Многим известен опыт, описанный Г.Сиборгом, в котором две одинаковые колбы заполнялись Диоксидом Азота до равного давления. Первую помещали в баню со льдом, а вторую - в кипящую водяную баню. Газ в первой колбе, находящийся при 0 Гр. Цельсия, почти бесцветен. Газ во второй колбе (при 100 Гр. Цельсия) имел красновато-бурую окраску. Это означало, что в колбах находятся разные молекулы. Опыты показывают, что в первой колбе содержатся, в основном, молекулы N2O4, которые не поглощают свет в видимой области спектра - поэтому охлажденный газ почти бесцветен. А во второй колбе - молекулы NO2 - они поглощают свет в видимой области спектра, вследствие чего нагретый газ имеет красновато- бурую окраску. Затем Г.Сиборг помещал обе колбы в водяную баню комнатной температуры и наблюдал, как выравнивалась окраска в закрытых сосудах [ 1 ].

 Изучив проблему, мы решили соединить обе колбы в единую систему соединенную полой стеклянной трубкой. Это поможет наблюдать красивейший опыт смещения равновесия в замкнутом объеме: при помещении одной части установки в термостойкий стакан с кипятком, а другой части установки – в ледяную воду, одновременно будут образовываться в одной колбе - бурый NO2, а в другой - бесцветный N2O4.

Мы предлагаем один раз провести трудоемкую работу по изготовлению прибора, чтобы потом демонстрация на уроке занимала несколько минут.

 Нашу разработку можно показывать в классах сначала при изучении Оксидов Азота, затем - в разделе химическое равновесие: факторы, влияющие на равновесие, объяснение принципа Ле Шателье. Имеет смысл дать обратимую реакцию димеризации Диоксида Азота и поставить знак теплового эффекта. При этом, ученики, увидев сильное различие окраски в колбах, для себя докажут принцип смещения равновесия и запомнят его.

При повторении курса Общей химии, можно провести проверочную работу на знание теплового эффекта реакции - например, помещая шары в заранее известные температурные условия, школьники могут предположить, в какую сторону смещается реакция, а, также, какой знак у энтальпии данного процесса (или у Q реакции).

Мы заказали в стеклодувной мастерской Российского Химико-Технологического Университета им. Д.И. Менделеева установку, состоящую из двух стеклянных шаров, соединенных между собой стеклянной трубкой. Вывели открытый конец трубки, по которому мы далее сможем закачать бурый газ (рис.1). Затем взяли в кабинете физики насос Камовского и откачали воздух через вакуумную трубку до давления 1 мм.рт.ст. Конец её пережали зажимом (рис.2).

 Следующим этапом нашей работы было получение бурого газа. Мы воспользовались классической методикой получения Диоксида Азота прокаливанием сухого Нитрата Свинца (II) [2]:

###  Pb(NO3)2 = 2NO2 + PbO + 0.5O2 (1)

 **PbO + 0,5O2 = PbO2** **(2)**

Высушенный Pb(NO3)2 смешали с равным весовым количеством предварительно прокаленного кварцевого песка. Смесь перенесли в кварцевую пробирку. Горло пробирки соединили с отводной трубкой насоса Камовского и откачали воздух до 1 мм.рт.ст. Затем через переходник соединили нашу установку с пробиркой, в которой находилась смесь Нитрата Свинца (II) и песка (рис.3). Кварцевую пробирку расположили горизонтально, чтобы тяжелый Диоксид Азота быстрее переходил в прибор .

 Приёмник мы охлаждали смесью льда с водой, а пробирку с Нитратом Свинца (II) нагревали на воздушно-пропановой горелке при 500-600 Гр.Цельсия - до полного разложения Нитрата. Опыт проводили под тягой. Выделяющаяся при разложении Нитрата Свинца (II) красно-бурая Двуокись Азота сгущалась в приборе, частично переходя в Тетраоксид Диазота.

 Через некоторое время сбор бурого газа прекратили, надев зажимы на трубки. Далее предстояла сложная часть работы, которая заключалась в отпаивании открытого конца стеклянной трубки с помощью все той же воздушно-пропановой горелки. Известно, что получаемый в данной реакции Оксид Свинца (II) окисляется Кислородом до Оксида Свинца (IV). Поэтому, можно утверждать, что мы собрали чистый Диоксид азота (IV) (2).

Таким образом, была создана установка, позволяющая изучать смещение равновесия в обратимых процессах при изменении температуры. В качестве модели, мы взяли химическую реакцию превращения бурого газа в димер и обратно. Оксиды NO2 и N2O4 находятся в равновесии друг с другом:

## 2NO2 ⬄ N2O4

 бурый бесцветный

При нормальном давлении и 40 Градусах Цельсия в такой смеси содержится 31% NO2, при 100 Градусах - 88% NO2, выше 140 Градусов

N2O4 целиком переходит в NO2 - цвет газообразного оксида становится почти черным. При температуре ниже –11,2 Градусов Цельсия (это температура плавления N2O4) в колбе остается только N2O4 в твердом состоянии. [3]

В зависимости от температуры, мы наблюдали наличие преимущественно или NO2, или N2O4. Для того, чтобы наглядно показать смещение равновесия, мы поместили шар А в стакан со смесью льда и воды, одновременно c этим шар Б поместили в термостойкий стакан с водой, нагретой до 100 Градусов Цельсия (рис.4). Шар А стал почти бесцветным, а шар В приобрел красновато-бурую окраску. Это означало, что в шарах находились разные молекулы. Опыт показал, что в шаре А содержались в основном молекулы N2O4, а в шаре Б - молекулы NO2 . Если переместить наш прибор в условия комнатной температуры, в шаре А сразу начнет появляться окраска:

# N2O4 => 2NO2

В то же время, окраска в шаре Б начнет бледнеть:

## 2NO2 => N2O4

 Когда скорости этих реакций выравниваются, достигается равновесие и мы уже не наблюдаем изменения окраски в шарах (оба шара приобретают одинаковый цвет), хотя обе реакции продолжаются:

2NO2 ⬄ N2O4

 Изменяя температуру, мы можем повлиять на смещение равновесия в одну из сторон. Благодаря наглядности нашей реакционной системы, мы можем предсказать в каком направлении будет смещаться равновесие при изменившихся внешних условиях. То есть, у нас есть прибор, с помощью которого можно наглядно продемонстрировать принцип Ле Шателье:

«Если находящаяся в равновесии система подвергается внешнему воздействию, равновесие смещается в таком направлении, которое способствует ослаблению этого воздействия».

Это достаточно сложный для понимания школьниками принцип, объяснить который нелегко. А с помощью нашего прибора мы можем продемонстрировать принцип Ле Шателье наглядно: повышение температуры вызывает смещение равновесия в направлении того из процессов, течение которого сопровождается поглощением теплоты, а понижение температуры действует в противоположном направлении [4].

 Известно, что разложение N2O4 - эндотермическая реакция:

##  N2O4 => 2NO2 - Q, H (298)= 57 кДж/моль

 Из наших наблюдений следует, что повышение температуры благоприятствует образованию NO2 (бурая окраска становится более интенсивной). Это происходит в соответствии с принципом Ле Шателье. А понижение температуры – напротив - способствует синтезу N2O4 (окраска бледнеет). Это настолько наглядный опыт, что мы в классе можем легко определить, в какую сторону сдвинется равновесие при изменении температуры среды. Система будет находиться в этом состоянии равновесия до тех пор, пока внешние условия неизменны. Если же условия изменятся, то система выйдет из равновесия – пойдет химическая реакция. Изучая данную модель системы равновесия Оксида Азота (IV), мы показали, что при повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической реакции (образование Диоксида Азота), а при понижении температуры – в направлении экзотермической реакции (получение Тетраоксида Диазота).