

## Изопроцессы

Темы кодификатора ЕГЭ: изопроеессы — изотермический, изохорный, изобарный процессы.

На протяжении этого листка мы будем придерживаться следующего предположения: *масса и химический состав газа остаются неизменными*. Иными словами, мы считаем, что:

- $m = \text{const}$ , то есть нет утечки газа из сосуда или, наоборот, притока газа в сосуд;
- $\mu = \text{const}$ , то есть частицы газа не испытывают каких-либо изменений (скажем, отсутствует диссоциация — распад молекул на атомы).

Эти два условия выполняются в очень многих физически интересных ситуациях (например, в простых моделях тепловых двигателей) и потому вполне заслуживают отдельного рассмотрения.

Если масса газа и его молярная масса фиксированы, то состояние газа определяется *тремя* макроскопическими параметрами: *давлением, объёмом и температурой*. Эти параметры связаны друг с другом уравнением состояния (уравнением Менделеева — Клапейрона).

*Термодинамический процесс* (или просто *процесс*) — это изменение состояния газа с течением времени. В ходе термодинамического процесса меняются значения макроскопических параметров — давления, объёма и температуры.

Особый интерес представляют *изопроеессы* — термодинамические процессы, в которых значение одного из макроскопических параметров остаётся неизменным. Поочерёдно фиксируя каждый из трёх параметров, мы получим три вида изопроеессов.

1. *Изотермический процесс* идёт при постоянной температуре газа:  $T = \text{const}$ .
2. *Изобарный процесс* идёт при постоянном давлении газа:  $p = \text{const}$ .
3. *Изохорный процесс* идёт при постоянном объёме газа:  $V = \text{const}$ .

Изопроеессы описываются очень простыми законами Бойля — Мариотта, Гей-Люссака и Шарля. Давайте перейдём к их изучению.

### Изотермический процесс

Пусть идеальный газ совершает изотермический процесс при температуре  $T$ . В ходе процесса меняются только давление газа и его объём.

Рассмотрим два произвольных состояния газа: в одном из них значения макроскопических параметров равны  $p_1, V_1, T$ , а во втором —  $p_2, V_2, T$ . Эти значения связаны уравнением Менделеева-Клапейрона:

$$\begin{aligned} p_1 V_1 &= \frac{m}{\mu} RT, \\ p_2 V_2 &= \frac{m}{\mu} RT. \end{aligned}$$

Как мы сказали с самого начала, масса  $m$  и молярная масса  $\mu$  предполагаются неизменными. Поэтому правые части выписанных уравнений равны. Следовательно, равны и левые части:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2. \quad (1)$$

Поскольку два состояния газа были выбраны произвольно, мы можем заключить, что в ходе изотермического процесса произведение давления газа на его объём остаётся постоянным:

$$pV = \text{const}. \quad (2)$$

Данное утверждение называется *законом Бойля — Мариотта*.

Записав закон Бойля — Мариотта в виде

$$p = \frac{\text{const}}{V}, \quad (3)$$

можно дать и такую формулировку: в изотермическом процессе давление газа обратно пропорционально его объёму. Если, например, при изотермическом расширении газа его объём увеличивается в три раза, то давление газа при этом в три раза уменьшается.

Как объяснить обратную зависимость давления от объёма с физической точки зрения? При постоянной температуре остаётся неизменной средняя кинетическая энергия молекул газа, то есть, попросту говоря, не меняется сила ударов молекул о стенки сосуда. При увеличении объёма концентрация молекул уменьшается, и соответственно уменьшается число ударов молекул в единицу времени на единицу площади стенки — давление газа падает. Наоборот, при уменьшении объёма концентрация молекул возрастает, их удары сыпятся чаще и давление газа увеличивается.

## Графики изотермического процесса

Вообще, графики термодинамических процессов принято изображать в следующих системах координат:

- *pV-диаграмма*: ось абсцисс  $V$ , ось ординат  $p$ ;
- *VT-диаграмма*: ось абсцисс  $T$ , ось ординат  $V$ ;
- *pT-диаграмма*: ось абсцисс  $T$ , ось ординат  $p$ .

График изотермического процесса называется *изотермой*.

Изотерма на  $pV$ -диаграмме — это график обратной пропорциональной зависимости  $p = \frac{\text{const}}{V}$ . Такой график является гиперболой (вспомните алгебру — график функции  $y = \frac{k}{x}$ ). Изотерма-гипербола изображена на рис. 1.

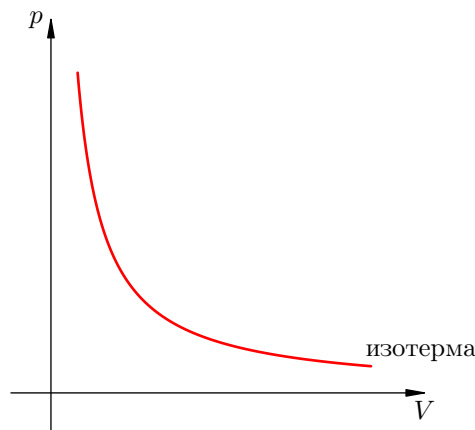


Рис. 1. Изотерма на  $pV$ -диаграмме

Каждая изотерма отвечает определённому фиксированному значению температуры. Оказывается, что *чем выше температура, тем выше лежит соответствующая изотерма на  $pV$ -диаграмме.*

В самом деле, рассмотрим два изотермических процесса, совершаемых одним и тем же газом (рис. 2). Первый процесс идёт при температуре  $T_1$ , второй — при температуре  $T_2$ .

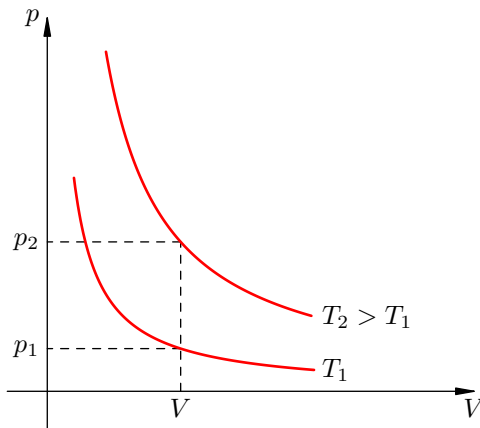


Рис. 2. Чем выше температура, тем выше изотерма

Фиксируем некоторое значение объёма  $V$ . На первой изотерме ему отвечает давление  $p_1$ , на второй —  $p_2 > p_1$ . Но при фиксированном объёме давление тем больше, чем выше температура (молекулы начинают сильнее бить по стенкам). Значит,  $T_2 > T_1$ .

В оставшихся двух системах координат изотерма выглядит очень просто: это прямая, перпендикулярная оси  $T$  (рис. 3):

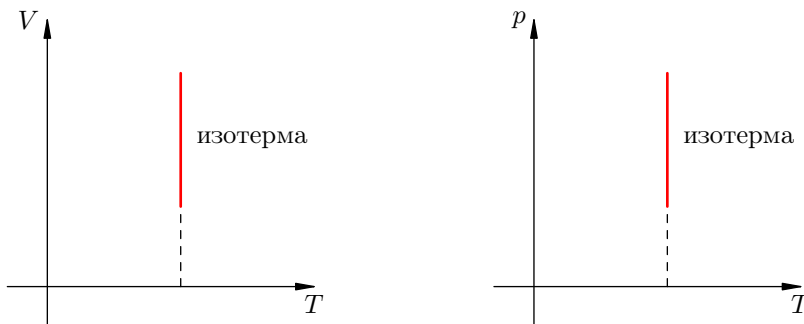


Рис. 3. Изотермы на  $VT$ - и  $pT$ -диаграммах

### Изобарный процесс

Напомним ещё раз, что изобарный процесс — это процесс, проходящий при постоянном давлении. В ходе изобарного процесса меняются лишь объём газа и его температура.

Типичный пример изобарного процесса: газ находится под массивным поршнем, который может свободно перемещаться. Если масса поршня  $M$  и поперечное сечение поршня  $S$ , то давление газа всё время постоянно и равно

$$p = p_0 + \frac{Mg}{S},$$

где  $p_0$  — атмосферное давление.

Пусть идеальный газ совершает изобарный процесс при давлении  $p$ . Снова рассмотрим два произвольных состояния газа; на этот раз значения макроскопических параметров будут равны  $p, V_1, T_1$  и  $p, V_2, T_2$ .

Выпишем уравнения состояния:

$$pV_1 = \frac{m}{\mu}RT_1,$$

$$pV_2 = \frac{m}{\mu}RT_2.$$

Поделив их друг на друга, получим:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}.$$

В принципе, уже и этого могло бы быть достаточно, но мы пойдём немного дальше. Перепишем полученное соотношение так, чтобы в одной части фигурировали только параметры первого состояния, а в другой части — только параметры второго состояния (иными словами, «разнесём индексы» по разным частям):

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}. \tag{4}$$

А отсюда теперь — ввиду произвольности выбора состояний! — получаем *закон Гей-Люссака*:

$$\frac{V}{T} = \text{const}. \tag{5}$$

Иными словами, *при постоянном давлении газа его объём прямо пропорционален температуре*:

$$V = \text{const} \cdot T. \tag{6}$$

Почему объём растёт с ростом температуры? При повышении температуры молекулы начинают бить сильнее и приподнимают поршень. При этом концентрация молекул падает, удары становятся реже, так что в итоге давление сохраняет прежнее значение.

### Графики изобарного процесса

График изобарного процесса называется *изобарой*. На  $VT$ -диаграмме изобара  $V = \text{const} \cdot T$  является прямой линией (рис. 4):

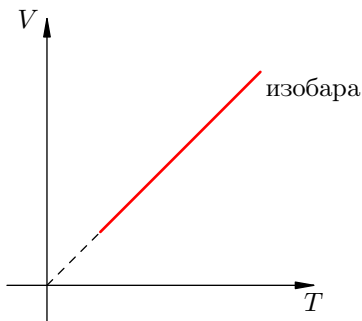


Рис. 4. Изобара на  $VT$ -диаграмме

Пунктирный участок графика означает, что в случае реального газа при достаточно низких температурах модель идеального газа (а вместе с ней и закон Гей-Люссака) перестаёт работать. В самом деле, при снижении температуры частицы газа двигаются всё медленнее, и силы

межмолекулярного взаимодействия оказывают всё более существенное влияние на их движение (аналогия: медленный мяч легче поймать, чем быстрый). Ну а при совсем уж низких температурах газы и вовсе превращаются в жидкости.

Разберёмся теперь, как меняется положение изобары при изменении давления. Оказывается, что *чем больше давление, тем ниже идёт изобара на  $VT$ -диаграмме*.

Чтобы убедиться в этом, рассмотрим две изобары с давлениями  $p_1$  и  $p_2$  (рис. 5):

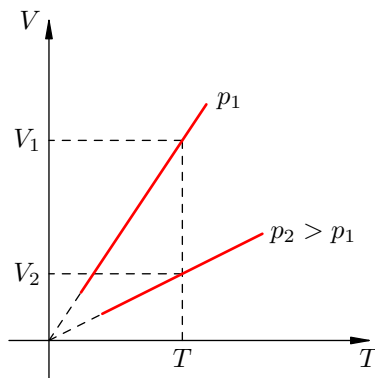


Рис. 5. Чем ниже изобара, тем больше давление

Зафиксируем некоторое значение температуры  $T$ . Мы видим, что  $V_2 < V_1$ . Но при фиксированной температуре объём тем меньше, чем больше давление (закон Бойля — Мариотта!). Стало быть,  $p_2 > p_1$ .

В оставшихся двух системах координат изобара является прямой линией, перпендикулярной оси  $p$  (рис. 6):

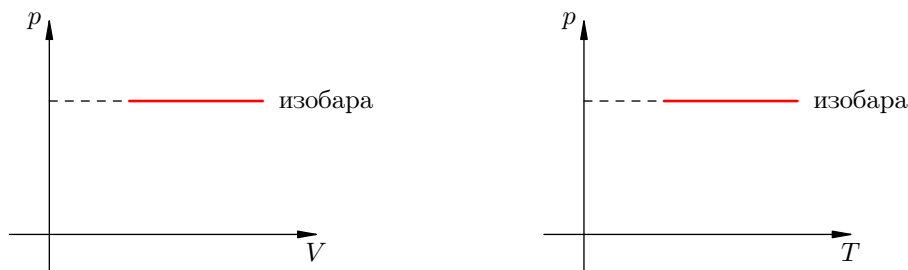


Рис. 6. Изобары на  $pV$ - и  $pT$ -диаграммах

### Изохорный процесс

Изохорный процесс, напомним, — это процесс, проходящий при постоянном объёме. При изохорном процессе меняются только давление газа и его температура.

Изохорный процесс представить себе очень просто: это процесс, идущий в жёстком сосуде фиксированного объёма (или в цилиндре под поршнем, когда поршень закреплён).

Пусть идеальный газ совершает изохорный процесс в сосуде объёмом  $V$ . Опять-таки рассмотрим два произвольных состояния газа с параметрами  $p_1, V, T_1$  и  $p_2, V, T_2$ . Имеем:

$$p_1 V = \frac{m}{\mu} R T_1,$$

$$p_2 V = \frac{m}{\mu} R T_2.$$

Делим эти уравнения друг на друга:

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}.$$

Как и при выводе закона Гей-Люссака, «разносим» индексы в разные части:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}. \quad (7)$$

Ввиду произвольности выбора состояний мы приходим к *закону Шарля*:

$$\frac{p}{T} = \text{const}. \quad (8)$$

Иными словами, *при постоянном объёме газа его давление прямо пропорционально температуре*:

$$p = \text{const} \cdot T. \quad (9)$$

Увеличение давления газа фиксированного объёма при его нагревании — вещь совершенно очевидная с физической точки зрения. Вы сами легко это объясните.

## Графики изохорного процесса

График изохорного процесса называется *изохорой*. На  $pT$ -диаграмме изохора  $p = \text{const} \cdot T$  является прямой линией (рис. 7):

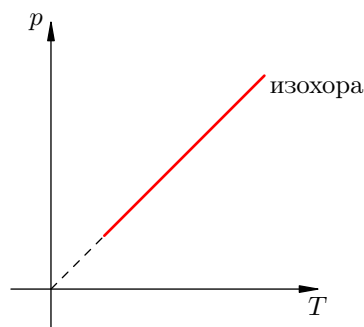


Рис. 7. Изохора на  $pT$ -диаграмме

Смысл пунктирного участка тот же: неадекватность модели идеального газа при низких температурах.

Далее, чем больше объём, тем ниже идёт изохора на  $pT$ -диаграмме (рис. 8):

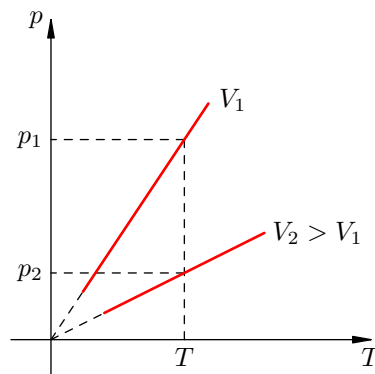


Рис. 8. Чем ниже изохора, тем больше объём

Доказательство аналогично предыдущему. Фиксируем температуру  $T$  и видим, что  $p_2 < p_1$ . Но при фиксированной температуре давление тем меньше, чем больше объём (снова закон Бойля — Мариотта). Стало быть,  $V_2 > V_1$ .

В оставшихся двух системах координат изохора является прямой линией, перпендикулярной оси  $V$  (рис. 9):

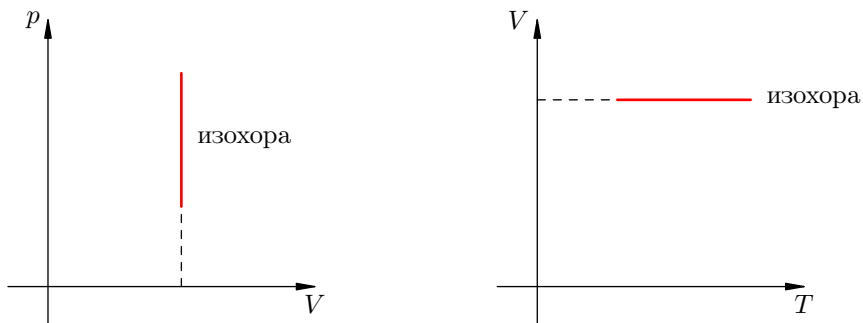


Рис. 9. Изохоры на  $pV$ - и  $VT$ -диаграммах

Законы Бойля — Мариотта, Гей-Люссака и Шарля называются также *газовыми законами*. Мы вывели газовые законы из уравнения Менделеева — Клапейрона. Но исторически всё было наоборот: газовые законы были установлены экспериментально, и намного раньше. Уравнение состояния появилось впоследствии как их обобщение.