fe^{3+} в H_2O и D_2O . Вычислены различные корреляционные ф-ции, автокорреляционные ф-ции скорости и соответствующим им спектры мощности. Особое внимание уделено исследованию изотопич. эффекта при замене $H \rightarrow D$. Вычислены свободные энергии переноса ионов из H_2O в D_2O . Показано, что изотопич. эффект отражает, в основном, процессы взаимной компенсации валентных и либрационных мод. Полученные результаты в целом согласуются с результатами проведенных ранее квантовомеханич. расчетов. Отмечено, что более хорошего согласия с эксперим. данными можно достичь при модификации вида используемого модельного потенциала. Библ. 26.

Н. И. Лебовка

ф. 1990, № 3

Fe^{2+} , Fe^{3+}

1990

/ 13 Б3178. Уточненный расчет свободной энергии гидратации ионов Fe^{3+} и Fe^{2+} [методом] свободной энергии возмущения. Accurate free energy perturbation calculation of the hydration free energies of Fe^{3+} and Fe^{2+} / Urban J. J., Damewood J. R. // J. Chem. Soc. Chem. Commun.— 1990.— № 22.— С. 1636—1638.— Англ.

Детально описано моделирование процесса гидратации методом «молек. динамики—свободной энергии возмущения», позволившего, как ранее было опубликовано, достичь согласия рассчитанных значений свободной энергии гидратации ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} и усредненных по времени их КЧ с эксперим. величинами.

Л. В. Арсеенков

Х. 1991, N 13

Fe^{2+}
 Fe^{3+} aq

1990

114: 50785c Accurate free energy perturbation calculation of the hydration free energies of Fe^{3+} and Fe^{2+} . Urban, Joseph J.; Damewood, James R., Jr. (Dep. Chem. Biochem., Univ. Delaware, Newark, DE 19716 USA). *J. Chem. Soc., Chem. Commun.* 1990, (22), 1636-8 (Eng). Mol. dynamics/free energy perturbation (MD/FEP) calens. have resulted in free energies of hydration and time-av. coordination nos. for Fe^{3+} and Fe^{2+} that are in excellent agreement with previous detd. exptl. values.

(ΔG)

C.A. 1991, 114, N6

Fe_x кластер

1996

X=20-700

металл-
сб-ла

126: 98201j Magnetic and thermal properties of Fe, Co and Ni clusters in a molecular beam. Billas, Isabelle M. L.; Gerion, D.; Hirt, A.; Chatelain, A.; De Heer, Walt. A. (Institute Experimental Physics, Swiss Federal Institute Technology, CH-1015 Lausanne, Switz.). *Proc. Sci. Technol. At. Eng. Mater.* 1995 (Pub. 1996), 341-349 (Eng). Edited by Jena, Puru; Khanna, Shiv N.; Rao, B. K. World Scientific: Singapore, Singapore. The magnetic properties of Fe, Co and Ni clusters in a mol. beam were studied in a magnetic Stern-Gerlach deflection expt. Clusters with ~20 to 700 atoms were studied and their magnetic properties studied as a function of size and temp. (from 80 K and 1000 K). Preliminary results on cluster sp. heats of Fe and Ni clusters are presented for the 1st time.

(+2) □ Co_x, Ni_x кластер
● X=20-700

С.А. 1997, 126, №7

Fe^{2+}

Om. 40574

2000

Резницкий Л.А.,

ΔH° ,
 S° ,

д. ф.и. химии, 2000, 74,
N 12, с. 2258-59.

В б-ре Ждановым применены координаты
ного числа координатного
плеча при перемещении  координатной
иской в квадратную координату

в кислородном окружении.

Fe₂

[Om. 41931]

2003

Charles W. Bauschlicher Jr.
et al.,

Nat. Phys., 2003, 101,
N1-2, 93-98.

Can all the Fe₂ experimen-
tal results be explained?