

К РАСЧЕТУ ФАЗОВОГО РАВНОВЕСИЯ ЖИДКОСТЬ – ПАР В ДВУХКОМПОНЕНТНОЙ СИСТЕМЕ $\text{H}_2\text{O}-\text{H}_2\text{O}_2$

© 2008 г. Н. М. Кузнецов, С. М. Фролов

Институт химической физики им. Н.Н. Семенова РАН, Москва

Поступила в редакцию 06.09.2007 г..

Для двухкомпонентной двухфазной системы вода–гидроперекись рассчитаны зависимости полного давления и равновесного состава паров от температуры и мольной доли гидроперекиси в растворе. Считалось, что концентрационное равновесие в газе у поверхности раствора устанавливалось достаточно быстро по сравнению со временем полураспада гидроперекиси. Расчеты полного давления выполнены тремя независимыми приближенными методами. В двух из них приближение идеального газа для газовой фазы не использовалось. Предложены аппроксимационные формулы, выражающие в явном виде зависимость давления и состава газа от относительной концентрации гидроперекиси в растворе и от температуры. Обсуждаются точность методов и границы их применимости.

PACS: 64.70.Fx;64.30.+t

ВВЕДЕНИЕ

Трудности расчета фазового равновесия жидкость–пар при высоких температурах и соответствующих им высоких давлениях связаны с теоретически не решенной проблемой уравнения состояния жидкостей и плотных газов. Отсутствие точных решений частично компенсируется имеющимися приближенными полуэмпирическими методами и формулами с подгоночными параметрами, которые позволяют рассчитать коэффициенты активности компонентов и другие функции равновесных двухфазных смесей при наличии достаточных экспериментальных данных для определения подгоночных параметров [1–3]. Общего приближенного метода, который был бы оптимальным для всех двухкомпонентных систем и задач, к сожалению, нет. Выбор того или иного приближенного метода зависит от конкретной задачи, от физико-химических свойств компонентов и от имеющихся экспериментальных данных.

Известно несколько способов приближенного расчета коэффициентов активности как функций состава жидкой фазы (мольной доли одного из компонентов жидкой фазы x) и температуры T на основе ограниченного набора экспериментальных данных. К числу таких данных можно отнести, например, данные по полному давлению насыщенных паров $P(x, T)$, которое относительно легко измерить. Более того, если на изотермах экспериментально или каким-либо теоретическим способом определено полное давление во всем диапазоне значений x от 0 до 1, то в приближении идеального газа состав газовой фазы и коэффициенты активности на каждой такой изотерме могут быть рассчитаны точно (по отноше-

нию к заданному распределению полного давления) [2–4].

В разделе 1 данной статьи приведены полученные нами аналитические формулы для линий фазового равновесия $P(T)$ индивидуальных компонентов – воды и гидроперекиси, которые необходимы для расчета полного давления $P(x, T)$ в равновесной двухкомпонентной двухфазной системе $\text{H}_2\text{O}-\text{H}_2\text{O}_2$.

В разделе 2 представлены три приближенных аналитических соотношения для $P(x, T)$ во всем диапазоне значений x от 0 до 1. Первое соотношение получено на основе прямых и косвенных данных о температуре кипения раствора $T_b(x, P)$ на изобарах при низких и высоких давлениях. Для водных растворов гидроперекиси такие данные опубликованы в [5, 6]. Второе соотношение получено с помощью метода Редлиха–Кистера [7–10] и ограниченного набора низкотемпературных экспериментальных данных о полном давлении двухкомпонентной системы. Третье соотношение получено исходя из близости термодинамических свойств воды и гидроперекиси: функция $P(x, T)$ определена на основе формул для линий фазового равновесия $P(T)$ индивидуальных компонентов. В отличие от первого и третьего соотношений применение второго соотношения в области высоких температур (и давлений) следует трактовать как экстраполяцию.

В разделе 3 приведено сравнение результатов расчетов $P(x, T)$ на изотермах для системы $\text{H}_2\text{O}-\text{H}_2\text{O}_2$ по трем полученным соотношениям. Кроме того, здесь представлены аппроксимационные формулы для расчета коэффициентов активности компонентов.

Погрешность формулы (1) для воды и гидроперекиси как индивидуальных веществ

T, K	$P, \text{ атм, (1), (3)}$	$P, \text{ атм, [13]}$	$ \Delta P/P(T) , \%$
Вода			
373.15	1.0364	1.0332	0.31
423.15	4.8616	4.854	0.16
473.15	15.760	15.857	0.62
523.15	40.326	40.56	0.58
573.15	87.641	87.61	0.03
623.15	169.15	168.63	0.31
633.15	190.72	190.42	0.16
638.15	202.25	202.21	0.02
643.15	214.31	214.68	0.17
647.30*	224.72*	225.65*	0.41
Гидроперекись			
423.15	1.012	0.994	1.8
473.15	4.069	4.004	1.6
523.15	12.06	11.99	0.6
573.15	29.19	29.19	0
623.15	61.17	61.23	0.1
673.15	115.2	115.2	0
723.15	199.8	199.9	0.03
430.15*	214.66	214*	0.3

1. ЛИНИИ ФАЗОВОГО РАВНОВЕСИЯ ДЛЯ КОМПОНЕНТОВ СИСТЕМЫ

При решении практических задач часто используют полуэмпирические термодинамические соотношения, которые выполняются на некоторых характерных линиях, например на линии фазового равновесия, на изобарической зависимости температуры от состава смеси и др. Такие соотношения часто справедливы и в той области термодинамических параметров, где свойства газовой фазы далеки от свойств идеального газа. Более того, при записи в определенных переменных эти соотношения могут быть достаточно простыми и удобными для расчетов. К полезным соотношениям такого рода можно отнести двухпараметрическую зависимость давления от температуры на линии фазового равновесия для индивидуального компонента [11, 12]

$$P(T) = [(T/\alpha)^{1/8} - A]^8, \text{ атм,} \quad (1)$$

где α и A – параметры. Аппроксимация (1) имеет высокую точность при относительно высоких давлениях (для воды при $P > 0.2$ атм), включая критическую точку. Эта аппроксимация выгодно отличается от других известных представлений линии $P(T)$, во-первых, своей простотой и, во-вто-

рых, существованием столь же простой обратной функции [11, 12]:

$$T(P) = \alpha[Z + A]^8, \quad Z \equiv (P/P_0)^{1/8}, \quad P_0 = 1 \text{ атм.} \quad (2)$$

По своей простоте аппроксимация (1) сравнима с известной экспоненциальной аппроксимацией $P = S \exp(-D/RT)$, однако в области сравнительно высоких давлений, включающей и критическую точку, последняя существенно менее точна. Подробнее об аппроксимации (1) см. в [11, 12] и цитированной там литературе.

Поскольку аппроксимация (1) будет использоваться в дальнейшем, приведем значения параметров α и A для обоих компонентов системы $\text{H}_2\text{O}-\text{H}_2\text{O}_2$ [12, 7]:

$$\alpha_w = 3.4679 \times 10^{-7} \text{ К,} \quad A_w = 12.4575 \quad (3)$$

для воды (индекс w) и

$$\alpha_h = 3.7642 \times 10^{-7} \text{ К,} \quad A_h = 12.5302 \quad (4)$$

для гидроперекиси (индекс h). Погрешность $(|\Delta P/P|)$ аппроксимации (1) с параметрами (3) и (4) по отношению к справочным данным для воды и гидроперекиси при давлениях от $\sim 0.0028P_c$ до критического давления P_c сравнима с погрешностью справочных данных и составляет, как правило, сотые или десятые доли процента (таблица).

2. ПРИБЛИЖЕННЫЕ МЕТОДЫ РАСЧЕТА ПОЛНОГО ДАВЛЕНИЯ

В данном разделе представлены три приближенных аналитических метода расчета полного давления $P(x, T)$ в системе $\text{H}_2\text{O}-\text{H}_2\text{O}_2$ во всем диапазоне значений x от 0 до 1.

Метод 1. Соотношения (1) для воды и гидроперекиси можно использовать для расчета изотермической зависимости полного давления двухкомпонентной двухфазной смеси от ее состава, если известна температура кипения смеси T_b как функция состава (массовой доли x_m или мольной доли x гидроперекиси в растворе) при постоянном давлении P . Для системы $\text{H}_2\text{O}-\text{H}_2\text{O}_2$ зависимости $T_b(x_m, P)$ и $T_b(x, P)$ при давлениях $\sim 0.10-1$ атм близки к линейным зависимостям [5] (рис. 1а, 1б). Отметим, что при атмосферном давлении температура на линии насыщения для гидроперекиси близка к 150°C .

В [7] с помощью обработки данных [6] о кипении перегретых водных растворов гидроперекиси получена зависимость температуры равновесного кипения T_b на изобарах от массовой доли гидроперекиси в растворе x_m : $T_b(x_m, P)$. В отличие от [7] на рис. 2 представлена зависимость температуры равновесного кипения водных растворов гидроперекиси от мольной доли гидроперекиси x . В дополнение к высокотемпературным изобарам [7] на рис. 2 представлены и две низкотемпературные

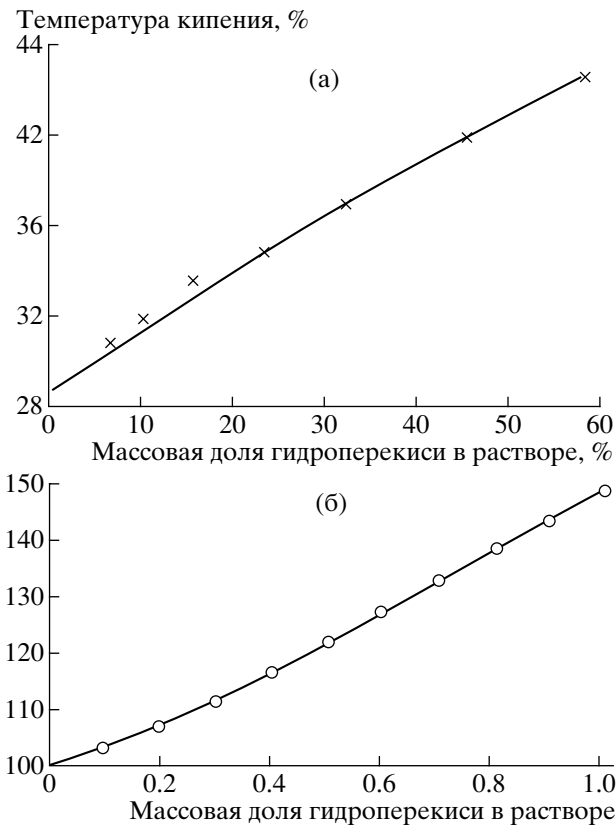


Рис. 1. Экспериментальные зависимости температуры кипения от состава водного раствора гидроперекиси на изобарах [5]: (а) – $P = 4$ кПа, (б) – $P = 0.1$ МПа.

изобары, полученные в независимых опытах [5] (см. рис. 1).

Недостаточная полнота данных [6] и возможные систематические погрешности в них не позволяют получить однозначного представления об истинной функции $T_b(x, P)$. Однако в пределах погрешности измерений изобарические зависимости T_b от x на рис. 2 можно заменить прямыми линиями. Отметим, что в [7] такое же предположение было выдвинуто для изобарических зависимостей T_b от x_m . Судя по данным [5, 6], ответить на вопрос, какая из этих аппроксимаций точнее, не представляется возможным без привлечения дополнительных соображений и результатов других независимых исследований. Тем не менее в отличие от [7] будем исходить далее из линейной аппроксимации температуры кипения по мольной (а не массовой) доле гидроперекиси в растворе. Мольная концентрация как термодинамическая переменная представляется физически более информативной. Можно ожидать, что при высоких температурах, когда различия термодинамических свойств жидкости и плотного газа на линии фазового равновесия уменьшаются, изобарическая зависимость температуры кипения от x не становится сложнее и мало отличается от линейной.

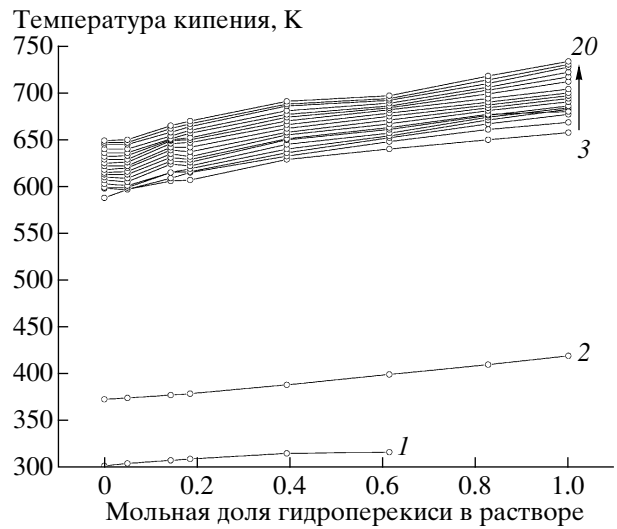


Рис. 2. Изобары для водных растворов гидроперекиси по данным [5]: 1 – 0.004; 2 – 0.1 МПа и [7]: 3 – 2.6; 4 – 3.8; 5 – 5.0; 6 – 6.2; 7 – 7.5; 8 – 8.7; 9 – 9.9; 10 – 11.1; 11 – 12.4; 12 – 13.6; 13 – 14.8; 14 – 16.0; 15 – 17.3; 16 – 18.5; 17 – 19.7; 18 – 20.9; 19 – 21.5; 20 – 22.7 МПа.

Полагая функцию $T_b(x, P)$ линейной по x , представим ее в виде

$$T_b(x, P) = T_w(P)(1 - x) + T_h(P)x, \quad (5)$$

где $T_w(P)$ и $T_h(P)$ – зависящие от давления согласно (2) температуры на линиях насыщения для воды и гидроперекиси соответственно. Подставляя в (5) явные выражения (2) для $T_w(P)$ и $T_h(P)$, получим уравнение, связывающее температуру кипения T_b , полное давление P и мольную долю гидроперекиси x . Задаваясь затем температурой кипения $T_b = T$, получим трансцендентное уравнение, определяющее в неявном виде зависимость полного давления от температуры и состава раствора:

$$T = \alpha_w [Z + A_w]^8 (1 - x) + \alpha_h [Z + A_h]^8 x, \quad (6)$$

$$Z \equiv (P/P_0)^{1/8}, \quad P_0 = 1 \text{ атм.}$$

Важно отметить, что при выводе уравнения (6) предположение об идеальности газовой фазы не использовалось. Решения (6) на изотермах с высокой точностью (не хуже десятых долей процента) аппроксимируются убывающими экспонентами. Результаты таких аппроксимаций для ряда изотерм приведены ниже ($P(x)$ в атм):

изотерма $T = 373$ К: (7)

$$P(x, T) = -0.02548 + 1.02916 \exp(-x/0.56804);$$

изотерма $T = 423$ К: (8)

$$P(x, T) = -0.09725 + 4.80366 \exp(-x/0.68164);$$

изотерма $T = 473$ К: (9)

$$P(x, T) = -0.223 + 15.4784 \exp(-x/0.77931);$$

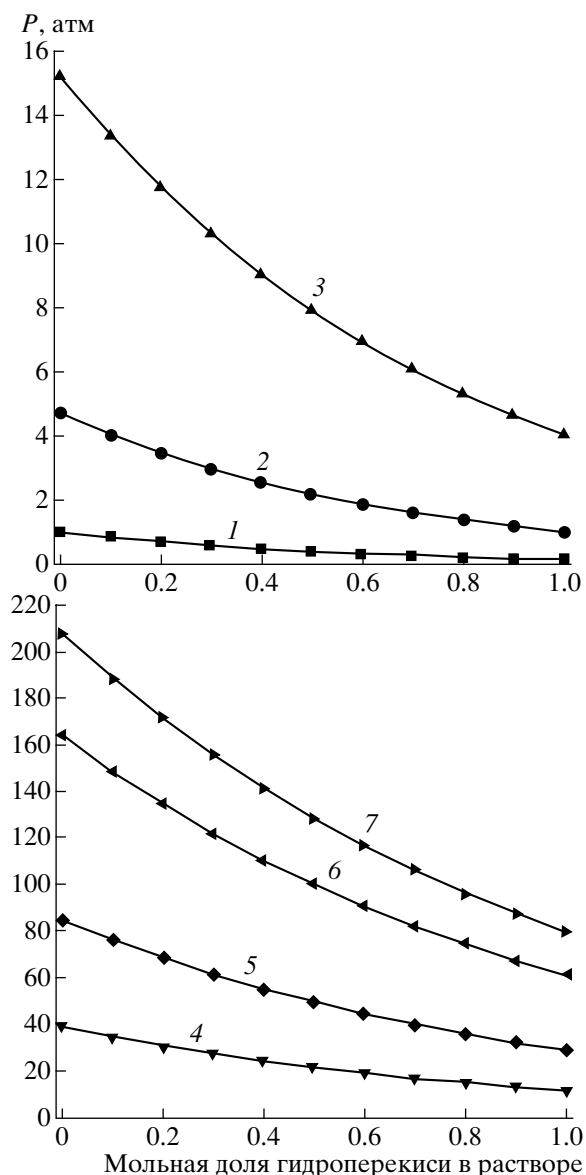


Рис. 3. Расчетные зависимости давления от мольной доли гидроперекиси в водном растворе на изотермах: (а) 1 – $T = 373$; 2 – 423 ; 3 – 473 К; (б) 4 – $T = 523$; 5 – 573 ; 6 – 623 ; 7 – 643 К.

изотерма $T = 523$ К:

$$P(x, T) = -0.33182 + 39.36297 \exp(-x/0.86531); \quad (10)$$

изотерма $T = 573$ К:

$$P(x, T) = -0.21453 + 85.03652 \exp(-x/0.94177); \quad (11)$$

изотерма $T = 623$ К:

$$P(x, T) = 0.5471 + 163.15932 \exp(-x/1.0102); \quad (12)$$

изотерма $T = 643$ К:

$$P(x, T) = 1.1658 + 206.23992 \exp(-x/1.03568). \quad (13)$$

Графики функций $P(x, T)$ представлены на рис. 3.

Метод 2. Применительно к водным растворам гидроперекиси существует приближение Редлиха–Кистера [7–10]. Метод Редлиха–Кистера основан на ограниченных низкотемпературных экспериментальных данных о полном давлении в двухкомпонентной двухфазной системе $\text{H}_2\text{O}-\text{H}_2\text{O}_2$ и на связи полного давления с коэффициентами активности компонентов в системе. При этом газовая фаза, находящаяся в равновесии с раствором, считается идеальным газом. Следовательно, в области высоких давлений (и температур) результаты расчетов по методу Редлиха–Кистера следует расценивать как экстраполяцию. Формулы Редлиха–Кистера для коэффициентов активности воды γ_w и гидроперекиси γ_h имеют вид

$$\gamma_w = \exp\{x^2/(RT) \times [B_0 + B_1(1 - 4X) + B_2(1 - 2X)(1 - 6X)]\}, \quad (14)$$

$$\gamma_h = \exp\{X^2/(RT) \times [B_0 + B_1(3 - 4X) + B_2(1 - 2X)(5 - 6X)]\}, \quad (15)$$

где T – температура в К, R – газовая постоянная, $X = 1 - x$ – мольная доля воды в растворе. Для водных растворов гидроперекиси

$$B_0 = -1017 + 0.97T; \quad B_1 = 85; \quad B_2 = 13^1. \quad (16)$$

Полное давление выражается суммой

$$P(x, T) = \gamma_h P_h(T)x + \gamma_w P_w(T)X, \quad (17)$$

где $P_h(T)$ и $P_w(T)$ – давления насыщенных паров над чистыми компонентами – гидроперекисью и водой соответственно (см. (1), (3) и (4)).

Мольные доли компонентов в паровой фазе и растворе связаны соотношениями $y = \gamma_h x$ и $Y = \gamma_w X$. Поэтому, чтобы лучше понять смысл формулы (17), перепишем ее в виде

$$P(x, T) = P_h(T)y + P_w(T)Y. \quad (18)$$

Формула (18) выражает закон Дальтона для идеального газа. Однако ее часто применяют и для смесей реальных газов, несмотря на то что при высоких давлениях (и температурах), особен-

¹ Мы обнаружили, что при температурах $T > 373$ К полное давление, определяемое формулами (14)–(17), не зависит от коэффициента B_2 с точностью до 0.1% во всем диапазоне концентраций раствора и соответствующие слагаемые в показателях экспонент (14), (15) можно опустить. Это замечание относится и к точности вычисления самих коэффициентов активности, исключая малую окрестность ($\Delta x \approx 0.1$) точки $X = 0$ для γ_h и точки $X = 1$ для γ_w , где учет слагаемых с коэффициентом B_2 изменяет значения γ_h и γ_w приблизительно на 1–1.5%. Однако это приводит к очень малому изменению (≈ 0.001) мольных долей компонентов газовой фазы, поскольку соответствующие концентрации компонентов раствора в окрестности указанных краевых точек малы (вода при $X \rightarrow 0$ и гидроперекись при $x \rightarrow 0$). Это качественно объясняется сравнительной малостью коэффициента B_2 и тем, что вклад слагаемых с B_2 в экспонентах (14), (15) обращается в нуль в середине отрезка $0 < X < 1$ и в окрестности его краев.

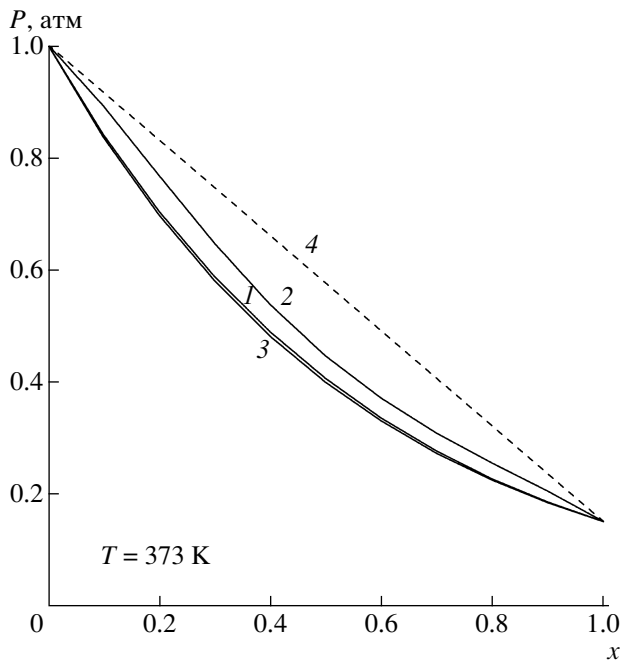


Рис. 4. Расчетные зависимости полного давления от мольной доли гидроперекиси в растворе при температуре 373 К: 1 – метод 1, 2 – метод 2, 3 – метод 3, 4 – приближение идеального раствора.

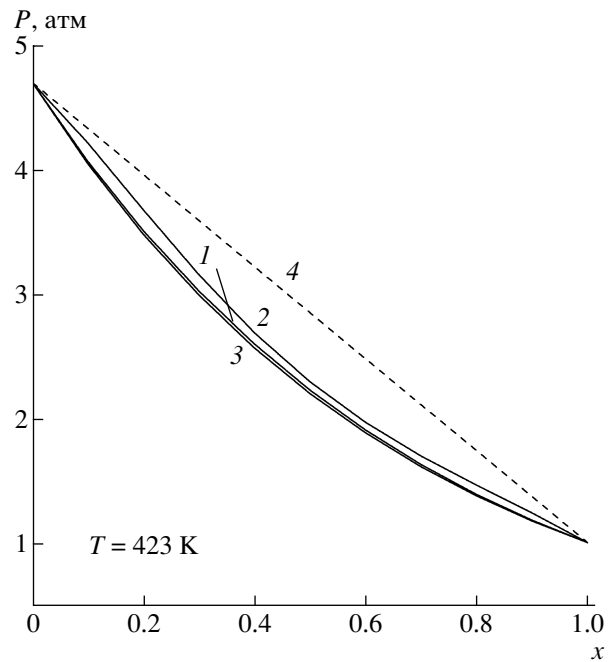


Рис. 5. То же, что на рис. 4, но при температуре 423 К.

но вблизи критических точек, давления насыщенных паров над чистыми компонентами $P_h(T)$ и $P_w(T)$ могут сильно отличаться от давлений идеального газа. В общем случае приближение (18) представляет собой одну из форм аддитивности давлений. Согласно Доджу ([2], стр. 248), указанное приближение “может быть названо законом аддитивности давлений Барлетта, так как закон впервые был использован, по-видимому, Барлеттом с сотрудниками”. Судить о том, насколько (с какой точностью) этот закон и приближение Редлиха–Кистера применимы к водному раствору гидроперекиси в области высоких температур (выше 373–423 К) и соответствующих высоких давлений (от 1 атм до критического давления воды), можно путем сравнения полного давления, вычисленного по формулам (14)–(17), и полученным независимо от них формулам (7)–(13).

Такое сравнение представлено на рис. 4–9, где расчеты по формулам (7)–(13) и (14)–(17) соответствуют кривым 1 (метод 1) и 2 (метод 2). Кривые 4 на рис. 4–9 соответствуют приближению идеального раствора, выражаемому формулой (17) при замене в ней коэффициентов активности на единицу. Кривые 3 на рис. 4–9 – еще одному приближению (методу 3), предложенному нами (см. ниже).

Метод 3. Для индивидуальных веществ со сходными термодинамическими свойствами, например для n -алканов C_nH_{2n+2} с близкими значения-

ми номера n или для воды и гидроперекиси, значения параметров α и A в формуле (1) оказываются близкими. Действительно, для n -гептана ($n = 7$) и n -октана ($n = 8$) значения α и A различаются примерно на 10% и 2.5% [14], а для воды и гидроперекиси на 8.5% и 0.6% соответственно (см. (3) и (4)). Можно предположить, что формула (1) будет

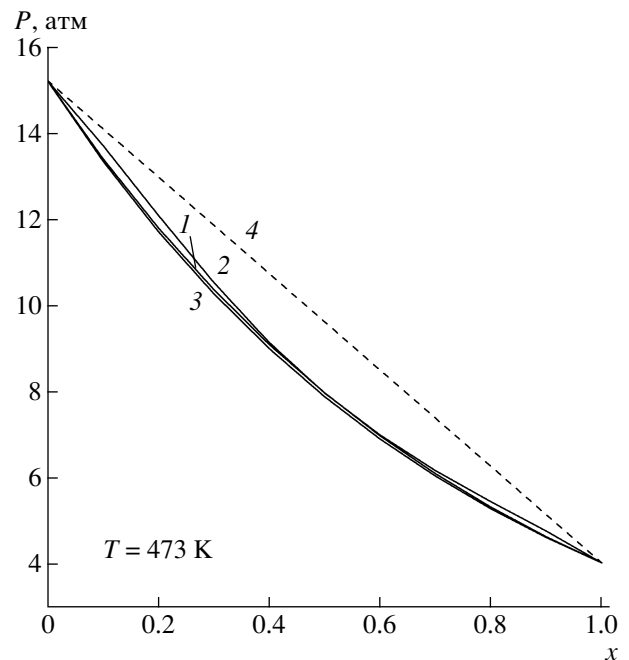


Рис. 6. То же, что на рис. 4, но при температуре 473 К.

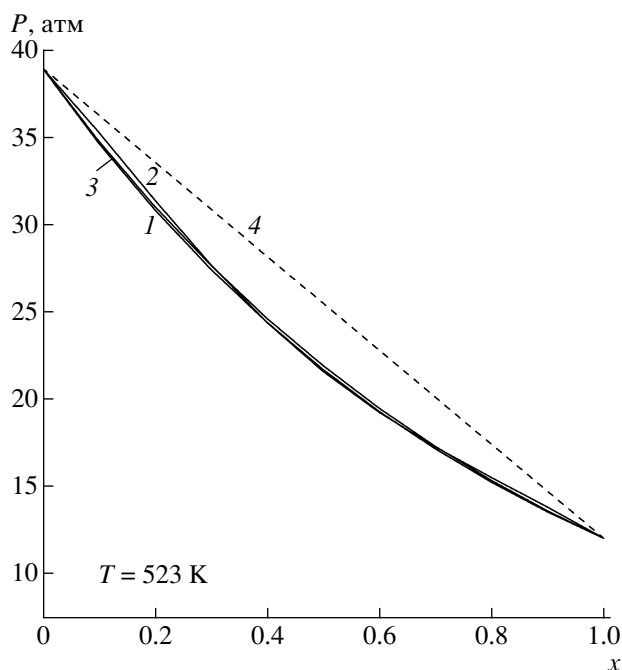


Рис. 7. То же, что на рис. 4, но при температуре 523 К.

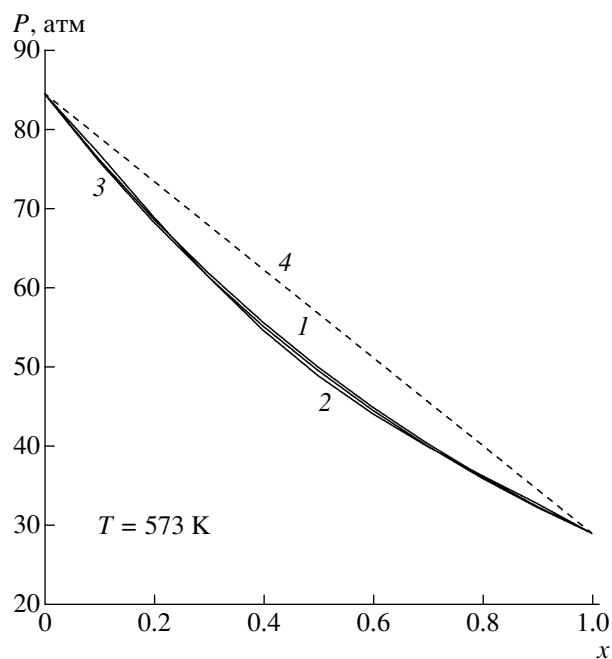


Рис. 8. То же, что на рис. 4, но при температуре 573 К.

приближенно справедливой и для двухкомпонентных смесей таких веществ, если параметры α и A рассматривать как линейные комбинации:

$$\alpha(x) = \alpha_1(1-x) + \alpha_2x, \quad A(x) = A_1(1-x) + A_2x \quad (19)$$

где индексы 1 и 2 относятся к компонентам с концентрациями $1-x$ и x соответственно. В приближении (19) формулы (1)–(4) определяют изотермическую зависимость давления и изобарную зависимость температуры смеси от мольных долей компонентов в смеси. Применяя формулы (1)–(4) и (19) к водному раствору гидроперекиси, получим следующее выражение для полного давления:

$$P(x, T) = [(T/\alpha(x))^{1/8} - A(x)]^8, \text{ атм}, \quad (20)$$

$$\alpha(x) = \omega_w(1-x) + \alpha_h x, \quad A(x) = A_w(1-x) + A_h x. \quad (21)$$

3. ОБСУЖДЕНИЕ РЕЗУЛЬТАТОВ

Из рис. 4–9 видно, что кривые 1–3, соответствующие расчетам по методам 1–3 значительно отклоняются от прямой 4 для идеального раствора (раствор неидеальный), но мало отличаются друг от друга. Более детальное рассмотрение результатов расчетов показывает, что максимальные отличия значений полного давления, полученных по формулам (7)–(13) и (14)–(17), достигаются при $x \approx 0.3-0.4$ на каждой изотерме и убывают с ростом температуры. При этом сами максимальные отличия расчетных значений полного давления на изотермах $T = 373, 423, 473, 523, 673$ и 723 К составили 18%; 16%; 3%; 0.9%; 0.7% и 0.6% соответственно. Следовательно, можно пред-

положить, что расчеты коэффициентов активности по формулам (14), (15) тоже имеют малую погрешность. В пользу такого предположения свидетельствует и другое соображение. При повышении температуры различия свойств жидкости и газа на линиях насыщения уменьшаются, а значения ко-

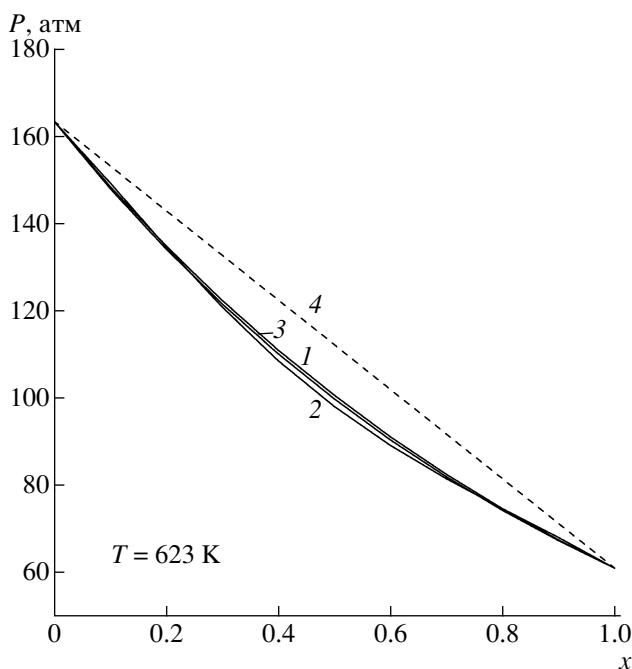


Рис. 9. То же, что на рис. 4, но при температуре 623 К.

эффицентов активности приближаются к единице. Как следствие, уменьшается и возможная погрешность их вычисления.

Малые отклонения кривых 1–3 друг от друга на рис. 4–9 означают, что для расчетов полного давления $P(x, T)$ в системе $\text{H}_2\text{O}–\text{H}_2\text{O}_2$ можно использовать любое из трех приближений (методы 1–3). Возможные максимальные погрешности расчетов приведены выше. Наиболее простой метод расчета полного давления – метод 3. Однако ввиду того что для приложений часто требуется знать коэффициенты активности, наиболее предпочтительным следует считать метод Редлиха–Кистера, который позволяет рассчитать и коэффициенты активности, и полное давление (формулы (14)–(17)). Без коэффициента B_2 (см. сноску 1) формулы (14)–(16) можно записать в упрощенном виде:

$$\gamma_w = \exp\{x^2/(RT)[B_0 + B_1(1 - 4X)]\}, \quad (22)$$

$$\gamma_h = \exp\{X^2/(RT)[B_0 + B_1(3 - 4X)]\}, \quad (23)$$

$$B_0 = -1017 + 0.97T; \quad B_1 = 85. \quad (24)$$

Учитывая приведенные выше результаты расчетов полного давления, мы оцениваем погрешность вычисления коэффициентов γ_w и γ_h по формулам (22) и (23) как приблизительно 7% в среднем по всему диапазону концентраций раствора и в полтора – два раза больше для составов с малой концентрацией гидроперекиси или воды, т.е. при $x \ll 1$ для γ_h и при $X \ll 1$ для γ_w .

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Предложены три приближенных метода расчета полного давления для равновесной двухкомпонентной двухфазной системы вода–гидроперекись при высоких давлениях и температурах вплоть до критической точки. Первый метод основан на использовании прямых и косвенных литературных данных о температуре кипения водных растворов гидроперекиси на изобарах при низких и высоких давлениях. Второй метод – экстраполяция соотношений Редлиха–Кистера, описывающих ограниченный набор низкотемпературных экспериментальных данных о полном давлении, на область высоких температур. Третий метод основан на близости термодинамических свойств воды и гидроперекиси, что позволило определить полное давление, используя формулы для линий фазового равновесия индивидуальных компонентов. Во всех случаях считали, что концентрационное равновесие в газе у поверхности раствора устанавливалось достаточно быстро по сравнению с временем полураспада гидроперекиси. Расчеты полного давления по всем предложенным независимым методам достаточно хоро-

шо согласуются друг с другом, что можно расценивать как свидетельство правильности принятых предположений. Предложены аппроксимационные формулы, выражающие в явном виде зависимость давления и состава газа от относительной концентрации гидроперекиси в растворе и от температуры. Обсуждены вопросы точности методов и границ их применимости.

Работа выполнена при поддержке Международным научно-техническим центром (проект № 2740) и Российским фондом фундаментальных исследований (грант № 08-08-00068).

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Рид Р., Праусниц Дж., Шервуд Т. Свойства газов и жидкостей: Пер. с англ. Ленинград: Химия, 1982. 592 с.
2. Додж Б.Ф. Химическая термодинамика. М.: ИИЛ, 1950. 786 с.
3. Справочник по равновесию между жидкостью и паром в бинарных и многокомпонентных системах / Под ред. Кафарова В.В. Ленинград: Государственное научно-техн. изд-во химической литературы, 1957. 324 с.
4. Кричевский И., Казарновский Я. Вычисление состава паробразной фазы над бинарным раствором // ЖФХ. 1934. Т. 5. С. 1222.
5. Химия и технология перекиси водорода / Под ред. Серышева Г.А. Ленинград: Химия, 1984. 423 с.
6. Никитин Е.Д., Павлов П.А., Попов А.П. Спонтанное вскипание и критические параметры водных растворов пероксида водорода // ТВТ. 1992. Т. 30. № 3. С. 508.
7. Кузнецов Н.М., Фролов С.М. Связь давление–температура–концентрация для водных растворов гидроперекиси // ТВТ. 2005. Т. 43. № 1. С. 50.
8. Redlich O., Kister A.K. // Ind. Ing. Chem. 1948. V. 40. P. 345.
9. Scatchard G., Kavanagh G.M., Ticknor L.B. // J. Am. Chem. Soc. 1952. V. 74. P. 3715.
10. Schumb W.C., Satterfield C.N., Wentworth R.L. Hydrogen Peroxide. N. Y.: Reinhold Publishing Corporation, 1955. 759 p.
11. Кузнецов Н.М. Двухфазная смесь вода–пар. Уравнение состояния, скорость звука, изэнтропы // Докл. АН СССР. 1981. Т. 257. № 4. С. 858.
12. Кузнецов Н.М. Уравнение состояния и кривая фазового равновесия систем жидкость–пар // Докл. АН СССР. 1982. Т. 266. № 3. С. 613.
13. Вукалович М.П. Термодинамические свойства воды и водяного пара. М.: Машгиз, 1950. 124 с.
14. Кузнецов Н.М., Александров Е.Н., Давыдова О.Н. Аналитическое представление кривых фазового равновесия жидкость–пар для насыщенных углеводородов // ТВТ. 2002. Т. 40. № 3. С. 395.