

ские точки распределения Фишера-Снедекора равны $F_{кр}(A)=6,93$, $F_{кр}(B)=5,597$, $F_{кр}(AB)=4,82$. Наблюдаемые значения статистик, соответствующих каждому из факторов A и B , превышают свои критические значения, что подтверждает значимость влияния глубины и местоположения взятия пробы. Наблюдаемое значение статистики, соответствующей сочетанию двух факторов, напротив, значительно меньше критической точки. Следовательно, перекрестное влияние глубины и удаленности взятия пробы не оказывает существенного влияния на результаты анализов.

Список литературы

1. Антипина С.Г. Основы хемометрики. Часть 1. Прикладная статистика для химиков-технологов: учебное пособие / С.Г. Антипина, В.Ф. Каблов; ВПИ(филиал) ВолГТУ. – Волгоград: ИУНЛ ВолГТУ, 2013. – 140 с.

2. Корнев Ю.М., Овчаренко В.П., Егоров Е.Н. Общая и неорганическая химия. Часть II. Основные классы химических соединений. М.: Изд-во Мос. Ун-та, 2002.

МАКСИМАЛЬНАЯ СКОРОСТЬ ОКИСЛЕНИЯ АЗОТА ПРИ СМЕШЕНИИ ГАЗА С ВОЗДУХОМ

Тумашик И.В., Антипина С.Г.

Волжский политехнический институт, филиал Волгоградского государственного технического университета, Волжский, e-mail: irina.tumashik@pochta.ru

Азот был открыт почти одновременно несколькими исследователями. Британский химик и физик Генри Кавендиш получил азот из воздуха (1772 г), пропуская последний через раскаленный уголь, а затем через раствор щелочи для поглощения углекислоты. Кавендиш не дал специального названия новому газу, упоминая о нем как о мепитическом воздухе. В это же время другой британский исследователь Джозеф Пристли проводил серию экспериментов, в которых также связывал кислород воздуха и удалял полученный углекислый газ, то есть также получал азот. Он считал, что процесс был противоположным – не кислород удалялся из газовой смеси, а наоборот, в результате обжига, воздух насыщался флогистоном. Оставшийся воздух (азот) ученый назвал насыщенным флогистоном. Хотя Пристли, смог выделить азот, он не понял сути своего открытия, поэтому и не считается первооткрывателем азота. Официально открытие азота обычно приписывается шотландскому химику и ботанику Даниэлю Резерфорду, опубликовавшему в 1772 г. диссертацию «О фиксируемом воздухе, называемом иначе удушливым», где впервые описаны некоторые химические свойства азота.

Азот в соединении с кислородом образует ряд бинарных соединений: оксид диазота – N_2O , оксид азота – NO , триоксид диазота – N_2O_3 , диоксид азота – NO_2 , пентаоксид диазота – N_2O_5 . Недавно были обнаружены димер диоксида азота (NO_2)₂ и четыре малостабильных соединения: нитрозилазид NON_3 , нитрилазид NO_2N_3 , тринитрамид $N(NO_2)_3$ и нитратный радикал NO_3 .

Рассмотрим оксид азота (II) (диоксид азота). NO_2 отличается высокой химической активностью. Он взаимодействует с неметаллами (фосфор, сера и углерод горят в нём). Применяется при производстве серной и азотной кислот, в качестве окислителя в жидком ракетном топливе и смесевых взрывчатых веществах. При смешении газа, содержащего NO с кислородом, максимальная скорость окисления соответствует концентрации кислорода в смеси 33,3% [1]. Определим концентрацию кислорода, обеспечивающую максимальную скорость реакции, при смешивании газа с воздухом. Скорость реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$ выражается формулой $V = kx^2y$, где x , y – концентрации NO и O_2 соответственно. Обозначим за 1 объем газа, содержащего оксид азота. Добавим

к данному газу n объемов воздуха. Пусть a – объемная доля NO в исходном газе, тогда концентрация NO

в полученной смеси равна $\frac{a}{n+1}$. Так как в воздухе

содержится 20,9% кислорода, то его концентрация

в смеси будет равна $0,209 \cdot \frac{n}{n+1}$. В этом случае скорость реакции окисления выражается формулой

$$V = 0,209 \cdot \frac{a^2 \cdot k \cdot n}{(n+1)^3}.$$

Найдем максимум составленной функции. При вычислении производной по переменной n получим:

$$\frac{dV}{dn} = 0,209a^2k \cdot \frac{1-2n}{(n+1)^4}.$$

Следовательно, функция V имеет единственную неотрицательную критическую точку $n=1/2$. Для определения характера экстремума найдем вторую производную функции V в точке $n=1/2$:

$$\left. \frac{d^2V}{dn^2} \right|_{n=\frac{1}{2}} = 0,209a^2k \cdot \left. \frac{6n-6}{(n+1)^5} \right|_{n=\frac{1}{2}} = -0,083a^2k < 0.$$

Так как вторая производная функции в критической точке отрицательна, то $n=1/2$ – точка максимума данной функции.

Следовательно, для обеспечения максимальной скорости окисления NO объем газа, содержащего оксид азота, должен в два раза превышать объем добавляемого воздуха. При этом концентрация кислорода в смеси будет равна

$$y = 0,209 \cdot \frac{n}{n+1} \Big|_{n=\frac{1}{2}} = 0,0697, \text{ т.е. } 6,97\%.$$

Список литературы

1. Киба А.А., Муратшина Э.Р., Антипина С.Г. Максимальная скорость окисления оксида азота // Успехи современного естествознания. – 2012. – № 4.

2. Ахметов Н.С., Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2003.

3. Трифонов Д.Н. Как были открыты химические элементы / Трифонов Д.Н., Трифонов В.Д. – М.: Просвещение, 1980.

4. Письменный Д.Т. Конспект лекций по высшей математике: Полный курс. – М: Айрис-пресс, 2005.

ИЗУЧЕНИЕ РАВНОВЕСНОГО СОСТОЯНИЯ СИСТЕМЫ ЖИДКОСТЬ-ПАР

Шопина А.В., Политаев М.А., Антипина С.Г.

Волжский политехнический институт, филиал Волгоградского государственного технического университета, e-mail: tonechka_rhfcjnr3927@mail.ru

Молекулярно-кинетическая теория позволяет не только понять, почему вещество может находиться в газообразном, жидком или твердом состояниях, но и объяснить процесс перехода вещества из одного состояния в другое. Фазой вещества называется термодинамически равновесное состояние вещества, отличающееся по физическим свойствам от других возможных равновесных состояний того же вещества. В однокомпонентной системе разные фазы могут быть представлены различными агрегатными состояниями или разными полиморфными модификациями вещества. В многокомпонентной системе фазы могут иметь различный состав и структуру. Переходы вещества из одного агрегатного состояния в другое,

сопровождающееся изменением характера упаковки частиц системы, называются фазовыми переходами первого рода.

Из уравнения Ван-дер-Ваальса в применении к реальным газам следует, что при известных значениях температуры, давления и величин a и b газ образует систему из жидкости и газа (пара). До сих пор нет законченной теории жидкости, и потому мы рассмотрим систему жидкость – пар только с точки зрения учения о физическом равновесии.

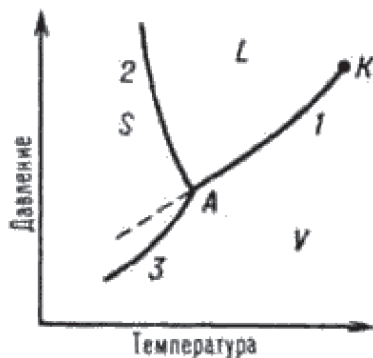


Рис. 1. Диаграмма состояния однокомпонентной системы

Двухфазное равновесие между жидкостью и паром изображается кривой кипения (или испарения) 1, между жидкостью и кристаллами – кривой плавления 2, между кристаллами и паром – кривой возгонки (или сублимации) 3. Здесь S , L и V – соответственно области существования твердой, жидкой и паровой фаз; K – критическая точка; A – тройная точка. Все двухфазные равновесия моновариантны, т.е. не нарушаются при произвольном изменении только одного из параметров, T или p .

На практике при изучении равновесного состояния жидкость–пар на примере системы: уксусная кислота–диацетат– α –пропиленгликоль были получены следующие данные:

x	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8
y	0,572	0,748	0,836	0,888	0,923	0,947	0,967	0,980

При введении замены переменных $Y=x/y$ точки с координатами $(x; Y)$ располагаются вдоль некоторой прямой. Рассмотрим линейную зависимость

$$Y = a + bx \Rightarrow x/y = a + bx \Rightarrow Y = x(a + bx).$$

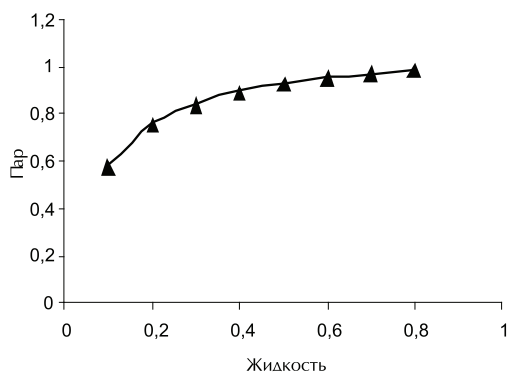


Рис. 2. Диаграмма рассеяния и выравнивающая опытные данные линия регрессии

По формулам парной линейной регрессии вычислим коэффициенты a и b :

$$b = S_{xy} / S_x^2 = 0,915297; a = \bar{y} - b \cdot \bar{x} = 0,083993.$$

Запишем уравнение линейной регрессии: $Y = 0,915297x + 0,083993$. Тогда искомая модель примет вид: $y = x / (0,915297 + 0,083993x)$.

На рис. 2 построен график полученной регрессионной модели. Построенная модель отражает вид функциональной зависимости равновесного состояния жидкость–пар системы уксусная кислота–диацетат– α –пропиленгликоль.

Список литературы

1. Стромберг А.Г., Семченко Д.П., Физическая химия Высшая школа – 1999 – 496 с.
2. http://www.chemport.ru/data/chemipedia/article_1048.html.
3. Антипина С.Г. Основы хемометрики. Часть 1. Прикладная статистика для химиков – технологов: учеб. пособие / С.Г. Антипина, В.Ф. Каблов; ВПИ (филиал) ВолгГТУ. – Волгоград: ИУНЛ ВолгГТУ, 2013. – 140 с.
4. <http://physics.sibstutis.ru/students/docs/lessons/Lisejkina,%20Pinegina%20-%20Course%20of%20Physics/C33.htm>.

ПРИМЕНЕНИЕ МЕТОДА НАИМЕНЬШИХ КВАДРАТОВ ДЛЯ ПОИСКА ЗАВИСИМОСТИ ВЯЗКОСТИ АЗОТА ОТ ДАВЛЕНИЯ

Штакина С.А., Антипина С.Г.

Волжский политехнический институт (филиал) Волгоградского государственного технического университета, Волжский, e-mail: sshtakina@mail.ru

Вязкость (внутреннее трение) – одно из явлений переноса, свойство текучих тел (жидкостей и газов) оказывать сопротивление перемещению одной их части относительно другой. В результате происходит рассеяние в виде тепла работы, затрачиваемой на это перемещение. Механизм внутреннего трения в жидкостях и газах заключается в том, что хаотически движущиеся молекулы переносят импульс из одного слоя в другой, что приводит к выравниванию скоростей – это описывается введением силы трения.

Различают динамическую (абсолютную) и кинематическую вязкость. В данной работе будет рассмотрена динамическая вязкость. Как известно, динамическая вязкость (μ) – это сила, действующая на единичную площадь плоской поверхности. Эта площадь, по определению, перемещается с единичной скоростью относительно другой плоскости поверхности, находящейся от первой на единичном расстоянии. Поэтому, в системе СИ динамическая вязкость выражается в Па·с (паскаль-секунда).

Влияние температуры на вязкость жидкостей и газов изучено достаточно хорошо. В отличие от жидкостей, вязкость газов увеличивается с увеличением температуры (у жидкостей она уменьшается при увеличении температуры). Для определения вязкости идеального газа при заданной температуре T (в Кельвинах) может быть использована формула Сазерленда:

$$\mu = \mu_0 \frac{T_0 + C}{T + C} \cdot \left(\frac{T}{T_0} \right)^{3/2},$$

где μ_0 – контрольная вязкость при некоторой контрольной температуре T_0 , C – постоянная Сазерленда для того газа, вязкость которого требуется определить. В частности, для азота $C = 111\text{K}$, $T_0 = 300,55\text{K}$, $\mu_0 = 17,81 \text{ мкПа}\cdot\text{с}$.

Влияние давления на вязкость имеет большое практическое значение. Однако вследствие значительных методических трудностей, этот вопрос менее изучен, чем зависимость вязкости от температуры.

В ходе проведения эксперимента были получены данные вязкости азота при изменении давления от 3,5 МПа до 68,15 МПа. Температура поддерживалась на уровне 25 °С.