

ТЕПЛОЭЛЕКТРОЛИЗНЫЙ ИНВЕРСЕР – АЛЬТЕРНАТИВА ЯДЕРНОМУ РЕАКТОРУ

Буйнов Г.Н.

Нежелание перевести закон Гесса на язык термодинамики привело мировую академическую науку к постулированию целого ряда так называемых «теоретических парадоксов»: убыванию потенциала Φ при подаче энергии в химическую систему (заряде-накачке), то же и с F ; парадокс Гиббса; парадокс Эйнштейна; наличие химического потенциала в двухфазной монокомпонентной (химически инертной) системе; гипотеза Планка.

Практические следствия этого «нежелания» мирового научного истеблишмента привели к **трагическому парадоксу**: человечество находится в неисчерпаемом океане энергии; и в то же самое время с ожесточением борется за обладание крохами из этого океана. На алтарь эгоистических амбиций властных авторитетов кладётся первозданная чистота окружающей среды и миллионы человеческих жизней, не говоря уже о триллионах рублей, фунтов, долларов, франков, марок, – загубленных на модные «ядерные химеры».

Каков генезис такого положения дел в науке? Рассмотрим существо данного вопроса.

Имея уравнение 1-го начала только лишь для «физической системы» –

$$T \cdot dS = dU + \delta A, \quad (1)$$

и, на словах – признавая закон Гесса, а на деле – не признавая этот закон Гесса; кроме того, запрещая пользоваться этим тождеством для **химической** системы, – «вывели» целый ряд **абсурдных** формул. К примеру:

$$\delta A^* = -d(H - T \cdot S) - S \cdot dT + V_{др}. \quad (2)$$

Выражение $(H - T \cdot S)$ «окрестили»: где – «характеристической функцией Φ », то есть:

$$\Delta \Phi = \Delta H - T \cdot \Delta S, \quad (3)$$

где – «термодинамическим потенциалом Φ »,

где – «изобарно-изотермическим потенциалом Φ »,

где – «потенциалом Гиббса Φ »,

а где – и «свободной энтальпией Φ ».

Рождённый лукавым гением, этот «многоликий Янус» был запущен своими «отцами» в научный оборот; в том числе – и в химии. Только здесь уже под названием «энергия Гиббса G ».

Итак, получили (из тождества, со всеми его атрибутами) для физической системы:

$$\Phi = H - T \cdot S$$

или в конечном процессе:

$$\Delta \Phi = \Delta H - T \cdot \Delta S.$$

Химики сочли, что «Теория права», – «надо пробовать, но кое-что придётся подправить».

И заменили $\Delta\Phi$ на ΔG , получив:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S. \quad (3a)$$

Лукавить и выкручиваться, жонглируя понятиями, произвольно меняя значения символов и отменяя индексацию, пришлось «отцам» термодинамики не «от хорошей жизни». Ведь «благоприобретённый» потенциал Φ с длинным названием оказался с неукротимым нравом; совсем не таким, каким бы полагалось быть «порядочному» потенциалу в **потенциальной** (аккумулирующей – векторной) системе. Так, из выражения $Q = T \cdot \Delta S = \Delta H - \Delta\Phi$ видно, что с подачей теплоты (энергии) $Q = T \cdot \Delta S$ (зарядкой-накачкой) – потенциал Φ **вместо того, чтобы возрасть** (как это и делает «примерный» потенциал H) – упрямо убывает. Прямо – «анти-потенциал», да и только! К сожалению, этот «парадокс», породивший анти-потенциал и остальные неразгаданные парадоксы – был «проглочен» широкой научной общественностью без тени смущения, можно сказать – «не поморщившись».

Теперь о том, что **должно** быть, если не на словах, а на деле признать закон Гесса.

Тепловой эффект ΔQ_{pT} определится как сумма эффекта от изменения химического состояния системы (внутренней химической энергии $\Delta \bar{U}_x = \overset{x}{\tilde{Q}}_{pT}$) и эффекта от замены одной физической системы – другой (сюда входит изменение абсолютной энтальпии теплосодержания $\Delta \bar{H}_\phi$, а значит – и теплота фазовых переходов q_{fn}):

$$\Delta \bar{Q}_{pT} = \Delta \overset{x}{\tilde{Q}}_{pT} + \Delta \overset{\phi}{\tilde{Q}}_{pT} = \Delta \bar{U}_x + \Delta \bar{H}_\phi. \quad (4)$$

По закону Гесса $\oint d\bar{Q} \equiv 0$; то есть:

$$T \cdot \delta \bar{S} = d\bar{H}_\phi + d\bar{U}_x, \quad (5)$$

Или, так как энтропия – функция химического процесса, –

$$d\bar{Q}_{pT} = T \cdot \Delta S = T \cdot \delta \bar{S}^\phi + T \cdot \delta \bar{S}^x; \quad (5a)$$

или, если $d\bar{U}_x = d\Phi$, то:

$$T \cdot \delta \bar{S} = d\bar{H}_\phi + d\Phi. \quad (5b)$$

Вот теперь – потенциал Φ («без подвоха») **растёт** – при зарядке системы и **падает** – при разрядке. Итак, в конечном процессе получено (вместо выражения $T \cdot \Delta S = \Delta H - \Delta\Phi$, рекомендованного физиками):

$$T \cdot \Delta \bar{S} = \Delta \bar{H}_\phi + \Delta\Phi;$$

или:

$$\Delta \bar{Q}_{pT} = T \cdot \Delta \bar{S} = \Delta \bar{H}_\phi + \Delta \bar{U}_x.$$

Для примера рассмотрим реакцию разложения (заряд-накачка системы). К этой системе необходимо подводить (расходовать) теплоту $\overset{x}{\tilde{Q}}_{pT}$, либо электроэнергию (в эквиваленте) для изменения (увеличения): $\bar{U}_x \rightarrow \bar{U}_{x(max)}$. Исходные компоненты, допустим, – газы; конечные компоненты – тоже газы, но качественно – совершенно другие. Возможно изменение объёма ΔV (числа молей), а значит и изменение работы расширения $p \cdot \Delta V$; возможно и изменение внутренней энергии $\Delta \bar{U}_\phi$ при смене газовых систем.

Была система с общей энтальпией $H_{\phi 1}$, а получилась система с общей энтальпией (теплосодержанием) $H_{\phi 2}$; при этом – **поглощается** ($H_{\phi 2} > H_{\phi 1}$) или **выделяется** ($H_{\phi 1} > H_{\phi 2}$) теплота $\pm \bar{Q}_{pT} = \pm \Delta \bar{H}_{\phi}$. При электролизе воды малыми токами ($I \rightarrow 0$), например, именно эта теплота должна быть подведена, так как идёт «самоохлаждение» электролизёра.

Если реакцию вести тепловым путём, то – поскольку процесс един – идёт взаимоконверсия теплоты между **химическим** компонентом теплоты $\Delta \tilde{Q}_{pT}^x$ и **физическим** ($\Delta \tilde{Q}_{pT}^{\phi}$), то есть теплота реакции определится, как их алгебраическая сумма:

$$\Delta Q_{pT} = \Delta \tilde{Q}_{pT}^x + \Delta \tilde{Q}_{pT}^{\phi}.$$

Реакция соединения – процесс самопроизвольный; движущей силой являются силы химического сродства; система, подчиняясь силовому воздействию, сбрасывает запасённую в восстановительном процессе химическую энергию $\bar{U}_x \rightarrow \bar{U}_{x(\max)}$ и принимает состояние с минимальной в данных условиях внутренней химической энергией («потенциальная яма»). Формально – система стремится уменьшить энтропию, несмотря на то, что из-за взаимоконверсии возможно, что потребуются не **отвод** теплоты (экзотермическая реакция), (типа «а» и «б»), а **подвод** (идёт самоохлаждение) – тип «в» (см. ниже Классификацию).

Попытаемся понять, что же хотела поведать мать-природа физикам на языке математики, то есть что же всё-таки выражает директивная формула $T \cdot \Delta S = \Delta H - \Delta \Phi$.

1. Формула выведена для одной-единственной **физической** системы, так же, как и исходное тождество. А, вот, химия имеет дело как минимум с двумя физическими системами.

2. Кроме физических сил взаимодействия между микрочастицами (ньютоновские, кулоновские и производные от них вандерваальсовы, а также силы поверхностного натяжения) – никаких потусторонних сил (химических) в физической системе не существует, так как отсутствует (либо «не пробиваем») энергетический барьер, – своеобразное сито, отбирающее наиболее быстрые частицы. Поэтому вся подведённая теплота $Q_p = \Delta H_{ид}$ расходуется на изменение внутренней энергии идеального газа $\Delta U_{ид}$ (увеличение кинетической энергии микрочастиц) и на работу изобарного расширения $p \cdot \Delta V$:

$$Q_p = \Delta H_{ид} = \Delta U_{ид} + p \cdot \Delta V. \quad (6)$$

3. Соотношение для идеального газа должно учесть вклад сил взаимодействия, которые порождают микроассоциацию и диссоциацию микрочастиц, а это меняет фактическое, реальное число микрочастиц. Допустим, – преобладают силы притяжения. Тогда число частиц уменьшится и теплоты нужно подать на $\Delta \Phi$ меньше, то есть:

$$Q_p = \Delta H_{\phi} = \Delta U_{ид} + p \cdot \Delta V - \Delta \Phi = \Delta H_{ид} - \Delta \Phi. \quad (6a)$$

При увеличении давления и температуры газа до сверхкритических – начинают превалировать силы отталкивания. Это препятствует образованию микроассоциаций, но не препятствует диссоциации. Число микрочастиц может возрасти «выше номинала», изоэнтальпа в TS-графике возрастает, проходит через экстремум («перевал»). В точке экстремума число микрочастиц опять номинальное (квази-идеальность).

Силы притяжения не препятствуют, а помогают сжимать газ, то есть работы на сжатие реального газа с отрицательным Φ требуется затратить также меньше, чем на сжатие идеального газа. Отрицателен же Φ потому, что в изобарном процессе при подаче теплоты в газовую систему «неидеальность»

уменьшается, то есть Φ уменьшается. Для идеального газа $\Phi = 0$. Определить потенциал Φ в TS-графике можно по наклону изоэнтальпы. Физически (практически) определить Φ можно по теплоте дифференциального и интегрального дроссельного эффекта. При охлаждении Φ отрицателен.

Предложенная нами концепция позволяет объяснить все свойства вещества при переходе от идеально-газового состояния до твёрдого состояния (тела). Например, кризис газовой системы наступает, когда $|\Delta U_{ид}| = |-\Delta\Phi|$:

$$Q_p = T \cdot \Delta S = \Delta H_{\Phi} = \Delta U_{ид} + p \cdot \Delta V - \Delta\Phi = p \cdot \Delta V. \quad (66)$$

Видно, что теплообмен с системой не приводит к изменению температуры, процесс становится изобарно-изотермным, вся подводимая теплота превращается в работу расширения и т.д.

Парадокс Гиббса распадается на ряд конкретных случаев. Цепочка рассуждений для смеси паров химически растворимых веществ, например H_2O и NH_3 , неизбежно приводит к скачку температур между ассоциациями и газовой фазой, а также к скачку концентраций между ними.

Получается, что многоликий потенциал-упаковщик Φ из выражения $T\Delta S = \Delta H - \Delta\Phi$ не имеет никакого отношения к химии. Соотношение отражает, например, ещё работу сжатия газа в изотермическом процессе, не подведённую, как бы полагалось – извне, но, тем не менее, – совершённую внутренними силами физической природы. Это силы межмолекулярного взаимодействия (силы поверхностного натяжения), проявляющие себя при переходе системы, допустим, – из газовой фазы через микроассоциации («дымка») – к макроассоциациям (каплям) и далее – к «одной большой капле» – жидкому состоянию («мегаассоциации»).

Закономерен вопрос: как же эта формула «пошла» в химии? Видимо, решили по аналогии с физикой написать: $Q = \Delta H$, то есть приняли, что теплота реакции Q равна изменению «полной» энтальпии ΔH . Таким образом, к изменению **физической** энтальпии ΔH_{Φ} придётся добавить изменение внутренней **химической** энергии ΔU_x :

$$Q = \Delta H = \Delta H_{\Phi} + \Delta U_x = \Delta U_{\Phi} + p \cdot \Delta V + \Delta U_x. \quad (7)$$

Но уж очень хотелось выполнить указания (директивы) теоретиков; поэтому написали (подогнали!):

$$\Delta H = T \cdot \Delta S + \Delta U_x = T \cdot \Delta S + \Delta G. \quad (8)$$

И любой может проверить: формула «работает», то есть «начертательно» – она та же самая, но вот смысл её стал совершенно другим. Общепринято, что выражение $T \cdot \Delta S$ – это теплота Q , подведённая к системе, или работа изотермического процесса. Здесь же, – $T \cdot \Delta S$ – это изменение энтальпии ΔH_{Φ} при замене газовых систем. Есть веские аргументы считать, что физический смысл этого выражения ($T \cdot \Delta S$) до сих пор так и не понят (или, может быть, – давным-давно **забыт**).

Итак, путём подмены понятий, несоблюдения устоявшихся условностей и индексации – вышли на «правильный путь»: получили, якобы, директивную формулу, реально отражающую факты, то есть добились такого описания, при котором с подачей теплоты $Q = \Delta H$ потенциал G растёт. Это соответствует действительности, но не соответствует смыслу директивной формулы.

Значит, получили («начертательно») предложенную физиками формулу $\Delta H = \Delta G + T \cdot \Delta S$. Члены: $\Delta H = Q$ и ΔG – проверяемые экспериментально. Единственным непонятным и непроверяемым членом оказался член $T \cdot \Delta S$, ведь **энтропию измерить невозможно** (долго думая, назвали его «*энтропийным фактором*»). Физический смысл его понят не был, да и не надо было себя утруждать, ведь «два из трёх –

вполне достаточно» (!?). Это критическое замечание подтверждается тем фактом, что электрохимические процессы трактуются специалистами самого высокого ранга по-разному, с различными термодинамическими результатами.

Если перейти к общепринятым корректным условностям, то из используемой в химии по рекомендации физиков **алогичной** формулы $\Delta H = Q = \Delta G + T \cdot \Delta S$ получают совершенно другую (логичную) формулу (принято: $\Delta \bar{Q}_{pT} = T \cdot \Delta S$, а здесь: $T \cdot \Delta S = \Delta H_{\phi}$):

$$T \cdot \Delta S = \Delta G + \Delta H_{\phi}. \quad (9)$$

Если опустить индексы, то будет:

$$T \cdot \Delta S = \Delta G + \Delta H, \quad (9a)$$

– это вместо директивной формулы:

$$T \cdot \Delta S = \Delta H - \Delta G.$$

Вот классический пример того, как можно, уходя от общепризнанных корректных традиций и правил, подменить смысл выражения на противоположный, оставляя («начертательно») формулу неизменной. Если «играть без правил», то можно доказать, что $2 \times 2 = 5$, что «энтропию на антресолях увеличивает барабашка, а из печной трубы вылетает ведьма и на пару с химическим потенциалом формирует перистые облака».

Но правила-то известны! И чтобы не запутаться – необходимо соблюдать индексацию и традиции, та как это закрепляет, фиксирует смысл выражения.

S и Q в химии – необходимо метить, так как там они не такие, как в физике. Таким образом, следует писать, например:

$$\Delta \bar{H}_{\phi x} = \Delta \bar{Q}_{pT} = \Delta G + T \cdot \Delta \bar{S}^{\phi}, \quad (10)$$

Или иначе:

$$T \cdot \Delta \bar{S} = \Delta \bar{Q}_{pT} = \Delta G + \Delta \bar{H}_{\phi}, \quad (11)$$

или – то же самое, но уже в химии:

$$T \cdot \Delta \bar{S} = \Delta \bar{Q}_{pT} = \Delta \bar{U}_x + \Delta \bar{H}_{\phi}. \quad (12)$$

Итак, формула физиков $Q_{pT} = T \cdot \Delta S = \Delta H - \Delta \Phi$ совершенно не используется в химии, так как она не отвечает химическому эксперименту. В химии от неё осталась одна только видимость, скрывающая суть, да ложное утверждение, что движущей силой реакции наряду со стремлением системы сбросить энергию является и стремление увеличить энтропию; между тем, системе – извините – «наплевать» на энтропию: **система** подчиняется **силе**.

До сих пор это самое стремление считается неукротимым, хотя природа такого бешенства не установлена. Рождѐнное на бумаге мягким карандашом, вскормленное и обласканное «диффузным» мышлением, – чудовище под символом S, неудержимо возрастая, стало (в принципе) существовать и набрало такую свирепую силу, что своим отрицательным магическим влиянием готово погубить всё человечество.

Такова природа **фетишей** в науке.

Добавим, что ссылка на «диффузное» мышление мало что проясняет, но зато звучит не менее «убедительно», чем так называемый «принцип существования энтропии».

К таким порогам привела дорога ...

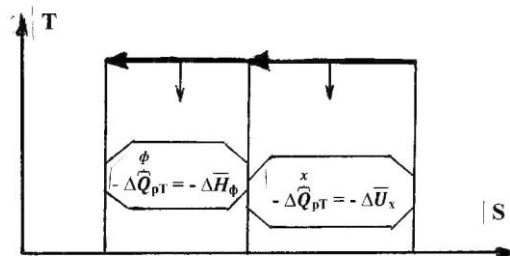
Из закона Гесса следует, что энтропия химического процесса S не может отражать физическое состояние рабочего тела (газа), то есть она инвариантна (свободна) в изобарной сетке. Действительно, – химическая (ковалентная) компонента практически не зависит от давления, слабо зависит от температуры T , а вот физическая – не зависит от давления (если газ – идеальный); и линейно, но в противофазе, (слабо) зависит от температуры T .

Чтобы полнее охарактеризовать процесс, необходимо указывать обе составляющие энтропии (оба вектора). Оба класса реакций можно систематизировать в три вида (типа), (см. ниже).

КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

1. Самопроизвольные реакции ($U_x \rightarrow U_{x(\min)}$).

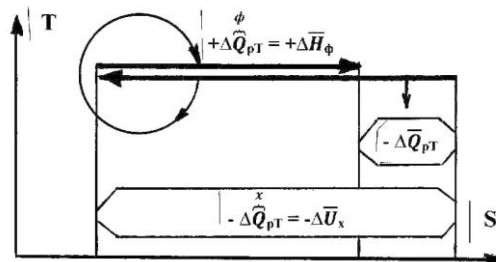
а) С повышенным тепловыделением (синфазные).



Выделяется теплота: $-\Delta\bar{Q}_{pT} = -\Delta\bar{U}_x - \Delta\bar{H}_\phi = -T \cdot \Delta S$.

В ЭХГ-процессе выделяется и электрическая энергия $E \cdot I \cdot t = -\bar{Q}_{pT}^x$, и теплота $(-\Delta\bar{Q}_{pT}^\phi = -\Delta\bar{H}_\phi)$.

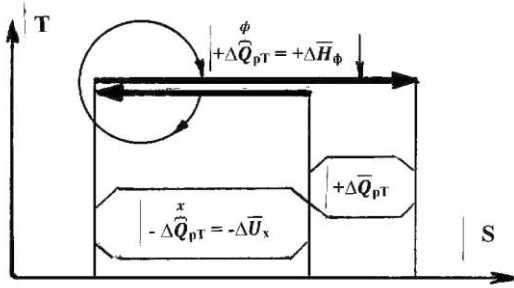
б) С пониженным тепловыделением (противофазные, без преобладания).



Выделяется теплота: $-\Delta\bar{Q}_{pT} = -\Delta\bar{U}_x + \Delta\bar{H}_\phi$.

В ЭХГ-процессе выделяется электроэнергия \bar{Q}_{pT}^x , а вот теплота $(+\Delta\bar{Q}_{pT}^\phi = +\Delta\bar{H}_\phi)$ – поглощается (идёт самоохладение элементов).

в) С самоохлаждением (с преобладанием $\Delta\bar{H}_\phi$ над $\Delta\bar{U}_x$).

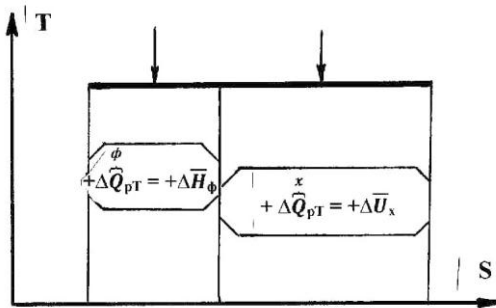


Поглощается теплота: $+\Delta\bar{Q}_{pT} = +\Delta\bar{H}_\phi - \Delta\bar{U}_x$ (идёт самоохлаждение системы).

В ЭХГ-процессе выделяется электроэнергия $\tilde{Q}_{pT}^x = E \cdot I \cdot t$, а теплота $(+\Delta\tilde{Q}_{pT}^{\phi} = +\Delta\bar{H}_\phi)$ поглощается.

2. Реакции не самопроизвольные (вынужденные), ($U_x \rightarrow U_{x(max)}$)

а) Синфазные.

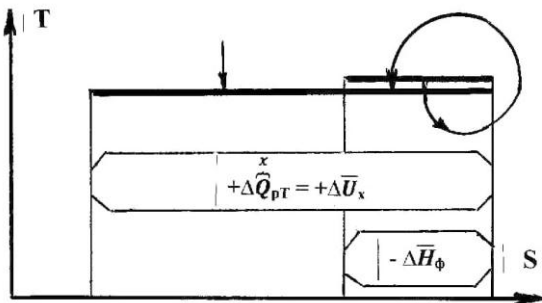


Необходимо подводить теплоту (нагревать): $+\Delta\bar{Q}_{pT} = +\Delta\bar{H}_\phi + \Delta\bar{U}_x$.

При электролизе необходим подвод электроэнергии: $+\Delta\bar{U}_x = E \cdot I \cdot t$.

При малых токах – идёт «самоохлаждение» электролизёра. Надо подвести: $\Delta\tilde{Q}_{pT}^{\phi} = \Delta\bar{H}_\phi$.

б) Противофазные, без преобладания.

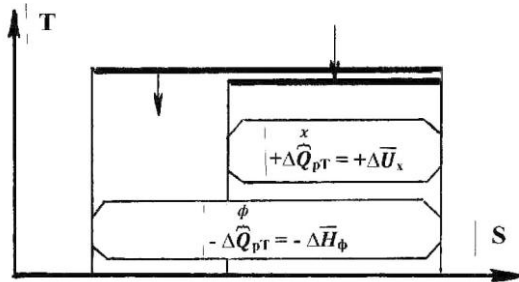


Необходимо подводить теплоту: $+\Delta\bar{Q}_{pT} = +\Delta\bar{U}_x - \Delta\bar{H}_\phi$.

При электролизе необходим подвод электроэнергии: $+\Delta\bar{U}_x = E \cdot I \cdot t$.

Даже при малых токах идёт разогрев электролизёра теплотой: $-\Delta\bar{Q}_{pT} = -\Delta\bar{H}_\phi$.

в) Противофазные, с преобладанием (невозможны в тепловом варианте, так как $\Delta \bar{U}_x$ недоступен).



При электролизе необходима электроэнергия: $+\Delta \bar{U}_x = E \cdot I \cdot t$.

Идёт сильный разогрев электролизёра теплотой: $-\Delta \bar{Q}_{pT} = -\Delta \bar{H}_\phi$.

При построении в TS-диаграмме активного цикла необходимо иметь в виду общие закономерности для таких циклов (второго рода).

1. Из закона Гесса следует, что $\oint d\bar{Q}_{pT} \equiv 0$, то есть:

2.

а) теплота реакции не есть функция пути, а энтропия S не есть функция физического состояния, но есть функция пути: $\oint \frac{d\bar{Q}}{T} \neq 0 = \Delta \bar{S}$.

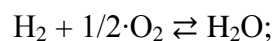
б) TS-цикл не замкнут, открытого типа, – из-за разрыва энтропии: $\int T \cdot \delta \bar{S} = 0$.

3. В электрохимическом цикле (ЭХГ-процесс, – электролиз) физические компоненты теплот $\Delta \bar{H}_\phi$ могут быть использованы для нагрева и охлаждения объектов.

4. Полезную работу в цикле можно получить за счёт энергетически беззатратного получения давления. Так как химическая компонента теплоты реакции $\Delta \bar{U}_x$ не зависит от давления и физическая (идеальный газ) – тоже (независимость энтальпии идеального газа от давления), то в TS-графике процесс можно «привязать» к любой изобаре («свободный вектор» – формальная аналогия).

5. Система должна быть возбуждена, то есть необходимо организовать циркуляцию химической компоненты ($\Delta \bar{U}_x' \rightleftharpoons \Delta \bar{U}_x''$) для поддержания реакций. В тепловом варианте необходим обратный подцикл, а в электрохимическом - питать электролизёр электротоком от ЭХГ.

В качестве примера (Рис. 1) приведён электрохимический цикл типа «а» (задача «Заева-Бродянского»):



$$|\Delta U_x| = |\Delta G| = 237,190 \text{ кДж/моль} \cdot \text{H}_2;$$

$$\Delta \bar{H}_\phi = \Delta H - \Delta G = 285,972 - 237,190 = 48,782 \text{ кДж/моль} \cdot \text{H}_2.$$

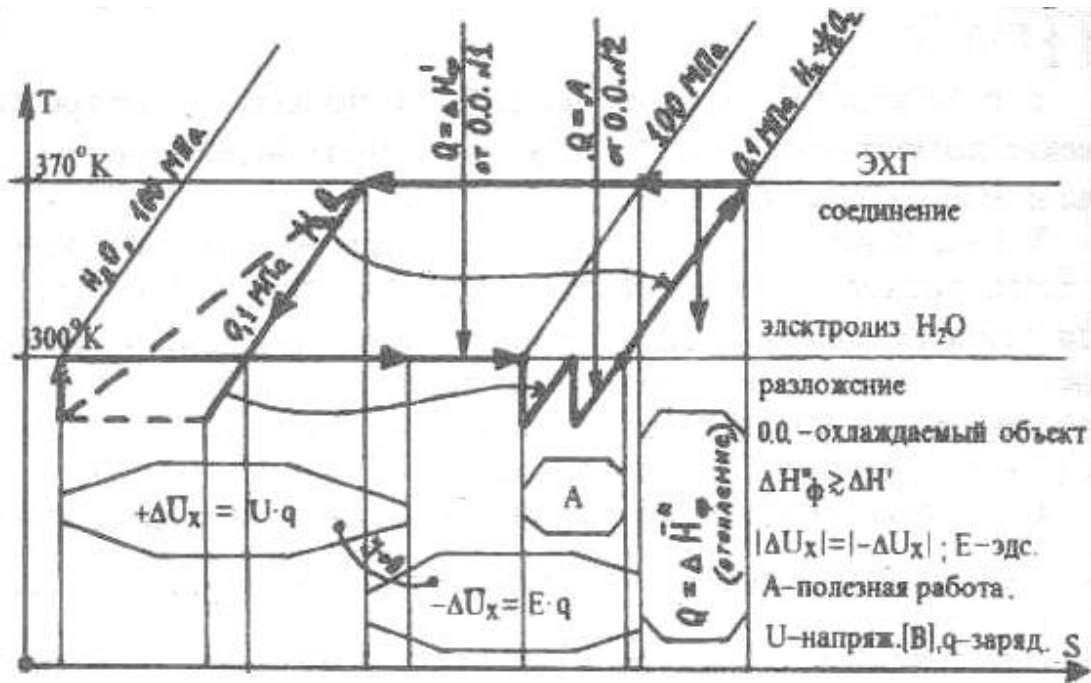


Рис. 1

Анализ цикла показывает, что экономическая целесообразность его **практически отсутствует**, так как процессы необходимо вести при малых токах ($I \rightarrow 0$), а соотношение $\Delta\bar{U}_x / \Delta\bar{H}_\phi$ – «плохое».

В графически аналогичном электрохимическом цикле $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ соотношение $\Delta\bar{U}_x / \Delta\bar{H}_\phi$ намного лучше; и цикл, видимо, имеет право на полезную реализацию, однако рациональнее – в **теплоэлектролизном** варианте, рис.2. Все процессы отражены в TS-графике (Рис. 2).

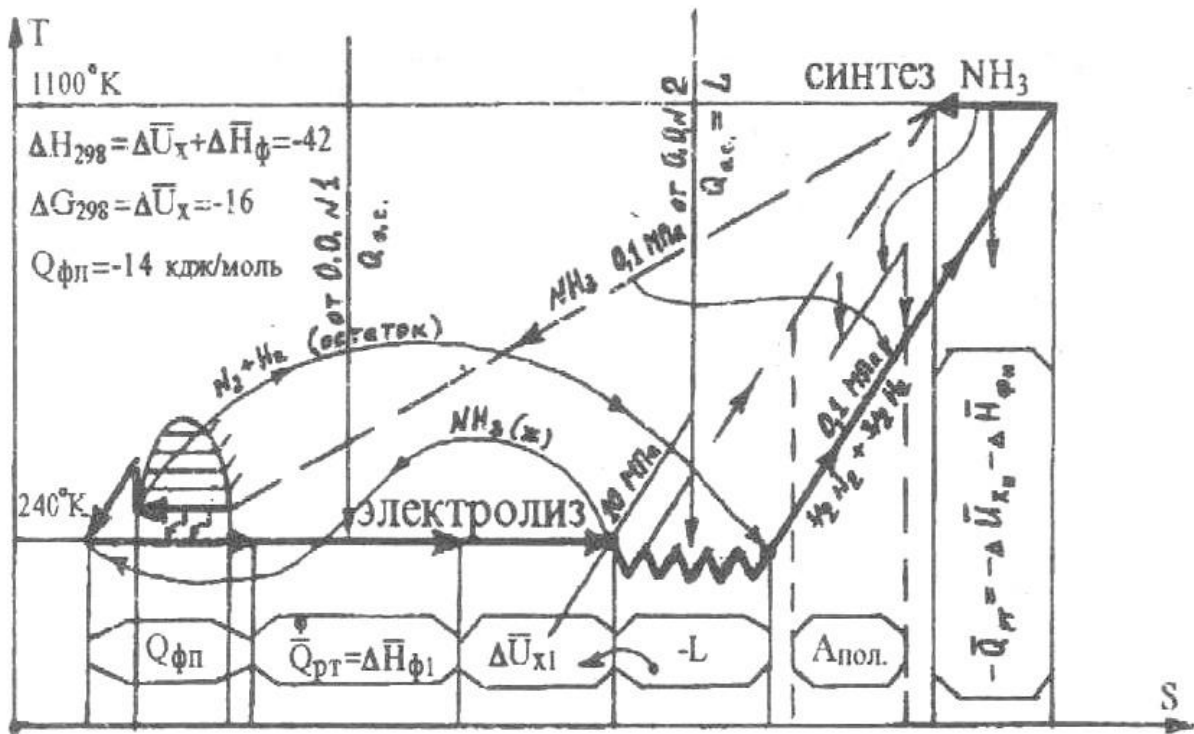


Рис.2. Теплоэлектролизный инверсер – альтернатива ядерному реактору.

Электролиз идёт при высоком давлении (10,0 МПа), которое обеспечивает аммиачный жидкостный насос. Работу L (электроэнергию) для электролиза получают либо срабатыванием давления N_2 и H_2 (раздельно) с подачей теплоты от реакции синтеза NH_3 , либо (что эффективнее) – срабатыванием давления при подаче теплоты от окружающей среды без разделения N_2 и H_2 .

Выход продукта, в процентах, не имеет существенного значения, поэтому перепад может быть до 0,1 МПа, что вполне достаточно для поддержания системы в возбуждённом состоянии. Использование смеси газов (без разделения) сильно упрощает конструкцию электролизёра, так как можно использовать проходной тип с выходом газожидкостной смеси при последующем сепарировании. Кроме того, интенсифицируется процесс (перемешивание) и повышается КПД (уменьшается перенапряжение); решается и проблема теплообмена. Один кубометр электролизного пространства способен поглотить 400 кВт электроэнергии; и будет получено при этом 1000 кВт теплоты, работы или – в сумме – того и другого. Полученная при синтезе теплота может расходоваться произвольно; например: для получения электроэнергии – 20% , для теплофикации – 80%.

Итак, изложим основные выводы, вытекающие из рассмотренных в данной статье вопросов.

1. Современная наука по существу **игнорирует** закон Гесса, так как его словесная формула, выражающая качественную и количественную сторону последовательности химических процессов, не нашла отражения в физико-математическом аспекте (не подвергалась термодинамическому анализу). Это явилось следствием ошибочного, неправомерного применения к **химически активным системам** – соотношений, выведенных для **физических** систем.

2. Цикл работ автора (включая и данную статью), опубликованных Русским Физическим Обществом, в котором произведён анализ закона Гесса, – открывает путь к энергетике особого (второго) рода, – **безтопливной энергетике**, экологически **истинно** чистой, с использованием тепловой энергии равновесной окружающей среды.

3. С учётом п.1 и п.2 необходим пересмотр большинства существующих ошибочных представлений и разделов термодинамики.

Литература

1. Базаров И.П. Термодинамика. – М., «Высшая школа», 1991.
2. Техническая термодинамика / под ред. Б.И. Крутова. – М., «Высшая школа», 1991.
3. Буйнов Г.Н. Расщепители теплоты на базе бинарной системы // Журнал «ЖРФМ», 1993, № 1-6, стр. 54-61.
4. Циолковский К.Э. Второе начало термодинамики // Журнал «ЖРФ М», 1991, № 1, стр. 22-39.
5. Мартынов А.В. Установки для трансформации тепла и охлаждения. – М., «Энергоатомиздат», 1989.
6. Андрющенко А.И. Основы термодинамики циклов теплоэнергетических установок. – М., «Высшая школа», 1985.
7. Новиков И.И. Термодинамика. – М., «Машиностроение», 1984.
8. Бродянский В.М. Вечный двигатель, – прежде и теперь. – М., «Энергоатомиздат», 1989.
9. Уокер Г. Двигатели Стирлинга. – М., «Машиностроение», 1985.
10. Неорганическая химия в вопросах / Под ред. Лидина. – М., «Химия», 1991.
11. Курс общей химии / Под ред. Н.В. Коровина. – М., «Высшая школа», 1990.
12. Буйнов Г.Н. Монотермическая установка... // Журнал «Русская Мысль», 1992, № 2, стр. 72-79.
13. Заев Н.Е. Энергетический бредень // Журнал «ЖРФМ», 1994, № 1-4, стр. 28-30.
14. Заев Н.Е. Близкая даль энергетики // Журнал «ЖРФМ», 1991, № 1, стр. 12-21.
15. Буйнов Г.Н. Двигатель второго рода (спаренный газохимический цикл). Рукопись: страниц – 13,

иллюстраций – 4. Архив РусФО: Фонд 002. 01.06.1994. С.–Петербург.

Санкт–Петербург, август 1994 г.

Буйнов Геннадий Никитич, – ведущий конструктор Отдела промышленных энергоустановок Русского Физического Общества, действительный член Русского Физического Общества (1992), лауреат Премии Русского Физического Общества (1992).

Опубликовано: журнал «ЖРФМ», 1995, № 1-6, стр.150-162.