

В качестве примера на рис. XXIII-2 приведены кинетические кривые для каталитического газойля при конкретных условиях в зависимости от фиктивной длительности реагирования $\tau_{\phi} = 1/n_g$.

В общем случае зависимость константы скорости химической реакции от температуры выражает уравнение Аррениуса:

$$\lg K = -\frac{E}{RT} + \ln C, \quad (\text{XXIII.4})$$

где C — постоянная интегрирования; R — универсальная газовая постоянная; T — температура процесса, K ; E — энергия активации.

Энергией активации называют избыток энергии реагирующих молекул над средним значением энергии всех молекул реагирующей системы при данной температуре. Значение энергии активации определяется из уравнения (XXIII.4) на основании экспериментально найденной константы скорости реакции при двух температурах.

Чем выше энергия активации, тем меньше скорость химической реакции. При осуществлении химической реакции в присутствии положительного катализатора энергия активации снижается, поэтому скорость реакции увеличивается. Этим и объясняется возможность понижения температуры процесса при осуществлении реакции в присутствии катализатора.

Для ряда нефтехимических процессов значение энергии активации лежит в пределах 60–270 кДж/моль.

Учитывая, что при повышении температуры скорость реакции возрастает, время, необходимое для осуществления реакции, соответственно сокращается. Так, если при температурах t_1 и t_2 константы скорости реакции равны K_1 и K_2 , то продолжительность реакции τ_1 и τ_2 при этих температурах обратно пропорциональна константам скорости реакции, т.е.

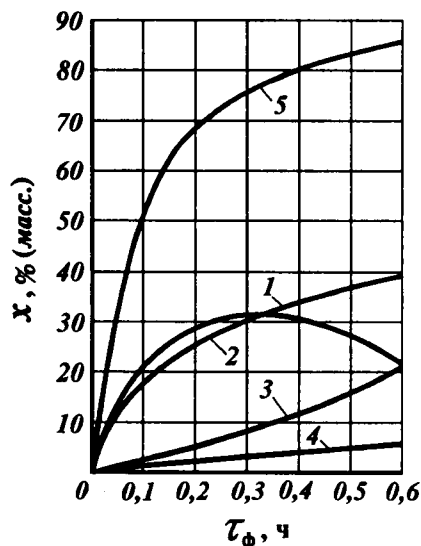


Рис. XXIII-2. Кинетические кривые ступенчато-противоточного каталитического крекинга вакуумного газойля при 475 °С: 1 — бензин; 2 — легкий газойль; 3 — газ; 4 — кокс; 5 — глубина превращения