

SHO4



HSO_4^- (р-р, H_2O)
(Δf H.)

~~1955~~

67-II-ТКВ

Воробьев А.Ф.

Витальный образования иона HSO_4^- р-р,
гипот. недисс. ∞H_2O , 4 с.

HSO₄⁻

1937

Pitzer R.S.

"J. Am. Chem. Soc."

1937, 59 2365-71.

Altusung.

III-4995-III
1390-5664-III

1959

~~KClO₃~~, ~~KClO₄~~, ~~H₂SO₄~~, H₂SO₄ (R₂)

Aentama J.

Suomen kemistilihti, 1959, 32, 11 4, 355-357.

A cryoscopic study of the dissociation of sodium sulfate and sulphuric acid.
(AHCI.)

14, 1959,
35444.

B



297

φ-K

1962

 $\text{HSO}_4^- (\text{aq})$ LiSO_4^- Na_2SO_4

ДМ

2Б330. Стандартная энтальпия образования комплексных ионов сульфата в воде. I. HSO_4^- , LiSO_4^- , NaSO_4^- . Austin J. M., Mair A. D. The standard enthalpy of formation of complex sulfate ions in water. I. HSO_4^- , LiSO_4^- , NaSO_4^- . «J. Phys. Chem.», 1962, 66, № 3, 519—521 (англ.)

В двойном калориметре при 25° измерены энтальпии разбавления р-ров HClO_4 , NaClO_4 и LiClO_4 более разб. р-рами тех же соединений, а также разб. р-рами H_2SO_4 , Na_2SO_4 и Li_2SO_4 соответственно. Конц-ии р-ров были подобраны таким образом, чтобы ионная сила соответствующих р-ров при разбавлении р-рами как перхлоратов, так и сульфатов была одинаковой. Разница между величинами энтальпий разбавления р-рами перхлоратов и сульфатов интерпретировалась как энтальпия образования комплексных ионов HSO_4^- , NaSO_4^- и LiSO_4^- . Кол-ва образующихся в р-ре комплексных ионов рассчитывались по литературным данным о коэф. активности и константах ассоциации. Экстраполяция величин энтальпий образования к р-рам с ионной силой, равной нулю, производилась по литературным данным о диэлектрич. постоянных



X. 1963. 25.

См. № 100.

р-ров. Величины энтальпий образования HSO_4^- и NaSO_4^- найдены равными 5740 ± 200 и 1120 ± 800 кал/моль соответственно. Разницы между энтальпиями разбавления р-ра LiClO_4 р-рами LiClO_4 и Li_2SO_4 не обнаружено, что свидетельствует о равенстве нулю энтальпии образования иона LiSO_4^- или о том, что этот ион в р-ре не образуется. Полученные данные сравнены с литературными. А. Воробьев



1963

Composition and equilibrium in the $\text{H}_2\text{SO}_4\text{-H}_2\text{O}$ system.

N. G. Zarakhani and M. I. Vinnik (Inst. Chem.-Phys. Acad. Sci. U.S.S.R., Moscow). *Zh. Fiz. Khim.* **37**, 503-9(1963); cf. *CA* **50**, 16291a. The Raman spectra of the $\text{H}_2\text{SO}_4\text{-H}_2\text{O}$ system was detd. at $25 \pm 0.5^\circ$ with an av. error of 5%. The frequency, ν , of lines 1040 and 980 cm^{-1} of HSO_4^- and SO_4^{--} , resp., was practically independent of the acid concn., $C_{\text{H}_2\text{SO}_4}$. The molar coeff. of the intensity I , α , of SO_4^{--} was detd. from the slope of the line I_{980} vs. concn. of aq. Na_2SO_4 and α of H_2SO_4 and HSO_4^- from the slopes of I_{910} and I_{1040} vs. $C_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ lines. The concn. of SO_4^{--} was negligible at $C_{\text{H}_2\text{SO}_4} \geq 8.20 \text{ M}$. The total H_2O content in solns. from H_2O to 75% H_2SO_4 was detd. by the change in I of the line $\sim 3460 \text{ cm}^{-1}$ characterizing the O...H bond. Dilg. the acid from 98 to 40% lowered ν of the 910 line to 884 cm^{-1} . But the fact that this line was present even in 15% acid suggested that undissocd. H_2SO_4 was present in the form of $\text{HSO}_4^- \cdot \text{H}_3\text{O}^+$ so that the concn. of the latter could be calcd. from the change in ν of the 910 cm^{-1} line. The log of the equil. const. of the reaction $\text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{HSO}_4^- \cdot \text{H}_3\text{O}^+$ thus obtained was 5.29. In the concn. range from 100 to 70% H_2SO_4 the acidity function H_0 (*loc. cit.*) was calcd. In the concn. range the activity of HSO_4^- was practically const. GBJR

 $\text{H}_2\text{SO}_4\text{-H}_2\text{O}$ HSO_4^- K_p

C.A. 1963.59.1

75d

~~H₂SO₄~~

HSO₄

1964

/ Dissociation of the bisulfate ion. H. S. Dunsmore and G. H. Nancollas (Univ. Glasgow, Scot.). *J. Phys. Chem.* 68(6), 1579-81(1964). Values from the literature or the 2nd dissocn. const., K_2 , of H₂SO₄ are compared and the best value is 0.0103 ± 0.0001 mole/kg. Conductimetric, spectrophotometric, and potentiometric measurements all fall within this range.

Dorothy M. Goode

C. 1. 1964 6/16 6456 h.

1964

 HSO_4^-

У 6 Б872. Зависимость константы диссоциации иона HSO_4^- от давления. Horne R. A., Courant R. A., Frysinger G. R. The pressure-dependence of the dissociation constant of the hydrogen sulphate ion. «J. Chem. Soc.», 1964, Apr., 1515—1516 (англ.)

Измерена уд. электропроводность 0,10 М р-ра HCl и 1,55 М р-ра H_2SO_4 при 25° и гидростатич. давлении (P) от 1 до 3500 атм. При $P=1$ атм мол. электропроводности (λ) этих р-ров равны, но с увеличением P $\lambda_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ растет быстрее, чем λ_{HCl} . На основе подавляющего вклада подвижности иона H^+ в λ авторы относят рост отношения $\lambda_{\text{H}_2\text{SO}_4}/\lambda_{\text{HCl}}$ с P за счет увеличения константы

x. 1965. 6

диссоциации (K) иона HSO_4^- (ионизации H_2SO_4 по первой ступени и HCl считается полной). Так как при $P=1 \text{ атм}$ в $1,55 \text{ М}$ р-ре H_2SO_4 $[\text{H}^+]=1,64 \text{ г-ион/л}$, то при изменении P $[\text{H}^+]=1,64 (\lambda_{\text{H}_2\text{SO}_4}/\lambda_{\text{HCl}}) \text{ г-ион/л}$ и $K = [1,64 (\lambda_{\text{H}_2\text{SO}_4}/\lambda_{\text{HCl}})] [1,64 (\lambda_{\text{H}_2\text{SO}_4}/\lambda_{\text{HCl}}) - 1,55] / [3,10 - 1,64 (\lambda_{\text{H}_2\text{SO}_4}/\lambda_{\text{HCl}})]$. При $P=3500 \text{ атм}$ величина K иона HSO_4^- в 2—3 раза больше, чем при 1 атм . Ошибка в определении K оценивается равной 10—15%.

А. Лебедев

H_2SO_4 (V)

XII-5a

1965

XII-562

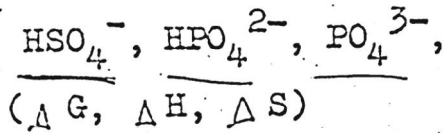
Dissociation constant of the bisulphate ion at 25°C. A. K. Covington, J. V. Dobson, and Lord Wynne Jones (Univ. Newcastle-upon-Tyne, Engl.). *Trans. Faraday Soc.* 61(513), Pt. 9, 2057-62(1965)(Eng). Hg/Hg₂SO₄ and H electrodes are used in cells contg. Na₂SO₄ and NaHSO₄ to evaluate the second dissoen. const. K_2 or H₂SO₄. The K_2 value obtained from the exptl. emf. values depends on the value chosen for the ion-size parameter in the Debye-Hueckel formula. This is also true for a similar cell contg. added NaCl so that the Ag/AgCl electrode can be used, as well as for a cell contg. H₂SO₄ and HCl. The emf. measurements indicate $K_2 = 0.0106 \pm 0.0009$, but it appears that neither emf. nor spectrophotometric methods allow K_2 to be fixed very closely.

Rudolf R. Burke

C.A. 1965. 63. 11
14131 cd

12 1965

4239



XII 629

Hansen L.D., Christensen J.J.,
Izatt R.M.

Chem. Commun., 1965, N3, 36-38

Entropy titration. ...

FX, 1966, 36540
E.C.L. d. H.

W

orig.

2

HSO_4^-

Quist A.S., et al.

1965

J. Phys. Chem., 1965,

69, ~8, 2726.

K_2SO_4

($\text{C}_{10}\text{H}_8\text{SO}_4$)I

$\text{Te}(\text{SO}_4)^+$; $\text{TeH}\text{SO}_4^{2+}$; $\text{Te}(\text{SO}_4)_2^-$; $\text{Te}(\text{HSO}_4)_2^{+1965}$
 $\text{Te}(\text{HSO}_4)(\text{SO}_4)$; TeSO_4^- ; $\text{Te}(\text{SO}_4)_2^{+3}$ HSO_4^- (ICP)

Кульба Ф.Я., Яковлев Ю.Б., Миронов В.Е.

Х. неорганич. химии, 1965, 10, 12, 2044-52

XII 844

Потенциометрическое исследование сульфатных
комплексов таллия.

V-5232

РЖХ, 1966.

Яц.

3

Ф

HSO_4^- , HPO_4^{2-} (Kp, ΔH) 1966

~~#371~~

XII - 1062

Christensen J.J., Izatt R.M., Hansen L.D.
Partridge J.A.

J. Phys. Chem., 1966, 70, N 6,
2003-2010

Entropy titration. A calorimetric method
for the determination of ΔG , ΔH , and ΔS
from a single thermometric titration

PX., 1967, 56660

В аспек^W
у нас

F

$$\text{HSO}_4^- , \text{H}_3\text{O}^+ , \text{H}_3\text{O}^+ \cdot \text{HSO}_4^- \quad (\Delta H_p)^{-1} = 1967$$

Karyuk O. U., XII 838

Mc. Coy. Summer, 1967, U(9), 2245-51.

Преобладание равновесия в
88-99% серной кислоте

88-22/0 сурной Келлер

14,5 (с/г)

bag 9
CA: 1968, 68, 56, 247482

71 SO₄⁻

Bep IX-58

1967

K_c

63255m A spectrophotometric determination of the dissociation constant of bisulfate ion in aqueous solution. Somesh Chakraborti (Calcutta Univ., Calcutta). *J. Indian Chem. Soc.* 44(6), 554-5(1967)(Eng). Bromocresol green (0.4 g./l.) was used as an indicator to help in the detn. of the dissocn. const., K for HSO_4^- . With ionic strengths of 0.015, 0.018, 0.0225, 0.003, 0.0405, 0.048, 0.06, and 0.072, $K \times 10^4$ with NaCl was 89.6, 91.6, 88.2, 82.2, 80.7, 80.6, 73.2, and 77.6, resp., and with BaCl_2 , 107.9, —, 104, 103.4, 105.2, 102.8, 108.6, and —, resp. The extrapolated values of K are 0.0097 for NaCl and 0.0104 for BaCl_2 with the ave. 0.0101 ± 0.0004 . DHJN

C.A. 1968.

68.14

БФ-Х/ 992 1967

НСО₄

рК

19 Б759. Применение калориметрии для прецизионного термометрического титрования некоторых химических систем. Christensen James J., Hansen Lee D., Izatt Reed M., Partridge Jerry A. Application de la calorimétrie de la titration thermométrique de haute précision a plusieurs systèmes chimiques. «Colloq. internat. Centre nat. rech. scient.», 1967, № 156, 207—218. Discuss., 218—219 (англ.; рез. франц.)

Для термометрич. титрования сконструирован калориметр, прецизионность и правильность показаний которого сравнимы с классическими. Тепловое значение калориметра около 104 кал/град. Изменения т-ры производятся при помощи термистора. Определена теплота иониза-

х. 1968. 19

IX

ции воды с точностью 0,2%. Полученные результаты (13,34 ккал/моль) хорошо согласуются с литературными. Определены рК для HSO₄⁻ и HPO₄⁻ с точностью $\pm 0,03$ ед. рК. Разработанная методика особенно пригодна для определения малых теплот ионизации. Так напр., авторам удалось определить значения ΔH для первой и второй стадии диссоциации некоторых дикарбоновых кислот.

В. А. Холлер

HSO_4^-

1967

1 21 Б1024. Определение констант диссоциации бисульфат-ионов при различных ионных силах и температурах растворов. Вдовенко В. М., Лазарев Л. Н., Хворостин Я. С. «Ж. неорганической химии», 1967, 12, № 5, 1152—1157

Потенциометрическим методом определены константы диссоциации бисульфат-ионов K_2 в р-рах $\text{HClO}_4\text{—NaClO}_4$ при концентрации водородных ионов 0,100 г-ион/л. При ионной силе (I) 0,50 величины K_2 равны 6,06 (20°), 5,50 (25°) и 4,08 (35°); при I 1,00 — соотв. 8,38; 7,52 и 5,76; при I 2,00 — соотв. 12,0; 11,1 и 8,23. На основании полученных данных рассчитаны значения ΔZ , ΔH и ΔS р-ции диссоциации для указанных условий. Автореферат

х. 1967. 21

H₂SO₄ ; Ru SO₄ (Kp)

VT 4637

1967

Вздовенко В.М., Лазарев Л.Н.,
Хорошайкин Д.С.,

Радиохимия, 1967, 9, № 4603

4

~~Поиск оптимума~~

О 612

Дел В

XII 831

H_2SO_4 , H_7 , HBr , HCl , HNO_3 ,
 H_2SO_4 , H_2SO_4 (кр)

11 13 1969
 12

Евстратова К.И., Гончарова К.Я.,
 Болозерская В.В.

Электростанция, 1969, 5, № 116-119.

Контакты диссоциирующие кислоты
 в уксусном ангидриде.

РМ Личн., 1969

1151247

В (ф)

1 (1)

90211.1836

Ch

H_2SO_4 (Kp)

XII-1842-BP

41197

1969

BP-XII-117

Lindstrom Richard E., Wirth Henry E.

Estimation of the bisulfate ion dissociation in solutions of sulfuric acid and sodium bisulfate.

"J. Phys. Chem.", 1969, 73, N 1, 218-223
(англ.)

949 954 9 5 8 9 7 0 П И Б В И Н И Т И

HSO₄⁻ (kp)

17.

XII 117

1969

Gindstrom R.E., Wirth H.E.

J. Phys. Chem., 1969, 73, 14, 218-223 (anal)
Estimation of the bisulfate ion
dissociation in solutions of sulfuric
acid and sodium bisulfate.

RECEIVED 11/10/69

Gifted, 1969
77-01059

Y B (cp)

HSO_4 , NaHSO_4 , (Do, Cp) 1969
 H_2SO_4 10 2

Readnow J.M., $\bar{x} 4783$ 8

Diss. Abstr. Int., 1969, B30, N^o4, 1574 (ann.)

Thermodynamic properties for the
dissociation of bisulfate ion and
the partial molal heat capacities
of bisulfuric acid and sodium
bisulfate over an extended tem-
perature range.

B

(8)

CA 1970, 72, N22, 115415t

H_2SO_4^-

K_p

Readman J. M.
Cobble J. W.

Thorg. Chem., 8 (10), 2174.

(Calc. NaHSO_4) 1



HSO_4^-

1969

1154151 Thermodynamic properties for the dissociation of bisulfate ion and the partial molal heat capacities of bisulfuric acid and sodium bisulfate over an extended temperature range. Readnour, Jerry M. (Purdue Univ., Lafayette, Indiana). 1969, 157 pp. (Eng). Avail. Univ. Microfilms, Ann Arbor, Mich., Order No. 69-17,243. From *Diss. Abstr. Int. B* 1969, 30(4), 1574. SNDC

m g cb-ba

(+2)

No. 80,
1969

C. A. 1970. 72.22



MSO₄

ВЗ-Х/1-1865 1969

2 Б735. Расчет величин ΔH и K по кривым термометрического титрования. Wanders A. C. M., Zwietering Th. N. Calculation of ΔH and K values from thermometric titration curves. «J. Phys. Chem.», 1969, 73, № 6, 2076—2078 (англ.)

Рассчитаны изменение энтальпии ΔH и константа равновесия K р-ции $\text{HSO}_4^- = \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ методами итерации (1) и совместного решения ур-ний (2). Показано, что метод (1) дает значительно лучшие результаты в случае простых равновесий. Метод (1) позволяет выявить ошибки в расчете исходных величин ΔH и K . Обсуждены теоретич. предпосылки этого метода расчета. П. М. Чукуров

Кр, ΔH

Х. 1960. 2

B9-X11-1865

1969

HSO_4^-

ΔH
 K_p

54406w Calculation of ΔH and K values from thermometric titration curves. Wanders, A. C. M.; Zwietering, Th. N. (Cent. Lab., Staatsmijnen DSM, Geleen, Neth.). *J. Phys. Chem.* 1969, 73(6), 2076-8 (Eng). Much better agreement between observed and calcd. heat of reaction values can be obtained with reaction enthalpy (ΔH) and equil. const. (K) values derived by the use of the iterative method than values derived by the method of simultaneous soln. (L. D. Hansen, 1965). The iterative evaluation of thermometric titrn. data for the reaction $\text{HSO}_4^- = \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ was carried out. CJJN

C.A. 1969. H. 12

1971

HSO_4^-

15 B745. Термодинамика образования комплексов металлов в водном растворе. III. Калориметрическое изучение бисульфата, а также сульфатных, ацетатных и роданидных комплексов шестивалентного урана. Ahrlund Sten, Kullberg Lennart. Thermodynamics of metal complex formation in aqueous solution. III. A calorimetric study of hydrogen sulphate and uranium(VI) sulphate, acetate, and thiocyanate complexes. «Acta chem. scand.», 1971, 25, № 10, 3677—3691 (англ.)

Le

AG

Методом калориметрич. титрования при t -ре 25° и ионной силе μ -ра 1 М (NaClO_4) найдены константа устойчивости (β) и энтальпия (ΔH°) образования аниона HSO_4^- соотв. равные $11,5 \text{ моль}^{-1}$ и $23,47 \pm 0,25 \text{ кДж/моль}$. По этим величинам рассчитаны изменения свободной энергии (ΔG°) и энтропии (ΔS°) в процессе образования HSO_4^- , равные $-6,05 \pm 0,10 \text{ кДж/моль}$ и $99,0 \pm 0,9 \text{ Дж/}$

X. 1972. 15

/град·моль соотв. Этим же методом определены ступенчатые β и ступенчатые ΔG° , ΔH° и ΔS° образования комплексов NO_2^{2+} с SO_4^{2-} , AsO^- и NCS^- -ионами (I—III соотв.). Величины β_1 и β_2 , $-\Delta G_1^\circ$ и ΔG_2° , ΔH_1° и ΔH_2° , ΔS_1° и ΔS_2° соотв. равны: 64 ± 6 и 570 ± 60 , $10,31 \pm 0,24$ и $5,42 \pm 0,40$, $18,23 \pm 0,17$ и $16,88 \pm 0,36$, $95,7 \pm 1,0$ и $74,8 \pm 1,8$ (I); 263 ± 10 и $(2,6 \pm 0,2) \cdot 10^4$, $13,81 \pm 0,09$ и $11,39 \pm 0,21$, $10,54 \pm 0,10$ и $9,67 \pm 0,20$, $81,7 \pm 0,5$ и $70,6 \pm 1,0$ (II); $5,6 \pm 0,3$ моль $^{-1}$ и $5,2 \pm 1,0$ моль $^{-2}$, $4,27 \pm 0,14$ и $-0,2 \pm 0,7$ кдж/моль, $-3,22 \pm 0,06$ и $-5,7 \pm 0,6$ кдж/моль, $3,5 \pm 0,5$ и $-19,8 \pm 3,0$ дж/град·моль (III). Значения β_3 , $-\Delta G_3^\circ$, ΔH_3° , ΔS_3° для II и III соотв. равны: $(2,5 \pm 0,3) \cdot 10^6$ и 15 ± 5 моль $^{-3}$, $11,31 \pm 0,35$ и $2,6 \pm 1,2$ кдж/моль, $-4,0 \pm 0,4$ и $2,9 \pm 1,0$ кдж/моль, $24,5 \pm 1,8$ и 18 ± 5 дж/град·моль. Представленные результаты несколько отличаются от лит. данных, что объяснено большей надежностью калориметрич. измерений по сравнению с др. методами. Сообщ. II см. РЖХим, 1972, 13Б749. Е. Ф. Перегудов

HSO₄⁻

BPP - XII - 931

1941

R guce

1228537 Potentiometric determination of dissociation constants of HSO₄⁻ ion dioxane-water media. Chakrabarti, Somesh; Aditya, S. (Dep. Appl. Chem., Univ. Coll. Sci. Technol., Calcutta, India). *J. Indian Chem. Soc.* 1971, 48(5), 493-8 (Eng). The dissocn. const. ($pK_2 = 2.86-4.72$) of HSO₄⁻, in dioxane (20, 40, 60)-water (80, 60, 40)% at 25-35°, increased with temp. at a given dioxane concn., and increased with dioxane concn. at a given temp. The entropy changes at 25° (in cal/deg-mole) and enthalpy changes (in kcal/mole) calcd. from the pK_2 values, resp., are: 20% dioxane, -34.2, -6.3; 40% dioxane, -42.6, -7.2; 60% dioxane, -48.0, -8.0.

C.A. 1941. 4520

HSO_4^-

1971

K_c

(50758t) Study of the equilibrium $\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{HSO}_4^-$.
Cudey, G.; Reggiani, J. C. (Lab. Chim.-Phys., Fac. Sci. Besancon, Besancon, Fr.). *Cah. Therm.* 1971, No. 1(Pt. 2), 2-12 (Fr). In 2M NaCl, the equil. const. ($K = 7.5-8\text{M}^{-1}$) and the molar heat of reaction ($q = 22,500-23,000\text{ J}$) for $\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{HSO}_4^-$ were detd. calorimetrically by progressively adding 1.1M HCl (vol. $x\text{ l.}$) to the same vol. of Na_2SO_4 solns. ($C_0 = 0.022-0.11\text{M}$). In the absence of NaCl, q , 12,300 and 20,000 J, and $K = 16$ and 47M^{-1} , resp., for $C_0 = 0.11$ and 0.022M were obtained by extrapolating the measured heat of reaction to $x = 0$.

C.A. 1972. 76. 10

12

XII 919

1971

HSO₄⁻ (p-p; H₂O)(K_c)

Evans C.E., Monk C.B., Trans Faraday Soc
 1971, 67, N9, 2652 - 2658

E.M.F. studies of electrolytic dissociation
 Part II. The bisulphate ion at 25°C.

Prux 65.1230 1972

Y ref 6 cap 6
 GumpBer

20904.3925

Ch

H₂SO₄ - (1cp)

66074

39

1971
XII 1056

Mateo S., Díaz A., Brito F. Constante de
estabilidad del sistema sulfato-bisulfato
en (Mg)SO₄ 1 M y 25°C. "An. quim. Real
soc. esp. fis. y quim.", 1971, 67, N 12,
1179-1183

B

(исп., росс. англ.)

627 684

6 9 0

0697

НИИ

ВИНИТИ

H_2SO_4 - (K. & Hf)

12

VII 946

1972

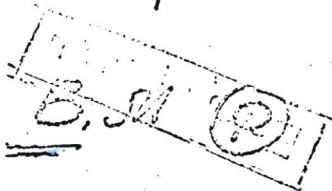
Colani S., Gianni P.

Anal. Chem., 1972, 44, 253-259 (cont.)

Comments on simultaneous determination of K
and H. Analysis of some calorimetric data
concerning the formation of bisulfate ion
in aqueous solution.

Pub. Dec. 1972

126737



1972

 HSO_4^-

157067q Second ionization constant of sulfuric acid in the

ag.

temperature range from 25 to 175°. Pavlyuk, L. A.; Smolyakov, B. S.; Kryukov, P. A. (Inst. Neorg. Khim., Novosibirsk, USSR). *Izv. Sib. Old. Akad. Nauk SSSR, Ser. Khim. Nauk* 1972, (3), 3-7 (Russ). The ionization consts., pK_a , of HSO_4^- in H_2O were detd. spectrophotometrically with 2,6-dinitrophenol as indicator at 25 to 175°C. They are: 2.020 (25°), 2.298 (50°), 2.434 (60°), 2.650 (75°), 2.879 (90°), 3.028 (100°), 3.407 (125°), 3.777 (150°), and 4.151 (175°). The temp. dependence is described by the relation: $\text{pK}_a = 509.56/T - 5.162 + 0.01826T$, where T is the temp. in °K. The variation of the pK_a is caused primarily by the change of the dielec. const. of H_2O .

Karel Seidl

Кноринг.

C.A. 1972. 77, N 24.

$\text{H}_3\text{O}^+; \text{HSO}_4^-$ (Кр) XI 3888 1973

Майоров В. Д., Либрович Н. Ю.,

Ж. физ. хим., 1973, 47, №7, 1752-4
(русск.)

Равновесие серная кислота-
-вода вблизи эквимолькуляр-
ного отношения серной кисло-
ты и воды.

В (СР)

СА, 1973, 79, №24, 140223f

31204.7203
Ch, TE

$MgSO_4$ - 97;
 H_2SO_4 - (K_p^{298K})

1973
IX-1442

Powell H. Kipton J.

Entropy titrations: a reassessment
of data for the reaction of the sulphate
ion with protons and with bivalent
metal ions.

"J.Chem.Soc.Dalton Trans.", 1973, N 19,
1947-1951

(англ.)

В. С. 76 - 6 - 13 - 11

1001 1002 1009

ВИНИТИ

12

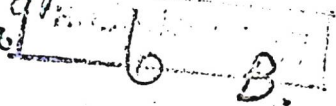
1971

 HSO_4^- (p.p. in H_2O) (K_2) III 924

Wirth H.E., Electrochim. acta, 1971,
16, n 9, 1345 - 1356

Activity coefficients in sulphuric acid
 and sulphuric-acid - sodium-sulphate
 mixtures. Can J Chem
49 1971

PmX 65 1287 1972



HSO₄

(K_p)



(+) S₂O₇²⁻

CA. 1975. 82 N2

8189g Measurement of the pH and autoprotolysis in molten potassium bisulfate at 220°. Vilaverde, Jean P.; Picard, Gerard; Vedel, Jaques; Tremillon, Bernard (Lab. Electrochim. Anal. Appl., Ec. Natl. Super. Chim., Paris, Fr.). *J. Electroanal. Chem. Interfacial Electrochem.* 1974, 54(2), 279-88 (Fr). PH variations in molten KHSO₄ at 220°, have been measured by means of an indicator electrode in a special glass. Thus, it has been possible to det. titrn. curves of SO₄²⁻ (the strong base) by H₂SO₄ (giving rise to the solvated H⁺ ions). From these curves were deduced the soly. value of K₂SO₄, and the value of the apparent const. of autoprotolysis $K_i = [\text{SO}_4^{2-}][\text{solvated H}^+]$. The exptl. pH scale, between the K₂SO₄ satd. soln. and concd. H₂SO₄ solns., shows an extent of only about 2 to 2.5 units. The influence of H₂O (the activity of which was measured by its vapor pressure) on the apparent autoprotolysis equil. has been exptl. obsd. Detn. of the equil. const. of HSO₄⁻ dehydration to form S₂O₇²⁻ at 220° ($K_p = 7 \times 10^{-3}$ atm) indicates that the reversible transformation of HSO₄⁻ into S₂O₇²⁻ is responsible for the obsd. K_i variations. These variations as a function of H₂O vapor pressure were accounted for with the assumption that H₂SO₄ is the species corresponding here to the solvated H⁺, and not H₃O⁺ or HS₂O₇⁻. By extrapolation, the value of the autoprotolysis product for the pure molten KHSO₄ has been obtained (at 220°): $K_i = [\text{H}_2\text{SO}_4][\text{SO}_4^{2-}] = (4.5 \pm 0.3) \times 10^{-3} \text{ mole}^2\text{kg}^{-2}$.

1974

HSO_4^-

(к смас)

1975
Feldmane Dz.
Berdnikov V. M.

Zh. Fiz. Khim 1975,
49 (12) 3152-6 (Russ)

(see TiSO_4^+ ; T)

И804-

Ходаковский И.Л. 1975

"Исследования в области
переносимости водных
кров при высоких давле-
ниях и температур"

Ср. Авторизован на сессия-
не ученой сессии Д.Х.Ч.

HSO_4^-
 HCO_3^-

XII-1834a

1977

✓ 13 Б1484. Потенциометрическое определение констант ионизации ионов HSO_4^- и HCO_3^- в формамиде. Dash Upendra Nath. Potentiometric determinations of ionization constants of HSO_4^- and HCO_3^- ions in formamide. «Austral. J. Chem.», 1977, 30, № 12, 2621—2624 (англ.)

В интервале т-р 5—45° (через 5°) определены и табулированы константы равновесия (pK) р-ций ионизации ионов HSO_4^- и HCO_3^- в формамиде. Экстраполированные к нулевой ионной силе значения pK_0 иона HSO_4^- монотонно уменьшаются с ростом т-ры от 5,86 при 5° до 4,95 при 45°. В случае иона HCO_3^- pK_0 уменьшаются от 10,54 (5°) до 10,07 (30°) и затем возрастают до 10,09 (40°). Значения pK_0 сопоставлены с соотв-щими данными для водн. р-ров. Обсуждены трудности, возникающие при определении величин pK в формамиде.

А. С. Соловкин

(Кс)

(+1) ☒

22.1943, 1118

HSO_4^-

XII-1837a

1977

HCO_3^-

88:42293v Potentiometric determinations of ionization constants of bisulfate and bicarbonate ions in formamide. Dash, Upendra Nath (Dep. Chem., Gangadhar Meher Coll., Sambalpur, India). *Aust. J. Chem.* 1977, 30(12), 2621-4 (Eng). With the cell $\text{Ag-AgCl}|\text{KCl}(m_3), \text{K}_2\text{A}(m_2), \text{KHA}(m_1), \text{QH}_2\text{-Q}|\text{Pt}$, where A stands for SO_4^{2-} or CO_3^{2-} , the ionization consts. of the HSO_4^- and HCO_3^- ions in formamide were detd. at different temps. The std. thermodyn. quantities, ΔG° , ΔH° and ΔS° , were calcd.

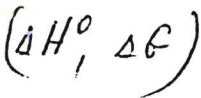
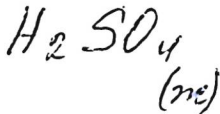
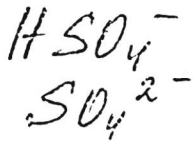
$\Delta G^\circ, \Delta H^\circ, \Delta S^\circ$

(+1) $\square$



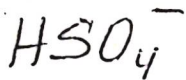
C.A., 1978, 82, N6

1977



87: 74401z Thermodynamics of electrolytes. 7. Sulfuric acid. Pitzer, Kenneth S.; Roy, Rabindra N.; Silvester, Leonard F. (Lawrence Berkeley Lab., Univ. California, Berkeley, Calif.). *J. Am. Chem. Soc.* 1977, 99(15), 4930-6 (Eng). Although the thermodyn. properties of H_2SO_4 above 0.1 M and near 25° are well established numerically, they have not been represented accurately by equations which are based upon the ionic species present, H^+ , HSO_4^- , and SO_4^{2-} . Such equations were developed over the range from 0 to 6 M in a system compatible with those for fully dissocd., strong electrolytes. The enthalpy is treated as well as the activity and osmotic coeffs. These equations also establish the solute std. state and the relationship between the properties of H_2SO_4 in that state with those for the pure acid. Among the results obtained (for 25°) are the dissocn. const. 0.0105 and the heat of dissocn. $-5.61 \text{ kcal mol}^{-1}$ for HSO_4^- and the entropy of SO_4^{2-} , 4.2 ± 0.2 , and of HSO_4^- , $32.1 \pm 0.3 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Also for the reaction $\text{H}_2\text{SO}_4(l) = 2\text{H}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$, $\Delta H^\circ = -22844$, $\Delta G^\circ = -12871 \text{ cal mol}^{-1}$.

C.A. 1977. 87 1210



ammonia 5581

1977

Pitzer K.S., Roy R.H.
Silvester L.F.

(ΔS)

Altguell; Y. Amer. Chem. Soc.
Agazzi; (Preprint 2BL-3970)
Thermodyn. of Electrolytes.

VII H_2SO_4

HSO_4

BP-I-663

1977

Kgucceas

87: 29855q Ferric hydrous oxide sols. 2. Thermodynamics of aqueous hydroxo and sulfato ferric complexes. Sapienszko, Ronald S.; Patel, Ramesh C.; Matijevic, Egon (Inst. Colloid Surf. Sci., Clarkson Coll. Technol., Potsdam, N. Y.). *J. Phys. Chem.* 1977, 81(11), 1061-8 (Eng). Ferric ion hydrolysis and complexation by sulfate ion were extensively studied by spectrophotometric, potentiometric, and combined stopped-flow temp. jump techniques. Results were analyzed by applying both graphical and computerized general multiparametric curve-fitting procedures. Equil. consts. for the following reactions were detd. over the temp. range from 25-80° and, in some cases, over a range of ionic strengths: $\text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$, K_1 ; $\text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2^+ + 2\text{H}^+$, K_2 ; $2\text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{Fe}_2(\text{OH})_2^{4+} + 2\text{H}^+$, K_{22} ; $\text{Fe}^{3+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{FeSO}_4^+$ K_{ML} . In addn., the equil. consts. for HSO_4 dissocn., NaSO_4^- ion pair formation, and FeHSO_4^{2+} complex formation were obtained. The formation consts. were used to construct species distribution diagrams in the absence and in the

C. A. 1977. 87 ~ 4



(+2)



NaSO_4^-
 FeHSO_4^{2+} (Kodfay)

presence of sulfate ions at 25, 55, and 80°. Changes in concn. of the various ferric complexes with increasing temp. indicated possible mechanisms explaining the formation of monodispersed basic ferric sulfate hydrosols. Application of the study to the anal. of atm. steel corrosion in the presence of sulfate ions is discussed.

Dec. 6185, 6111

1978

HSO₄

5661-111-1978

 $\Delta G^\circ, \Delta H^\circ, \Delta S^\circ$
 (Knoyuz.)

88: 127109q Ionization constants and heats of ionization of the bisulfate ion from 5 to 55°C. Young, T. F.; Singleterry, C. R.; Klotz, I. M. (Dep. Chem., Univ. Chicago, Chicago, Ill.). *J. Phys. Chem.* 1978, 82(6), 671-4 (Eng). By the use of a novel precision indicator method the ionization consts. of the HSO₄ ion were detd. at 10° intervals from 5 to 55 ° with an error that is probably <2%. Because of specific salt effects, these consts. may be in error by ≤6%, but any larger value seems highly improbable. The value obtained from these data for the heat of ionization at 25° is in good agreement with calorimetric measurements. Both the ionization consts. and the related heats of ionization reported here are in sharp disagreement with those obtained from emf. measurements. For each of the temps. studied, the thermodyn. quantities ΔG° , ΔH° , and ΔS° were calcd. from the change of the ionization const. with temp. At 25 ° they have the following values: $K = 0.0105$, $\Delta H^\circ = -5188$ cal/mol, $\Delta G^\circ = 2721$ cal/mol, and $\Delta S^\circ = -26.52$ cal/mol⁻¹ K⁻¹.

C.A., 1978, 82, 118

HSO₄⁻
XII-1978

О.М. 6185, 6111

1978

16 Б1715. Константы и теплоты ионизации бисульфат-иона в интервале 5—55°. Young T. F., Singletary C. R., Klotz I. M. Ionization constants and heats of ionization of the bisulfate ion from 5 to 55° C. «J. Phys. Chem.», 1978, 82, № 6, 671—674 (англ.)

В интервале t -р от 4,7 до 54,6° спектрофотометрически с использованием нового индикаторного метода, основанного на применении в кач-ве индикаторного р-ра (ИР) $4 \cdot 10^{-6}$ М метилоранжа + $(3-6) \cdot 10^{-4}$ М HCl, определены термодинамич. константы ионизации (K_a) иона HSO₄⁻ в воде. Для корректировки эффекта нейтр. солей в кач-ве станд. электролитов использованы NaCl и BaCl₂. Изучено влияние различных электролитов на индикаторные равновесия в ИР (Na₂SO₄ — NaCl, Na₂SO₄ — NaNO₃, K₂SO₄ — KCl). С учетом солевого эффекта ошибки в определении $K_a \leq 2\%$ (максим. ошибка 6%). Из t -рной зависимости K_a определены и табулированы термодинамич. параметры процесса $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons$

Ke; 16, 14, 4,5

Х. 1978 № 16

$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^-$ (ΔG^0 , ΔH^0 и ΔS^0). Величины ΔH^0 , найденные в этой работе, удовлетворительно согласуются с полученным прямым калориметрич. методом. При 25° $K_a = 0,01015$, $\Delta H^0 = -5188$ кал/моль, $\Delta G^0 = 2721$ кал/моль, $\Delta S^0 = -26,52$ э. е. А. С. Соловкин

XII-2020

1978

 HSO_4^-

91; 182281b Formation of bisulfate ion in aqueous solutions. Fedorov, V. A.; Kalosh, T. N.; Deryagina, N. R. (Sib. Tekhnol. Inst., Krasnoyarsk, USSR). *Zh. Neorg. Khim.* 1979, 24(9), 2317-21 (Russ). The stability of HSO_4^- was detd. by a soly. method at 25° and ionic strength 0.5-4.0 (Li, Na(ClO₄)). The H^+ concn. was 0 to μ M. The concn. stability const. at 0 ionic strength is $\log \beta_1 = 1.72 \pm 0.10$. The stability const. is independent of H^+ concn.

(Kerad.)

C.A. 1979, 21, N22

1980

 HSO_4^-

18 Б1483 Деп. Определение константы устойчивости бисульфат-иона в сульфатно-перхлоратных растворах. Иваненко В. И., Кадырова Г. И. «Тр. 1-й науч. конф. молодых учен. 1979». Апатиты, 1980, 3—12, ил., библиогр. 7 назв. (Рукопись деп. в ВИНТИ 12 июня 1980 г., № 2328—80 Деп.)

(Kc)

Потенциометрическим методом изучена диссоциация бисульфат-иона в сульфатно-перхлоратных р-рах при $t = 25,00^\circ$ и общей конц-ии электролитов (H_2SO_4 , HClO_4 , NaClO_4). Определены значения константы устойчивости HSO_4^- -иона ($K_y^{\text{HSO}_4^-}$) в интервале конц-ий H_2SO_4 , 0,05—3,00 М при общей конц-ии H_2SO_4 и HClO_4 1; 2; 3 М. Показано, что при замене $\leq 30\%$ хлорной к-ты на серную $K_y^{\text{HSO}_4^-}$ сохраняется постоянной.

Автореферат

x 1980 N 18

HSO_4^-

$\text{pK}, \Delta H^\circ, \Delta S^\circ$

- ① 10 Б790. Система получения калориметрических данных с программирующим, портативным, недорогим микрокомпьютером. Pinnick Herbert R., Jr., Smith Robert L. A programmable, portable, low-cost microcomputer data acquisition system for a calorimeter. «Thermochim. acta», 1980, 35, № 3, 375—379 (англ.)

Описана блок-схема обработки термограмм, полученных в опытах автоматич. калориметрич. Тт, с использованием микрокомпьютера, выдающего программу для ЭВМ на языке Фортран. Пригодность предложенной системы проверена путем определения термодинамич. характеристик ионизации бисульфат-иона титрованием $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ хлорной к-той при ионной силе 0,137 М в конце Тт. Для ионизации HSO_4^- получено $\text{pK} = 1,98 \pm \pm 0,02$, $\Delta H^\circ = -4,80 \pm 0,10$ ккал/моль и $\Delta S^\circ = -25,2 \pm \pm 0,3$ э. е. Погрешность результатов меньше, чем известных лит. данных. Отмечена применимость предложенной схемы к любым эксперим. установкам, в к-рых

результаты регистрируются в зависимости вольтажа от времени. А. Б. Кисилевский

2-1980. N10

$\text{HSO}_4^- \text{ aq}$

1982

Parker V. B., Staples

мабмцы B. R., et al.

мерелог Div. Rep. Announce.

ор-цеей Index (U.S.) 1982,
82 (15) • 2987.

(see. $\text{OH}^- \text{ aq}$; I)

HSO_4^-

1982

Larson John W.,

$\text{Kp}, \text{ArH},$ Lee Kevin G., et al.

CP

Can. J. Chem., 1982,
60, N16, 2141-2150.

(cur. H_3PO_4 ; ~~VI~~^I)

HSO_4^-

1982

- 22 Б791. Микрокалориметрическое исследование термодинамики образования ионов HSO_4^- , AlSO_4^+ и $\text{Al}(\text{SO}_4)_2^-$ в водных растворах при температурах 25—70°С. Lo Chien—Cho, Meites Louis, Matijević Egon. A microcalorimetric investigation of the thermodynamics of formation of the HSO_4^- , AlSO_4^+ , and $\text{Al}(\text{SO}_4)_2^-$ ions in aqueous solutions at temperatures between 25 and 70°С. «Anal. chim. acta», 1982, 139, 197—205 (англ.)

ΔH ;

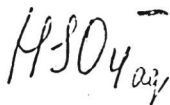
С помощью двойного дифференциального микрокалориметра при т-рах 25, 35, 50 и 70°С и ионных силах $\mu=0,1$ и $1,0$ (NaClO_4) определены константы равновесия (K) и энтальпии (ΔH) образования ионов HSO_4^- , AlSO_4^+ и $\text{Al}(\text{SO}_4)_2^-$ в водн. р-ре. Для иона HSO_4^- величины K и ΔH составили 0,103 моль и $-5,41$ ккал/моль, 0,074 и $-6,13$, 0,040 и $-6,78$, 0,028 и $-7,87$ при $\mu=1,0$.

(+1) Δ

Х. 1982, 19, N 22

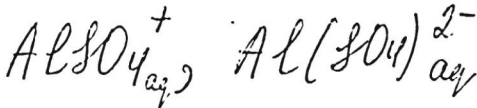
и указанных t -рах. Коэф. a , b и c t -рной зависимости $\Delta H = a(T-298)^2 + b(T-298) + c$ составили $8,038 \cdot 10^{-3}$, $-55,61$ и $-54,64$. При исследовании р-ров алюминия смешивали р-ры $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и H_2SO_4 и в расчете учитывали одновременное присутствие ионов HSO_4^- , AlSO_4^+ и $\text{Al}(\text{SO}_4)_2^-$. Для иона AlSO_4^+ получены значения K и ΔH , равные 2,84 и 6,93, 4,14 и 6,85, 6,95 и 6,78; $\text{Al}(\text{SO}_4)_2^-$ 2,02 и 2,46, 2,41 и 3,99, 3,60 и 6,75, 8,10 моль/л и 11,3 ккал/моль при $\mu=1,0$ и указанных t -рах соотв. Отмечено, что некоторые отличия полученных величин K и ΔH от лит. данных могут быть обусловлены неопределенностью поправки на энтальпию разбавления р-ра нитрата Al .

П. М. Чукуров



1982

97: 99342a A microcalorimetric investigation of the thermodynamics of formation of hydrogen sulfate and aluminum sulfate (HSO_4^- , AlSO_4^+ , and $\text{Al}(\text{SO}_4)_2^-$) ions in aqueous solutions at temperatures between 25 and 70°C. Lo, Chien Cho; Meites, Louis; Matijevic, Egon (Inst. Colloid Surf. Sci., Clarkson Coll. Technol., Potsdam, NY 13676 USA). *Anal. Chim. Acta* 1982, 139, 197-205 (Eng). The formation consts. and heats of formation of the hydrogen sulfate ion and the mono- and bisulfate complexes of Al(III) in aq. solns. having ionic strengths of 1 M were evaluated by microcalorimetry.

(72) ☒

C.A. 1982, 97, N12

HSO_4^-

1983

Murray Richard C.,
Cerbicciotti Daniel.

$\Delta_f G^\circ$; *J. Electrochem. Soc.*, 1983,
130, N4, 866-869.

● (cor. H_2S ; I)

HSO₄⁻ 10m. 23459 1984

Marcus Y., Loewenschuss A.,

S; Ann. rept. Progress Chemistry,
Section C, Physical Chemistry,
1984, C81, 81-135, chem.
● Soc. (London)

HSO_4^- (aq) | Om. 25810 |

1986

Dawson B.S.W., Irish D.E.,
et al.,

K_f ,

J. Phys. Chem., 1986,
90, N2, 334-341.

$\text{HSO}_4^-(\text{H}_2\text{O})_n(2)$ com. 25/91 1986

Reese R. F., Castleman
A. W., Jr.,

$\Delta_f H, \Delta_f S,$
 $\Delta_f G$ J. Phys. and Chem. Ref.
Data, 1986, 15, N3,
1011-1071.



HSO_4^- (aq)

1986

Шенгелев Б. Е.,
Валеев А. Т. и др.

Kp;

Журн. прикл. химии.

1986. Т. 59, № 8. С. 1856-1858.

Библ. погр.: 5 назв.

(сер. H_2SO_4 (aq); I).



1988

110:29656u: Studies on sulfate complexes. Literature data analysis of the stability of HSO_4^- and NaSO_4^- species in aqueous perchlorate solution at various temperatures and ionic strengths. De Stefano, Concetta; Rigano, Carmelo; Sammartano, Silvio; Scarcella, Rosario (Ist. Chim. Anal., Univ. Messina, 98166 S. Agata di Messina, Italy). *J. Chem. Res., Synop.* 1988, (11), 372-3 (Eng). Anal. of literature data allows reliable equil., $\log K^H$, and enthalpy, ΔH° , values to be obtained for HSO_4^- and NaHSO_4^- at different temps. (0-40°) and ionic strengths (0-1.5 mol/dm³).

 $(\Delta H, K_p)$ C.A. 1989, 110, N4

НСД₄⁻

(см. 29113)

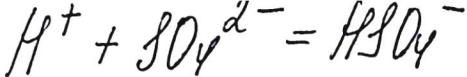
1988

Зракин С. У.

S²⁰₂₉₈

М. физ. химия, 1988,
62, N 4, 947 - 957.





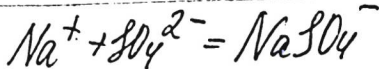
1988

110: 142430d Determination of thermodynamic data for modeling corrosion: Volume 1. Sulfates: final report. Izatt, R. M.; Christensen, J. J.; Oscarson, J. L. (Brigham Young Univ., Provo, UT USA). Report 1988, EPRI-NP-5708-Vol. 1; Order No. T188920253, 125 pp. (Eng). Avail. RRC, P.O. Box 50490, Palo Alto, CA. 94303. From *Energy Res. Abstr.* 1988, 13(15), Abstr. No. 33522. The aq. reactions, $H^+ + SO_4^{2-} = HSO_4^-$ and $Na^+ + SO_4^{2-} = NaSO_4^-$ were studied as functions of ionic strength at 150-320° by using a flow calorimetric procedure. Equil. consts. and thermodyn. values ($\log K$, ΔH , ΔS and ΔC_p) at $I = 0$ were derived from the data at each temp. By using these exptl. values, equations were derived for both systems. The use of equations contg. identical nos. of pos. and neg. charges on both sides of the equal sign (isocoulombic reaction principle) was evaluated as a technique for the extrapolation of $\log K$ values valid from <100° to temps. >350°. This evaluation indicated that the principle is a useful tool for predicting $\log K$ values up to 320°.

$\log K, \Delta H, \Delta S,$
 ΔC_p

(H) ☒

C.A. 1989, 110, N16



H_3O_4^-

(Om. 30801)

1988

Matsushima Y., Okuwaki A.,

Bull. Chem. Soc. Jap. 1988,

61, N^o, 3844-3846.

Kc;

$\text{H}_2\text{SO}_4^- \text{ aq}$

1988

109: 217107u Thermodynamic quantities for the interaction of sulfate with hydrogen ion and sodium ion(1+) in aqueous solution from 150 to 320°C. Oscarson, J. L.; Izatt, R. M.; Brown, P. R.; Pawlak, Z.; Gillespie, S. E.; Christensen, J. J. (Dep. Chem., Brigham Young Univ., Provo, UT 84602 USA). *J. Solution Chem.* 1988, 17(9), 841-63 (Eng). The aq. reactions, $\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{HSO}_4^-$, $\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{NaSO}_4^-$, and $\text{H}^+ + \text{HSO}_4^- = \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ were studied as functions of ionic strength(I) at 150, 175, 200, 250, 300 and 320° by using a flow calorimetric procedure. Equil. const., enthalpy, entropy, and heat capacity values at $I = 0$ were derived from the data at each temp. By using these exptl. values, equations describing $\log K$, ΔH , ΔS and ΔC_p at $I = 0$ and temps. from 150 to 320° were derived for each system. The use of equations contg. identical nos. of pos. and identical nos. of neg. charges on both sides of the equal sign (isocoulombic reaction principle) was evaluated as a technique for the extrapolation of $\log K$ values valid <100° to temps. >150°. This evaluation indicated that the principle gives good ests. up to 320°.

K , ΔH , ΔS ,

C_p ,

(+2)

~~17~~

C. A. 1988, 109, N 24

$\text{NaSO}_4^- \text{ aq}$, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$

4304

1990

/ 4 БЗ197. Константа диссоциации бисульфат-иона в водных растворах NaCl до температуры 250° C. Dissociation constant of bisulfate ion in aqueous sodium chloride solutions to 250° C / Dickson A. G., Wesolowski D. J., Palmer D. A., Mesmer R. E. // J. Phys. Chem.— 1990.— 94, № 20.— С. 7978—7985.— Англ.

В интервале т-р 50—250° C потенциометрич. методом в водн. р-рах NaCl конц-ий 0,1—5,0 Мл определена константа равновесия (K_a) р-ции $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$. На основе анализа собственных и ~~лит.~~ данных с использованием расширенной формы уравнения Дебая-Хюккеля и параметров взаимодействия по Питцеру получено соотношение, описывающее зависимость параметра $Q = \lg K_a - \lg [\gamma(\text{H}^+) \gamma(\text{SO}_4^{2-}) / \gamma(\text{HSO}_4^-)]$ от т-ры и ионной силы р-ра, содержащее 9 регулируемых параметров. По резюме

Kc

х. 1991, № 4

H_2SO_4

1989

8 БЗ127. Теплопроводность водных растворов серной кислоты / Расулов С. М., Абдулкадирова Х. С. // Геотермия. Т. 4/АН СССР. Даг. фил. Ин-т пробл. геотермии.— Махачкала, 1989.— С. 97—102.— Рус.

Стационарным методом плоского горизонтального слоя измерена теплопроводность водн. р-ров серной к-ты при $290 \div 373$ К. Получено уравнение, описывающее изменение теплопроводности в зависимости от концентрации и температуры. Дано качественное объяснение температурной и концентрационной зависимости теплопроводности в связи со структурой раствора. В частности, уменьшение температурного коэффициента теплопроводности с повышением концентрации объяснено разупорядочением растворов. По резюме

(теплопроводность)

Х.1991, №8

HSO_4^-

1990

(Kc)

113: 159954n Dissociation constant of bisulfate ion in aqueous sodium chloride solutions to 250°C. Dickson, Andrew G.; Wesolowski, David J.; Palmer, Donald A.; Mesmer, Robert E. (Mar. Phys. Lab., Scripps Inst. Oceanogr., La Jolla, CA 92037-0202 USA). *J. Phys. Chem.* 1990, 94(20), 7978-85 (Eng). The molal equil. quotients for the protolytic dissociation of HSO_4^- were measured potentiometrically in aq. NaCl by using a H electrode concn. cell with liq. junction. The ionic strength was varied from 0.1 to 5.0 at 50-250°. Equil. quotients obtained from the measured potentials were combined with published values of the corresponding equil. consts., enthalpy, and heat capacity changes at infinite diln. and ambient temps., and fitted to an empirical equation containing the Pitzer form of the extended Debye-Hückel term and 9 adjustable parameters.

C. A. 1990, 113, N 18

А304, а4

(ΔH, ΔG)

Х. 1992, N 5

1991

5 Б3062. Термодинамика реакций образования сульфатных комплексов металлов в растворах / Федоров В. А., Пашков Г. Л., Миронов В. Е. // Тез. докл. 13 Всес. конф. по хим. термодинам. и калориметрии, Красноярск, 24—26 сент., 1991. Т. 1.— Красноярск, 1991.— С. 7—9.— Рус.

Обсуждаются результаты выполненных авторами ранее работ по изучению термодинамики образования сульфатных комплексов переходных металлов. Рассмотрена специфика протекания этих р-ций в водн. р-рах при т-рах 25—90°С и выше. Сформулирован ряд новых эмпирич. правил, позволяющих предсказать характер координации сульфат-ионов катионами в исследованных водн. и смешанных водно-орг. р-рах. Найдено, что энтропия образования бисульфат-иона (I) изменяется от —107 до —260 кДж/моль·К при увеличении т-ры от 25 до 250°С, а $\Delta_r H$ (I) уменьшается от —20,5 до —80 кДж/моль. Константа образования I в этом т-рном интервале, при ионной силе, равной нулю, представлена ур-нием $\lg K = -557,2/T + 5,35 - 0,0183T$.
А. С. Гузей

HSO_4^-

1993

120: 87855a Thermodynamics of the HSO_4^- formation in aqueous solutions up to 473 K and 975 bar. Bilal, B. A.; Mueller, E. (Hahn-Meitner-Inst., Berlin, Germany). *Z. Naturforsch., A: Phys. Sci.* 1993, 48(11), 1073-80 (Eng). The equil. const., partial molar vol., entropy and enthalpy of the formation of HSO_4^- ion in aq. solns. were detd. up to 473 K and 975 bar at the ionic strengths $I = 0$ as well as in NaCl solns. having $I = 1, 0.5$ and 0.1 mol kg^{-1} . At 473 K, for instance, the thermodyn. formation const. K^0 decreases by ~ 0.75 log units from satn. pressure to 975 bar. The corresponding decrease of the apparent formation const. Q at $I = 1 \text{ m}$ is ~ 0.6 log units. The increased dissociation at higher pressure decreases the partial molar vol. and entropy due to the resulting higher electrostriction in the system.

$(K_f, \Delta_f H, \Delta_f S)$

C.A. 1994, 120, ~8