

Попробуйте посмотреть эти вопросы за пару дней до экзамена...

Прокомментируйте приведенные ниже утверждения.

В каждой пятерке одна формулировка – верная, остальные – нет.

Найдите правильные утверждения.

Объясните, что неправильно в остальных.

Ответы, вопросы и замечания присылайте на форум.

1. Химический потенциал компонента (μ)

- 1) Равен нулю при достижении химического равновесия;
- 2) Постоянен при постоянной температуре;
- 3) Является парциальной мольной энтальпией;
- 4) Равенство химических потенциалов для каждого компонента во всех фазах - достаточное условие фазового равновесия;
- 5) Равенство химических потенциалов для каждого компонента во всех фазах (если компонент присутствует в фазе) - необходимое условие фазового равновесия;

2. Константа равновесия K газовой химической реакции :

- 1) С температурой растет,
- 2) С температурой падает,
- 3) Является константой только для идеальных газов, а для реальных газов должна быть заменена константой K_f , выраженной через фугитивности;
- 4) Не зависит от общего давления в системе (при постоянной температуре)
- 5) В состоянии равновесия достигает минимального значения.

3. Стандартная энергия Гиббса химической реакции ΔG^0 :

- 1) Равна изменению энергии Гиббса при переходе от реагентов в стандартном состоянии к продуктам в стандартном состоянии;
- 2) Определяется только при стандартных температурах 0К и 298К;
- 3) Достигает минимума при постоянной температуре и давлении;
- 4) Меньше нуля для большинства реакций;
- 5) Равна изменению энергии Гиббса в реакции, когда равновесие достигнуто;

4. Термодинамическая активность компонента в двухкомпонентной системе:

- 1) Стремится к 0,5 при мольной доле компонента, стремящейся к 0,5;
- 2) Зависит от температуры при неизменном составе системы;
- 3) Является производной энергии Гиббса системы по числу молей;
- 4) Для неидеальных растворов - всегда меньше мольной доли компонента;
- 5) Если две фазы находятся в равновесии - активность компонента в обеих фазах одинакова;

5. Энтальпия химической реакции:

- 1) Стремится к нулю при температуре, стремящейся к нулю;
- 2) Растет с увеличением температуры;
- 3) Если реакция проходит при постоянном давлении - равна теплоте реакции;
- 4) Минимальна, если реакция проходит при постоянном давлении и энтропии;
- 5) Равна $\Delta U + nRT$.

6. Уравнение $\delta Q + \delta W = dU$:

- 1) Это - второй закон термодинамики,
- 2) Это первый закон термодинамики в наиболее общем виде,
- 3) δQ , δW , dU - полные дифференциалы,
- 4) В закрытой системе сумма $\delta Q + \delta W$ - полный дифференциал,
- 5) В адиабатическом процессе $\delta Q = - \delta W$.

7. Уравнения состояния.

- 1) Уравнение в-д-В предсказывает линейную зависимость давления от температуры при $V = \text{const}$,
- 2) Любое уравнение состояния для газа можно перевести в приведенную форму,
- 3) Для твердых тел объем не зависит от давления при $T = \text{const}$,
- 4) Ниже критической изотермы фаза жидкости не существует,
- 5) Выводятся из первого закона термодинамики

8. Теплоемкость.

- 1) Должно быть $c_p = c_v + R$
- 2) Теплоемкость системы всегда больше нуля,
- 3) Теплоемкость c_p системы больше нуля или равна нулю,
- 4) Теплоемкость c_v зависит от температуры, но не зависит от объема,
- 5) Теплоемкости твердых тел не зависят от температуры.

9. Энтальпия образования.

- 1) С ростом температуры энтальпии образования растут по абсолютной величине,
- 2) Зависимость энтальпии образования A от температуры определяется теплоемкостью c_p вещества A .
- 3) Энтальпия образования меньше нуля;
- 4) Энтальпия образования P (белый, тв.) равна нулю при всех температурах,
- 5) Энтальпии образования зависят от давления.

10. Уравнение $d \ln p / dT = \Delta H / RT^2$

- 1) Называется уравнением Менделеева-Клапейрона;
- 2) Есть частный случай уравнения Гиббса-Дюгема;
- 3) Справедливо только для идеальных газов;
- 4) ΔH - стандартная энтальпия испарения или сублимации;
- 5) p обязательно должно быть в барах!

11. Уравнение $\sum n_i d\mu_i = 0$

- 1) Неверно без дополнительных оговорок,
- 2) Есть следствие третьего закона термодинамики,
- 3) Справедливо только при фазовом равновесии;
- 4) Позволяет рассчитывать зависимость химических потенциалов от давления;
- 5) Верно только для жидких растворов.

12. Второй закон термодинамики формулируется так:

1. Энтропия системы возрастает в самопроизвольных процессах;
2. Энтропия системы уменьшается в самопроизвольных процессах ,
3. В системе при постоянных температуре и давлении в самопроизвольных процессах энергия Гиббса уменьшается,
4. Энтропия вселенной постоянна,
5. В закрытой системе при постоянных давлении, энтропии и отсутствии любых других видов работы, кроме механической, энтальпия стремится к минимуму.

13. Правило фаз:

- 1) При его выводе используется уравнение Клаузиуса-Клапейрона;
- 2) Описывает движение многокомпонентной системы к равновесию;
- 3) Показывает, что в пятикомпонентной системе максимальное число фаз в равновесии при постоянном давлении - 7;
- 4) Показывает, что в трехкомпонентной системе максимальное число фаз в равновесии - 4;
- 5) Утверждает, что $C = K + 2 - \Phi$, где C - число степеней свободы, K -число компонентов, Φ - количество уравнений Гиббса-Дюгема, которые можно записать в системе.

14. Растворы.

- 1) Энергия Гиббса образования раствора может быть больше и меньше нуля при различных температурах и составах;
- 2) Энтальпия образования раствора может быть меньше и больше нуля при различных температурах и составах;
- 3) Избыточная энергия Гиббса образования раствора должна быть меньше нуля.
- 4) Парциальная энергия Гиббса раствора всегда больше средне-мольной энергии Гиббса раствора;

5) В расслоившейся системе активности компонентов в сосуществующих фазах равны.

15. Осмос

- 1) При осмотическом равновесии химические потенциалы компонентов в различных фазах могут быть не равны;
- 2) Осмотическое давление падает с температурой;
- 3) Осмотическое давление возникает при любом фазовом равновесии;
- 4) Осмотическое давление возникает только при равновесии идеального раствора с чистым растворителем;
- 5) Уравнение Вант-Гоффа является аналогом уравнения Клаузиуса - Клапейрона для осмотического давления.

16. Энергия Гиббса системы:

- 1) Уменьшается в любом самопроизвольном процессе;
- 2) Парциальная мольная энергия Гиббса - это химический потенциал;
- 3) Равна $\sum \mu_j n_j$ при $T, p = \text{const}$;
- 4) Изменение энергии Гиббса равно максимальной механической работе системы при постоянном давлении;
- 5) Стандартная энергия Гиббса процесса - это изменение энергии Гиббса в процессе, происходящем при постоянном стандартном давлении.

17. Ансамбли

- 1) Минимальная размерность μ -пространства - 3;
- 2) Координаты системы в Γ -пространстве - это геометрические координаты всех ее частиц;
- 3) Плотность вероятности в Γ -пространстве одинакова в точках с одинаковой энергией;
- 4) Микросостояния с одинаковой энтропией равнодоступны;
- 5) Сумма по состояниям системы всегда связана с молекулярной суммой по состояниям формулой $\ln Z = N \ln Q - \ln N!$

18. Микросостояния и макросостояния.

- 1) Микросостояние в статистике Больцмана задается температурой и объемом системы;
- 2) Микросостояние в статистике Больцмана задается количеством частиц на каждом энергетическом уровне;
- 3) Вырожденность уровня определяется его энергией;
- 4) При $E, n, V = \text{const}$ макросостояние с максимальным числом микросостояний является равновесным
- 5) Распределение Ферми отличается от распределения Больцмана вырожденностью энергетических уровней.

19. Расчет т/д функций.

- 1) При расчете термодинамических функций следует помнить, что колебательная и вращательная температуры всегда больше поступательной и электронной;

- 2) Колебательная сумма по состояниям зависит от температуры, частот колебаний и колебательных квантовых чисел молекулы;
- 3) Стандартная вращательная сумма по состояниям Q не отличается от нестандартной.
- 4) Для расчета константы равновесия химической реакции для реагентов и продуктов реакции достаточно знать массы, вырожденности основного электронного уровня, вращательную и колебательную температуру;
- 5) Электронной суммой по состояниям можно пренебречь !

20. Сумма по состояниям.

- 1) Формальная величина, имеющая размерность энергии,
- 2) Для идеального газа нужно использовать молекулярную сумму по состояниям, а для реального газа – сумму по состояниям системы,
- 3) Абсолютную энтропию системы можно вычислить, зная сумму по состояниям и зависимость суммы по состояниям от объема,
- 4) Сумма по состояниям системы достигает максимума в состоянии равновесия,
- 5) Для расчета сумм по состояниям необходимо знать вырожденности уровней энергии.