

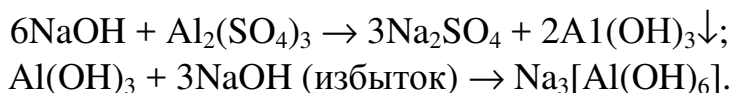
ЗАНЯТИЕ С УЧИТЕЛЯМИ ONLINE 28.10.2020

Задание № 1

В двух пробирках имеются растворы гидроксида натрия и сульфата алюминия. Как их различить без использования дополнительных веществ, имея только одну пустую пробирку, или даже без неё?

Решение

В пустую пробирку наливают один из растворов и приливают каплю другого. Случай первый: образовался осадок и сразу растворился, или вовсе не образовался:



Значит, первый раствор NaOH, второй раствор – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Случай второй: осадок образовался и не растворился. Тогда, наоборот, первый раствор – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, а второй раствор – NaOH.

Задание № 2

В 1 м³ воды растворили 1,4 мл газообразного йодоводорода. Рассчитайте pH образовавшегося раствора.

Решение

$$n(\text{HI}) = V(\text{HI}) / V_m(\text{HI}) = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 6,25 \cdot 10^{-5} \text{ моль}.$$

Т.к. HI – сильный электролит: $\text{HI} \rightarrow \text{H}^+ + \text{I}^-$,

$$n(\text{H}^+) = n(\text{HI}) = 6,25 \cdot 10^{-5} \text{ моль}.$$

Очевидно, что объём образовавшегося раствора равен объёму воды, т.е.

$$V_{\text{раствора}} = 1000 \text{ л}.$$

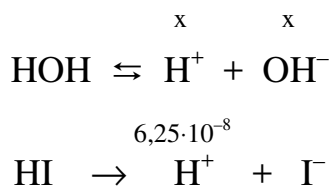
Концентрация ионов водорода, образовавшихся в результате диссоциации HI, равна:

$$C(\text{H}^+)_{\text{HI}} = n(\text{H}^+)_{\text{HI}} / V_{\text{раствора}} = 6,25 \cdot 10^{-5} \text{ моль} / 1000 \text{ л} = 6,25 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}.$$

Если данную задачу далее решать без учёта концентрации ионов водорода, образовавшихся в результате диссоциации воды, **получится абсурдный результат**:

$$\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+) = -\lg 6,25 \cdot 10^{-8} = 7,204 > 7.$$

Учтём диссоциацию воды: пусть в результате диссоциации воды образовалось x моль/л ионов H^+ , тогда концентрация ионов OH^- также будет равна x моль/л:



Как видно из вышеприведённых уравнений, общая концентрация ионов H^+ в растворе равна $(6,25 \cdot 10^{-8} + x)$ моль/л. Учитывая ионное произведение воды, получаем уравнение:

$$K_w = C(H^+) \cdot C(OH^-) = (6,25 \cdot 10^{-8} + x) \cdot x = 10^{-14}$$

Преобразовывая полученное уравнение к виду квадратного уравнения, получим

$$x^2 + 6,25 \cdot 10^{-8}x - 10^{-14} = 0$$

Решая это уравнение, находим $x = 7,35 \cdot 10^{-7}$ моль/л – это концентрация ионов H^+ , образовавшихся в результате диссоциации воды. Общая концентрация ионов H^+ в растворе:

$$\begin{aligned}
 C(H^+)_{\text{общ.}} &= C(H^+)_{\text{HI}} + C(H^+)_{\text{НОН}} = 6,25 \cdot 10^{-8} + x = 6,25 \cdot 10^{-8} + 7,35 \cdot 10^{-8} = 1,36 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.} \\
 \text{pH} &= -\lg C(H^+)_{\text{общ.}} = -\lg 1,36 \cdot 10^{-7} = 6,87.
 \end{aligned}$$

Задание № 3

Как известно, серная кислота диссоциирует как сильный электролит только по первой стадии: $H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$; вторая стадия диссоциации серной кислоты протекает по типу слабого электролита: $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$ ($K_{\text{дисс. 2}} = 1,2 \cdot 10^{-2}$). Однако, при проведении приближённых расчётов предполагают, что равновесие диссоциации по второй стадии в разбавленных растворах практически полностью смещено вправо, и уравнение диссоциации записывают в виде $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$. Проведите точный расчёт pH 0,1 М раствора серной кислоты и сравните полученный результат с приближённым расчётом (по уравнению $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$). Сделайте вывод о допустимости приближённого расчёта.

Решение

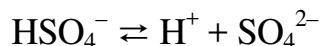
Согласно условию задачи, диссоциация по первой стадии идёт полностью и необратимо:



Поэтому концентрация ионов водорода, образовавшихся в результате диссоциации H_2SO_4 по первой стадии, будет равна концентрации кислоты:

$$C(H^+) = C(HSO_4^-) = C(H_2SO_4) = 0,1 \text{ моль/л.}$$

Пусть в результате диссоциации серной кислоты по второй стадии



продиссоциировало x моль/л гидросульфат-ионов. Тогда дополнительно образовалось x моль/л ионов водорода, а также x моль/л сульфат-ионов. Общая концентрация ионов водорода будет равна $(0,1+x)$ моль/л. Гидросульфат-ионов осталось $(0,1-x)$ моль/л.

Таким образом, равновесные концентрации ионов водорода, сульфат- и гидросульфат-ионов таковы:

$$C(\text{H}^+) = (0,1+x) \text{ моль/л}; \quad C(\text{HSO}_4^-) = (0,1-x) \text{ моль/л}; \quad C(\text{SO}_4^{2-}) = x \text{ моль/л}.$$

Подставим выраженные через x равновесные концентрации ионов в выражение константы диссоциации второй стадии:

$$\begin{array}{c} (0,1-x) \qquad (0,1+x) \qquad x \\ \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \\ K_{\text{дисс. 2}} = \frac{C(\text{H}^+) \cdot C(\text{SO}_4^{2-})}{C(\text{HSO}_4^-)} = \frac{(0,1+x) \cdot x}{0,1-x} = 1,2 \cdot 10^{-2}. \end{array}$$

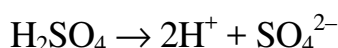
Решая полученное квадратное уравнение, находим $x=0,00985$.

Общая концентрация ионов водорода в растворе

$$C(\text{H}^+) = (0,1+x) = 0,10985 \text{ моль/л}.$$

$$\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+) = -\lg 0,10985 = 0,959.$$

При проведении *приближённого расчёта* по уравнению



получаем $C(\text{H}^+) = 2 \cdot 0,1 \text{ моль/л} = 0,2 \text{ моль/л};$

$$\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+) = -\lg 0,2 = 0,699.$$

Вывод: приближённый расчёт для 0,1 М раствора H_2SO_4 даёт ошибочный результат.

Задание № 4

Мы привыкли традиционно считать уксусную кислоту слабым электролитом. Можете ли Вы привести пример, когда уксусная кислота ведёт себя как сильная кислота, по силе сравнимая с хлорной?

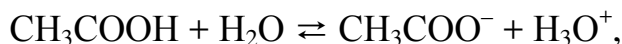
Решение

Характер диссоциации электролита в растворе определяется не только природой растворённого вещества, но и природой растворителя. Уравнение

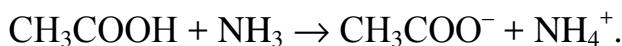
диссоциации кислот, которое мы обычно пишем, например,



весьма упрощенное. На самом деле диссоциация протекает не сама по себе, а при участии молекул растворителя то есть протон отщепляется не самопроизвольно, а в результате взаимодействия с молекулой растворителя:



после чего оба иона сольватируются еще несколькими молекулами растворителя. В водных растворах процесс диссоциации обратим. Но если в качестве растворителя взять вещество, молекулы которого проявляют более сильные основные свойства, чем молекулы воды, например, жидкий аммиак, то в таком растворе равновесие диссоциации даже для слабых (в воде) кислот практически нацело смещено вправо:



Задание № 5

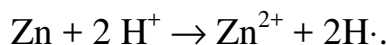
В разбавленном растворе HNO_3 присутствуют ионы H^+ (также как и в разбавленных растворах HCl и H_2SO_4). Насколько обосновано утверждение о том, что при взаимодействии активных металлов с азотной кислотой водород не образуется? Почему водород выделяется при взаимодействии цинка с разбавленными HCl и H_2SO_4 , но обычно не выделяется при взаимодействии с разбавленной HNO_3 ? Можете ли Вы предложить такую схему проведения эксперимента, чтобы получить водород при взаимодействии активного металла с разбавленной HNO_3 ?

Решение

И в растворе HCl , и в растворе H_2SO_4 , и в растворе HNO_3 присутствуют ионы H^+ в значительных концентрациях вследствие диссоциации этих сильных электролитов:



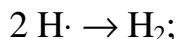
При внесении в любой из этих растворов кусочка активного металла, например, магния или цинка, на поверхности металла начнется восстановление ионов водорода до атомарного водорода:



Атомарный водород в момент выделения – сильнейший восстановитель, и

далее ситуация может развиваться по одному из двух рассмотренных ниже вариантов.

1) Атомы водорода, не встретив окислителя, объединяются в молекулы H_2 :



именно по этому сценарию развиваются события в растворах HCl и разбавленной H_2SO_4 : сульфат-ионы в разбавленных растворах не проявляют окислительной активности, а хлорид-ионы не могут быть окислителем в принципе. Поэтому взаимодействие соляной и разбавленной серной кислот с активными металлами сопровождается выделением водорода.

2) Атомы водорода восстанавливают ионы (или молекулы), способные проявлять окислительную активность. Нитрат-ионы в кислой среде проявляют достаточно сильные окислительные свойства, и в растворе азотной кислоты они подвергаются восстановлению атомарным водородом до NO , N_2O , N_2 или NH_4NO_3 . Поэтому можно сказать, что при взаимодействии разбавленных растворов азотной кислоты с активными металлами водород образуется в качестве промежуточного продукта, но не выделяется, так как расходуется на восстановление нитрат-ионов.

Очевидно, что для доказательства этого утверждения (что водород образуется) нужно провести такой эксперимент, в котором атомы водорода объединились бы в молекулы, не успев прореагировать с нитрат-ионами в растворе. Один из возможных вариантов – проведение реакции на поверхности раствора азотной кислоты, посыпая поверхность раствора, например, цинковой пылью. Имеется информация о том, что при таком проведении эксперимента выделяющийся водород даже удавалось поджечь.

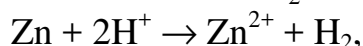
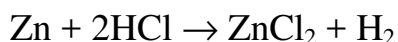
Задание №6

Как можно объяснить тот факт, что серебро – металл, находящийся в ряду напряжений после водорода, – способен вытеснить водород из раствора йодоводородной кислоты?

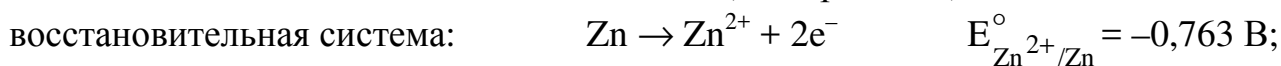
Решение

Небольшое теоретическое введение.

Любую окислительно-восстановительную реакцию, например



можно представить в виде двух полуреакций (окислительной системы и восстановительной системы), каждой из которых соответствует определённое значение окислительно-восстановительного (электродного) потенциала E° :



Систему, в которой принимает участие окислитель (в данном примере – ионы H^+) принято называть окислительной системой, а систему, в которой принимает участие восстановитель (в данном примере металлический цинк) называют восстановительной системой.

Окислительно-восстановительная реакция может протекать самопроизвольно в прямом направлении в том случае, если электродный потенциал окислительной системы больше потенциала восстановительной.

Таким образом, взаимодействие металла и кислоты, сопровождающееся выделением водорода будет протекать в том случае, если потенциал металла $E_{Me^+/Me}^\circ < 0 \text{ В}$.

Если все металлы расположить в ряд по возрастанию стандартных электродных потенциалов, то получится так называемый *электрохимический ряд напряжений металлов*.

Li K Na Mg Al Ti Mn Zn Fe Pb H Bi Cu Ag Pt Au

В этом ряду до водорода находятся металлы с отрицательными потенциалами, т.е. металлы, способные восстанавливать водород из кислот, а после водорода – металлы с положительными потенциалами, не реагирующие с кислотами с выделением водорода.

Ключ к решению данного задания заключается в том, что электродный потенциал, которым характеризуется положение металла в ряду напряжений, соответствует процессу $Me \rightarrow Me^{n+} + ne^-$,

например, $Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$ $E_{Ag^+/Ag}^\circ = +0,80 \text{ В}$.

На первый взгляд создаётся впечатление, что серебро не сможет вытеснить водород из раствора такой кислоты как HI. Однако, если учесть, что продуктом реакции взаимодействия серебра с йодоводородной кислотой будут не ионы Ag^+ , находящиеся в растворе, а осадок AgI на поверхности металла, то становится ясно, что протекает процесс,

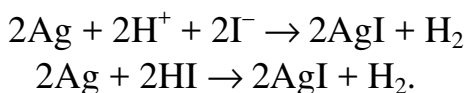


потенциал которого не имеет никакого отношения к положению серебра в электрохимическом ряду напряжений металлов. Таким образом, получается, что

восстановительная система: $Ag + I^- \rightarrow AgI + e^-$ $E_{AgI / Ag, I^-}^\circ = -0,152 \text{ В};$

окислительная система: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ $E_{2H^+/H_2}^\circ = 0 \text{ В}.$

Потенциал окислительной системы больше потенциала восстановительной, и поэтому возможна реакция



Задание №7

Как можно получить металлический натрий из раствора поваренной соли?

Решение

Обычно при электролизе с графитовым катодом водных растворов солей щелочных, щелочноземельных металлов, магния, алюминия, бериллия на катоде не происходит восстановления катионов металла. Вместо этого восстанавливаются молекулы воды, и выделяется водород. Однако, если электролиз проводить с использованием ртутного катода, то из-за высокого перенапряжения выделения водорода на поверхности ртути водород восстанавливаться не будет. Вместо водорода на ртутном катоде при электролизе раствора NaCl будут восстанавливаться ионы натрия. Натрий будет растворяться в ртути, образуя амальгаму. После завершения процесса электролиза катодную ртуть следует перегнать под вакуумом в замкнутой системе для того чтобы отделить натрий.

Задание №8

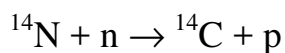
Содержание углерода в некотором углеводороде равно 50% (масс.). Что это за углеводород?

Решение

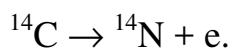
При решении данной задачи следует учесть, что водород – это не только протий (^1H), но также и дейтерий (^2H , или D), и тритий (^3H , или T). Углеводород с содержанием углерода 50% по массе (а значит и водорода 50%) – это метан CT_4 , в молекуле которого, атомы изотопа протия заменены атомами изотопа трития.

Задание №9

В верхних слоях атмосферы в результате захвата нейтронов атомами азота постоянно образуется углерод-14:



Эта реакция является слабым, но довольно постоянным источником радиоуглерода ^{14}C . Радиоактивный изотоп ^{14}C претерпевает бета-распад с периодом полураспада 5700 лет:



Обнаруженный при археологических раскопках древний деревянный объект имеет активность 9,6 распада в минуту на грамм углерода. В отличие от этого углерод в живом дереве дает 18,4 распада в минуту на грамм углерода. На основании этих данных об активности радиоуглерода в деревянном объекте вычислите его возраст.

Решение

Небольшое теоретическое введение

Под скоростью реакции понимают отношение изменения концентрации (ΔC) прореагировавшего вещества к промежутку времени ($\Delta \tau$), за которое это изменение произошло:

$$v = - \frac{\Delta C}{\Delta \tau}.$$

Знак «минус» в этой формуле указывает, что с течением времени концентрация исходного вещества уменьшается. Если промежуток времени очень мал (как говорят математики, « τ стремится к нулю» $\tau \rightarrow 0$), то отношение $\frac{\Delta C}{\Delta \tau}$ обозначают $\frac{dC}{d\tau}$ и называют производной концентрации по времени.

Таким образом, скорость реакции в данный момент можно определить как производную концентрации по времени:

$$v = - \frac{dC}{d\tau}$$

С другой стороны, согласно закону действующих масс **скорость химической реакции прямо пропорциональна концентрациям реагирующих веществ, возведённым в степень, равную стехиометрическому коэффициенту в уравнении реакции.**

Например, для реакции $a A + b B \rightarrow \dots$

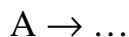
скорость реакции описывается уравнением:

$$v = k \cdot C^a(A) \cdot C^b(B)$$

(в этом уравнении коэффициент пропорциональности k называется **константой скорости реакции**).

Под порядком реакции (n) понимают сумму показателей степеней ($n=a+b$) в уравнении закона действующих масс.

В случае распада некоторого вещества A на какие-то другие продукты



кинетическое уравнение будет иметь вид:

$$v = k \cdot C(A)$$

Поскольку в этом уравнении концентрация вещества A возведена в первую степень, то говорят, что эта реакция является реакцией первого порядка.

Приравняв правые части выражений $v = - \frac{dC}{d\tau}$ и $v = k \cdot C$,

получаем простейшее дифференциальное уравнение:

$$- \frac{dC}{d\tau} = k \cdot C$$

(это уравнение ещё называют уравнением кинетики 1 порядка, записанном **в дифференциальном виде**).

При решении задач на кинетику реакций обычно используются интегральные уравнения, которые получаются в результате решения

дифференциальных уравнений. Интегральное уравнение кинетики 1 порядка:

$$\ln \frac{C_0}{C} = k \cdot \tau.$$

В этом уравнении C_0 – концентрация разлагающегося вещества в начальный момент времени, C – концентрация этого вещества в данный момент времени, k – константа скорости реакции, τ – время.

Следует заметить, что процессы радиоактивного распада описываются теми же самыми уравнениями, что и реакции 1 порядка.

Время полупревращения ($\tau_{1/2}$) (в теории радиоактивного распада этот термин известен как период полураспада) – это время, за которое концентрация вещества уменьшается в 2 раза:

$$\ln \frac{C_0}{C} = \ln \frac{C_0}{\frac{C_0}{2}} = k \cdot \tau_{1/2}.$$

Таким образом, получаем связь между периодом полупревращения и константой скорости реакции:

$$\ln 2 = k \cdot \tau_{1/2} \quad \text{или} \quad \tau_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

Теперь можно приступить к решению данной задачи. Поскольку в живое растение или организм животного постоянно вводятся соединения углерода, в нём поддерживается такое же отношение углерода-14 к углероду-12, как и в атмосфере. Однако после смерти организм уже не получает соединений углерода и поэтому содержание углерода-14 в отмершем организме постепенно уменьшается в результате радиоактивного распада изотопа ^{14}C .

В случае радиоактивного распада в кинетическое уравнение $\ln \frac{C_0}{C} = k \cdot \tau$ совсем необязательно подставлять соотношения концентраций, вместо этого при решении задачи можно использовать соотношение масс, соотношение активностей радиоизотопов в начальный момент и в данный момент времени, поскольку все эти величины (масса, концентрация, активность) прямо пропорциональны друг другу. Поскольку в условии задачи даны активности радиоуглерода в живом дереве (a_0) и в деревянной детали (a), то кинетическое уравнение удобнее выразить через активности радиоуглерода:

$$\ln \frac{a_0}{a} = k \cdot \tau$$

Рассчитаем из уравнения $\tau_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$ константу скорости процесса радиоактивного распада изотопа ^{14}C :

$$k = \ln 2 / t_{1/2} = 0,693 / 5700 \text{ лет} = 1,216 \cdot 10^{-4} \text{ лет}^{-1}.$$

Из уравнения $\ln \frac{a_0}{a} = k \cdot \tau$ рассчитаем возраст деревянного объекта:

$$\tau = \ln(18,4 / 9,6) / 1,216 \cdot 10^{-4} \text{ лет}^{-1} = 0,535 \cdot 10^4 \text{ лет} = 5350 \text{ лет}.$$

Задание №10

Альпинисты хорошо знают, что в горах трудно сварить яйцо или вообще любую пищу, требующую более или менее длительного кипячения. Причина этого заключается в том, что с понижением атмосферного давления уменьшается температура кипения воды. Рассчитайте,

- а) каким будет нормальное атмосферное давление в городе Мехико, расположенном на высоте 2265 м;
- б) при какой температуре будет кипеть вода при этом давлении;
- в) сколько времени потребуется, чтобы сварить вкрутую яйцо в городе Мехико.

Считать, что в воде, кипящей при температуре 100°C, яйцо варится вкрутую 5 минут. Энтальпию процесса испарения воды считать равной 44,0 кДж/моль, энергию активации процесса денатурации белка 400 кДж/моль.

Решение

а) Рассчитать давление на заданной высоте можно с помощью барометрической формулы:

$$\ln \frac{P}{P_0} = -\frac{Mgh}{RT},$$

- где P_0 – давление на нулевом уровне, P – давление на заданной высоте,
 M – молярная масса газа или газовой смеси (для воздуха 0,029 кг/моль),
 R – универсальная газовая постоянная 8,314 Дж/(моль·К),
 g – ускорение свободного падения (для Земли – 9,8 м/с²),
 T – температура в Кельвинах.

Таким образом, атмосферное давление на высоте города Мехико при комнатной температуре:

$$\ln \frac{P}{760} = -\frac{0,029 \text{ кг/моль} \cdot 9,8 \text{ м/с}^2 \cdot 2265 \text{ м}}{8,314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)} \cdot 298 \text{ К}} = 0,26$$

$$\frac{P}{760} = e^{-0,26} = 0,771 \quad P = 0,771 \cdot 760 \text{ мм. рт. ст} = 586 \text{ мм. рт. ст.}$$

б) Известно, что при изменении атмосферного давления изменяется температура кипения жидкостей. Жидкость закипает тогда, когда давление насыщенного пара этой жидкости становится равным атмосферному давлению. Поэтому с повышением атмосферного давления температуры кипения жидкостей повышаются, при понижении давления температуры кипения жидкостей понижаются. Так как в городе Мехико атмосферное давление ниже, чем 760 мм. рт. ст., то вода будет кипеть при температуре ниже 100°C. Рассчитать температуру кипения воды в этих условиях можно с помощью уравнения Клаузиуса-Клапейрона:

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_{\text{ф.п.}}}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right),$$

где T_1 – температура (в Кельвинах) кипения жидкости при давлении P_1 ,
 T_2 – температура (в Кельвинах) кипения жидкости при давлении P_2 ,
 R – универсальная газовая постоянная 8,314 Дж/(моль·К),
 $\Delta H_{\text{ф.п.}}$ – энтальпия фазового перехода (в данном случае – энтальпия кипения).

$$\ln \frac{586}{760} = \frac{44000 \text{ Дж/моль}}{8,314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}} \cdot \left(\frac{1}{373} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$\ln 0,771 = 5292,28 \cdot \left(\frac{1}{373} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$-0,26 = 5292,28 \cdot \left(\frac{1}{373} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$-0,26 = 14,1884 - \frac{5292,28}{T_2}$$

$$-14,4484 = - \frac{5292,28}{T_2}$$

$$T_2 = 366 \text{ К } (93^\circ\text{C}).$$

в) Связь между скоростью реакции (точнее говоря константой скорости реакции) и энергией активации данной реакции описывает уравнение Аррениуса:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_{\text{акт}}}{RT}},$$

где k – константа скорости реакции,

A – предэкспоненциальный множитель,

$E_{\text{акт}}$ – энергия активации,

R – универсальная газовая постоянная 8,314 Дж/(моль·К),

T – температура в Кельвинах.

В уравнении Аррениуса предэкспоненциальный множитель – неизвестная величина. Если записать 2 уравнения Аррениуса для двух разных температур T_1 и T_2 (условимся индексом 1 обозначать более низкую температуру, а индексом 2 – более высокую)

$$k_1 = A \cdot e^{-\frac{E_{\text{акт}}}{RT_1}}$$

$$k_2 = A \cdot e^{-\frac{E_{\text{акт}}}{RT_2}}$$

и поделить одно уравнение на другое, то от множителя A можно избавиться:

$$\frac{k_2}{k_1} = \frac{e^{-E_{\text{акт}}/RT_2}}{e^{-E_{\text{акт}}/RT_1}}$$

или

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{\frac{E_{\text{акт.}}}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)}$$

Найдём соотношение $\frac{k_2}{k_1}$ констант скоростей реакции денатурации белка при температурах $T_2 = 373 \text{ К}$ (100°C) и $T_1 = 366 \text{ К}$ (93°C), учитывая, что энергия активации данной реакции $E_{\text{акт.}} = 400\,000 \text{ Дж/моль}$:

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{\frac{400000 \text{ Дж/моль}}{8,314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}} \cdot \left(\frac{1}{366} - \frac{1}{373}\right)} = e^{48111,62 \cdot \frac{373-366}{366 \cdot 373}} = e^{2,467} \approx 11,8 .$$

Это означает, что при температуре $T_2 = 373 \text{ К}$ (100°C) процесс денатурации белка протекает со скоростью в 11,8 раз большей, чем при температуре $T_1 = 366 \text{ К}$ (93°C).

Следовательно, чтобы сварить яйцо вкрутую в городе Мехико, где вода кипит при 93°C времени потребуется в 11,8 раз больше, чем в кипящей при 100°C воде:

$$5 \text{ минут} \cdot 11,8 = 59 \text{ минут.}$$