



گزینه ۲

۱

این واکنش تعادلی گرماگیر است: $Q + N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$

با گرم کردن سرعت واکنش‌های رفت و برگشت افزایش می‌یابد اما سرعت واکنش گرماگیر (رفت) بیشتر افزایش می‌یابد و چون با گرم کردن تعادل در جهت رفت پیش می‌رود، مقدار K و شدت رنگ افزایش می‌یابد.
توجه: گاز NO_2 قهوه‌ای و گاز N_2O_4 بی‌رنگ است.

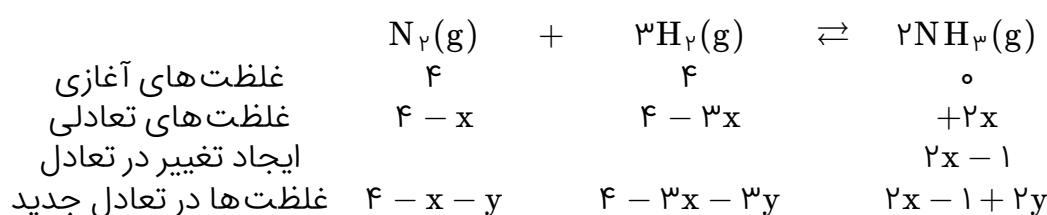
نکته آموزشی

۱) در واکنش‌های تعادلی با گرم کردن، سرعت هر دو واکنش رفت و برگشت افزایش می‌یابد، اما سرعت واکنش گرماگیر بیشتر افزایش می‌یابد.

۲) اگر دما تعادل را در جهت رفت پیش ببرد، مقدار K افزایش می‌یابد.

گزینه ۲

۲



$$2x + 2y - 1 = 0/6 \Rightarrow 2(x + y) = 1/6 \Rightarrow x + y = 0/8$$

$$\begin{cases} [N_2] = 4 - (x + y) = 4 - 0/8 = 3/2 \\ [H_2] = 4 - 3(x + y) = 4 - 3 \times 0/8 = 1/6 \\ [NH_3] = 0/6 \end{cases}$$

$$\Rightarrow K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{(0/6)^2}{3/2 \times (1/6)^3} = 0/27$$

ثابت تعادل با غلظت مولی CO_2 در هنگام برقراری تعادل برابر است، زیرا دو ماده دیگر شرکت کننده در واکنش به حالت جامد هستند؛ پس:

$$K = [\text{CO}_2] \Rightarrow 2 \times 10^{-3} = \frac{\text{mol CO}_2}{1\text{L}} \Rightarrow \text{mol CO}_2 = 2 \times 10^{-3}$$

باتوجه به ضرایب استوکیومتری مواد به ازای تولید هر مول CO_2 ، یک مول کلسیم کربنات تجزیه می شود؛ پس به ازای تولید 2×10^{-3} مول CO_2 ، 2×10^{-3} مول CaCO_3 تجزیه شده است.

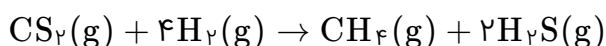
$$? \text{ g CaCO}_3 = 2 \times 10^{-3} \text{ mol} \times \frac{100 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0.2 \text{ g}$$

$$\text{درصد کلسیم کربنات تجزیه شده} = \frac{0.2}{0.8} \times 100 = 25\%$$

بررسی عبارت های نادرست:

الف) در فرآیند تولید آمونیاک به روش هابر، تنها ۲۸ درصد مولی از مخلوط تعادلی را آمونیاک تشکیل می دهد.
پ) تولید آمونیاک به این روش باعث طولانی تر شدن جنگ جهانی اول شد، اما به دنبال آن شرایط تولید کودهای شیمیایی و افزایش بازدهی فرآورده های کشاورزی فراهم گردید.

ابتدا معادله واکنش را موازنه کرده و سپس با قرار دادن غلظت های تعادلی در عبارت ثابت تعادل، K را حساب می کنیم:



$$\text{غلظت های تعادلی} \begin{cases} [\text{CS}_2] = \frac{0.1}{5} = 0.02 \text{ mol.L}^{-1}, [\text{H}_2] = \frac{0.1}{5} = 0.02 \text{ mol.L}^{-1} \\ [\text{CH}_4] = \frac{0.5}{5} = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}, [\text{H}_2\text{S}] = \frac{1}{5} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \end{cases}$$

$$K = \frac{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2][\text{H}_2]^4} = \frac{(0.1) \times (0.2)^2}{(0.02) \times (0.02)^4} \Rightarrow K = 1/25 \times 10^6$$

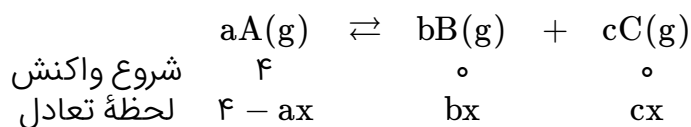
باتوجه به شکل کتاب درسی گزینه ۳ صحیح است.

نکته آموزشی

۱) کاتالیزگر در فرآیند هابر، ورقه های آهنی است.

۲) بر اساس تفاوت در دمای جوش NH_3 (-33°C)، H_2 (-253°C) و N_2 (-196°C) می توان آمونیاک را از گازهای H_2 و N_2 جداسازی کرد.

باتوجه به رابطه سرعت میزان تغییرات ماده A (واکنش دهنده) تا لحظه تعادل و برابری مول A و یکی از فرآورده ها (ماده B) را فرض می کنیم) در لحظه تعادل داریم:



$$R_A = \frac{\Delta n}{\Delta t} \Rightarrow \Delta n = ۰/۳ \times ۱۰ = ۳ \text{ mol} = ax$$

در لحظه تعادل:

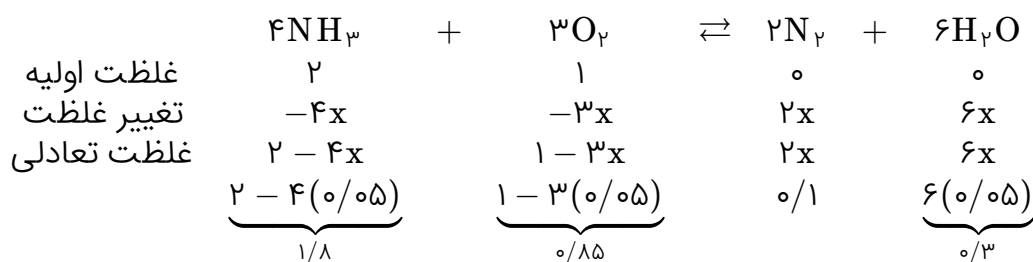
$$[A] = [B] \Rightarrow bx = ۱$$

$$۴ - ax + bx + cx = ۴ \Rightarrow ۴ - ۳ + ۱ + cx = ۴ \Rightarrow cx = ۲ \Rightarrow \begin{cases} ax = ۳ \\ cx = ۲ \\ bx = ۱ \end{cases}$$

اگر $b = ۱$ فرض کنیم $a = ۳$ و $c = ۲$ و $x = ۱$ خواهد بود؛ بنابراین:

$$a + b + c = ۶$$

$$k = \frac{[C]^۲[B]}{[A]^۳} \Rightarrow ۴$$



$$\Rightarrow ۲x = ۰/۱ \Rightarrow x = ۰/۰۵ \text{ mol}$$

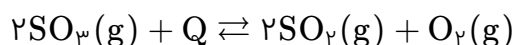
$$K = \frac{[N_۲]^۲ [H_۲O]^۶}{[NH_۳]^۴ [O_۲]^۳} = \frac{(۰/۱)^۲ (۰/۳)^۶}{(۱/۸)^۴ (۰/۸۵)^۳} = ۱/۱۳ \times ۱۰^{-۶} \text{ mol.L}^{-۱}$$

با افزایش دما، ثابت تعادل بزرگ‌تر شده و واکنش گرماگیر است.

گزینه ۱: در واکنش‌های گرماگیر، پیشرفت واکنش در دمای پایین کمتر است.

گزینه ۲: واکنش گرماده نیست و گرماگیر است.

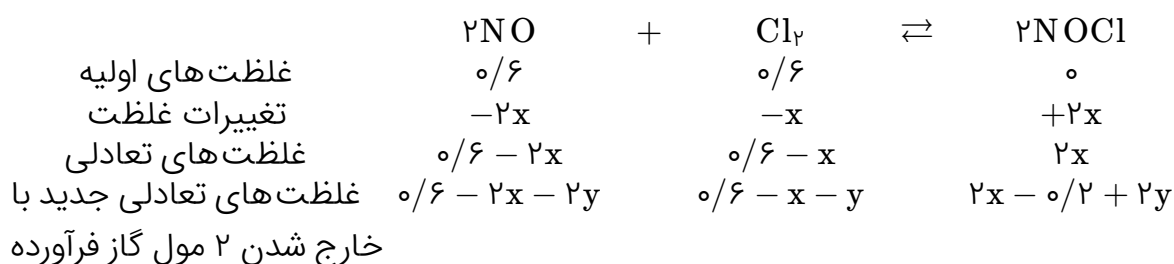
گزینه ۳: واکنش موردنظر می‌تواند وارونه واکنش نشان داده‌شده در این گزینه باشد که گرماگیر است.



گزینه ۴: در واکنش گرماگیر، با افزایش دما تعادل در جهت رفت پیش می‌رود و در نتیجه آن غلظت فرآورده‌ها افزایش و غلظت واکنش‌دهنده‌ها کاهش می‌یابد و باعث بزرگ‌تر شدن ثابت تعادل می‌گردد.

$$[\text{NO}] = \frac{6}{10} = 0.6 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{6}{10} = 0.6 \text{ mol.L}^{-1}$$



$$(\text{NOCl}) \Rightarrow \frac{2}{10} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$2x - 0.2 + 2y = 0.2 \Rightarrow 2x + 2y = 0.4 \Rightarrow x + y = 0.2$$

$$[\text{NOCl}] = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{NO}] = 0.6 - 2x - 2y = 0.6 - 2(x + y) = 0.6 - 2(0.2) = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0.6 - (x + y) = 0.6 - 0.2 = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K = \frac{[\text{NOCl}]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]} = \frac{(0.2)^2}{(0.2)^2 \cdot (0.4)} = 2.5 \text{ L.mol}^{-1}$$

ابتدا تعداد مول های NH_4HS اولیه را محاسبه می کنیم:

$$\text{mol NH}_4\text{HS در ابتدا} = \frac{4}{9} \times \frac{1 \text{ mol}}{49} = 0.1 \text{ mol}$$

طبق فرض مسئله، ۲۵ درصد NH_4HS تجزیه می شود.

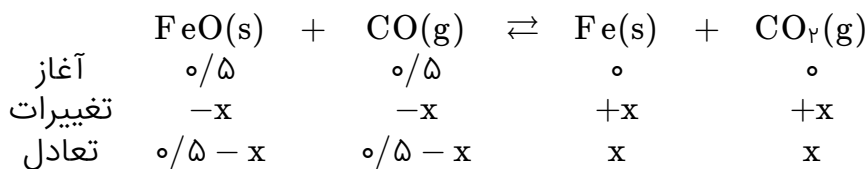
$$\text{mol NH}_4\text{HS تجزیه شده} = 0.1 \text{ mol} \times \frac{25}{100} = 0.025 \text{ mol}$$

طبق معادله داده شده، اگر ۰/۰۲۵ مول NH_4HS تجزیه شود، ۰/۰۲۵ مول NH_3 و ۰/۰۲۵ مول H_2S تولید می شود.

$$\text{mol NH}_3 = \text{mol H}_2\text{S} = 0.025 \text{ mol}$$

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_2\text{S}] = 0.025 \text{ mol} + 10 \text{ L} = 0.0025 \text{ mol.L}^{-1}$$

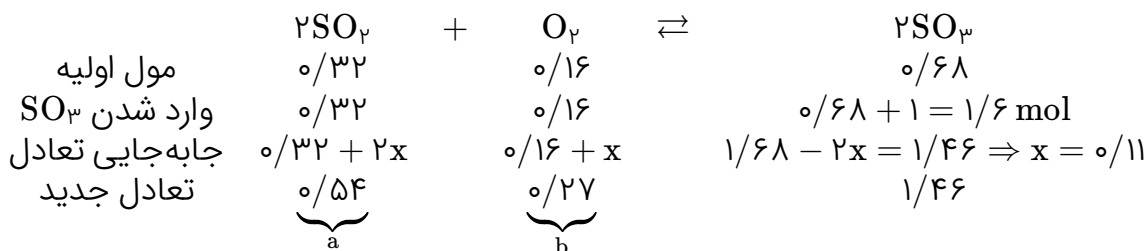
$$K = [\text{NH}_3][\text{H}_2\text{S}] = (0.0025)(0.0025) = 6.25 \times 10^{-6} \text{ mol}^2.\text{L}^{-2}$$



$$56x + (0.5 - x)72 = 34/4 \Rightarrow x = 0.1$$

$$K = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]} = \frac{x}{0.5 - x} = \frac{0.1}{0.4} = \frac{1}{4}$$

با وارد کردن SO_3 ، تعادل به سمت برگشت جابه جا می شود.



طبق اصل لوشاتلیه، هرگاه غلظت یکی از مواد شرکت کننده در واکنش تعادلی کاهش یابد، واکنش در جهت تولید آن (تا حد امکان) پیش می‌رود. در این صورت با خارج کردن آمونیاک از محیط تعادل، واکنش به سمت تولید آمونیاک پیش خواهد رفت. بررسی گزینه‌ها:

گزینه ۱: یکای ثابت تعادل با توجه به رابطه آن برابر با $\text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2$ خواهد بود.

گزینه ۲: واکنش برگشت پذیر بوده و در تعادل ایجاد شده غلظت مواد شرکت کننده در واکنش ثابت خواهد بود (نه برابر).

گزینه ۳: این تعادل در هر دمایی نمی‌تواند تشکیل شود. مثلاً در دمای اتاق، واکنش میان گازهای نیتروژن و هیدروژن حتی در حضور کاتالیزگر یا جرقه نیز پیش نمی‌رود.

بررسی گزینه‌ها:

گزینه ۱: با اضافه کردن مقداری $\text{H}_2(\text{g})$ به سامانه، تعادل به راست جابه‌جا شده و در تعادل جدید نسبت به تعادل اولیه، غلظت $\text{NH}_3(\text{g})$ افزایش، غلظت $\text{H}_2(\text{g})$ افزایش و غلظت $\text{N}_2(\text{g})$ کاهش می‌یابد.

گزینه ۲: با کاهش حجم سامانه، تعادل به راست جابه‌جا می‌شود که در نتیجه مقدار $\text{NH}_3(\text{g})$ افزایش و مقدار $\text{N}_2(\text{g})$ و $\text{H}_2(\text{g})$ کاهش می‌یابد؛ اما غلظت هر سه گونه N_2 ، H_2 و NH_3 افزایش می‌یابد. (به علت کاهش حجم)

گزینه ۳: با افزایش دما، تعادل به سمت چپ (در جهت گرماگیر) جابه‌جا شده و ثابت تعادل (K) کوچک‌تر می‌شود.

گزینه ۴: با کاهش فشار، تعادل به سمت چپ که شمار مول‌های گازی بیشتر است جابه‌جا می‌شود که در نتیجه شمار مول‌های موجود در ظرف افزایش می‌یابد؛ اما ثابت تعادل تغییر نمی‌کند.

ابتدا مول و سپس جرم CO_2 حاصل را محاسبه می‌کنیم:

$$K = [\text{CO}_2] = 0.2 \Rightarrow [\text{CO}_2] = 0.2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{mol CO}_2 = 0.2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 5 \text{ L} = 1 \text{ mol}$$

$$g \text{ CO}_2 = 1 \text{ mol CO}_2 \times \frac{44 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 44 \text{ g}$$

و با توجه به قانون پایستگی جرم، جرم مخلوط در تعادل با جرم مواد اولیه در شروع واکنش برابر است:

$$A = \text{جامد باقی مانده} + 44 \text{ g CO}_2 + 64 \text{ g} = 108$$

عبارات اول: نادرست؛ زیرا K تنها به دما وابسته است.

عبارت دوم: درست. افزایش فشار باعث جابه‌جایی تعادل به سمت رفت (تعداد مول گازی کمتر) شده و سرعت واکنش رفت بیشتر افزایش می‌یابد.

عبارت سوم: نادرست؛ زیرا باید بخشی از کاهش غلظت SO_3 توسط سامانه جبران شود.

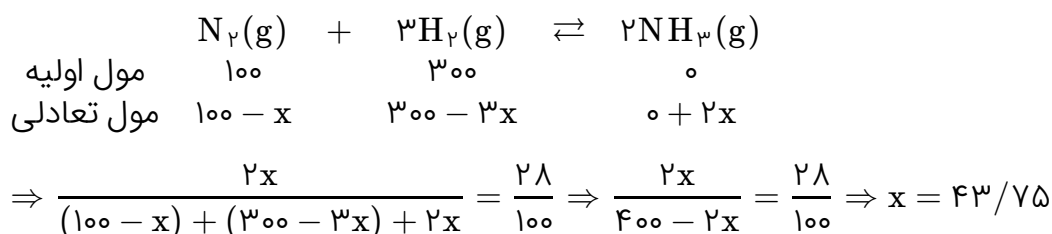
عبارت چهارم: نادرست. از آنجایی که این واکنش گرماده است، برای بزرگ‌تر شدن مقدار K باید دما را کاهش داد. هرگونه کاهش دما باعث کاهش سرعت در فرآیندها می‌شود.

ابتدا تعداد مول‌های اولیه واکنش‌دهنده‌ها را حساب می‌کنیم:

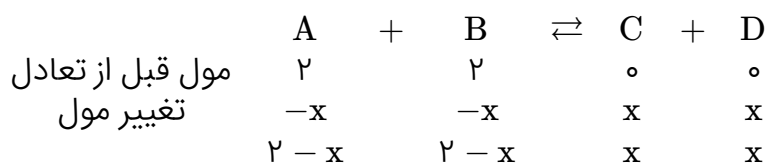
$$? \text{ mol N}_2 = 2800 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ g}} = 100 \text{ mol N}_2$$

$$? \text{ mol H}_2 = 600 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ g}} = 300 \text{ mol H}_2$$

می‌دانیم که در شرایط بهینه فرآیند هابر تنها ۲۸ درصد مولی مخلوط تعادلی را آمونیاک تشکیل می‌دهد.



$$\text{مول تعادلی آمونیاک} = 2x = 2 \times 43/75 = 87/5 \text{ mol}$$



$$K = \frac{x^2}{(2-x)^2} \Rightarrow 16 = \frac{x^2}{(2-x)^2} \xrightarrow{\text{جذر}} 4 = \frac{x}{2-x} \Rightarrow 8 - 4x = x \Rightarrow x = 1/6$$

$$\text{درصد پیشرفت} = \frac{\text{مول از بین رفته}}{\text{مول کل}} \times 100$$

$$\text{از ۲ مول گاز A، } 1/6 \text{ مول آن تجزیه شده، پس درصد پیشرفت واکنش } 80\% = \frac{1/6}{2} \times 100 \text{ است.}$$

تنها عبارت "ت" نادرست است.

بررسی عبارت‌ها:

(الف) در لحظه اول سرعت واکنش برگشت زیاد می‌شود و سرعت واکنش رفت تغییر نمی‌کند. به تدریج سرعت برگشت کم و رفت زیاد می‌شود تا دوباره باهم برابر شده و تعادل برقرار گردد.

(ب) تعادل به سمت چپ جابه‌جا شده و غلظت H_2 و I_2 افزایش می‌یابد و در ضمن تمامی HI اضافه‌شده مصرف نمی‌شود و در تعادل جدید غلظت HI نسبت به تعادل اولیه بیشتر خواهد بود.

(پ) عبارت نشان داده‌شده، عبارت ثابت تعادل است و حاصل آن برابر با ثابت تعادل (K) بوده و با تغییر غلظت تغییر نمی‌کند و ثابت می‌ماند.

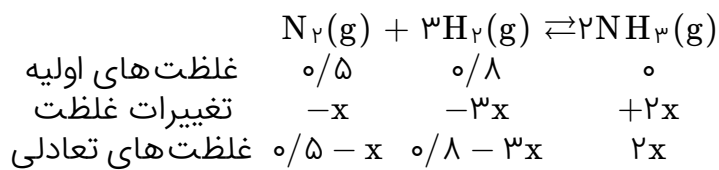
(ت) باتوجه به توضیح عبارت "الف"، سرعت واکنش رفت کم نمی‌شود، بلکه در لحظه اول بدون تغییر و بعد از آن به تدریج زیاد می‌شود.

$$N_2 \text{ مول اولیه} : 1 \text{ مول} \Rightarrow [N_2]_{\text{اولیه}} = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$H_2 \text{ مول اولیه} = 3/2 \text{ g } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ g } H_2} = 1/6 \text{ mol } H_2 \Rightarrow [H_2]_{\text{اولیه}} = \frac{1/6 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0.083 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$NH_3 \text{ مول تعادلی} = 6/8 \text{ g } NH_3 \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17 \text{ g } NH_3} = 0.44 \text{ mol } NH_3$$

$$\Rightarrow [NH_3]_{\text{تعادلی}} = \frac{0.44 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0.22 \text{ mol.L}^{-1}$$



$$[NH_3]_{\text{تعادلی}} = 0.22 \Rightarrow 2x = 0.22 \Rightarrow x = 0.11 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\Rightarrow \begin{cases} [N_2]_{\text{تعادلی}} = 0.5 - 0.11 = 0.39 \text{ mol.L}^{-1} \\ [H_2]_{\text{تعادلی}} = 0.083 - 0.33 = 0.053 \text{ mol.L}^{-1} \end{cases}$$

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{(0.22)^2}{0.39 \times (0.053)^3} = \frac{4 \times 10^{-2}}{4 \times 10^{-1} \times 5^3 \times 10^{-3}} = 0.8 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^{-2}$$

ثابت تعادل را محاسبه می‌کنیم:

$$\frac{A}{2/5} \rightleftharpoons \frac{B}{10} \Rightarrow K = \frac{10}{2/5} = 25$$

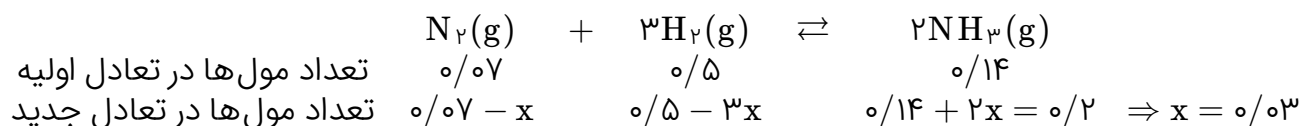
می‌دانیم با اضافه کردن A، تعادل به سمت رفت جابه‌جا می‌شود ولی ثابت تعادل بی‌تغییر می‌ماند.

$2/5 + 3/5$	$10 + x$
$6 - x$	$10 + x$

لحظه اعمال تغییر
تعادل جدید

$$\frac{10 + x}{6 - x} = 25 \Rightarrow x = 2/8 \Rightarrow \begin{cases} [A]_{\text{جدید}} = 3/2 \\ [B]_{\text{جدید}} = 12/8 \end{cases}$$

در حالت (ب) با پایین آمدن پیستون حجم ظرف واکنش کاهش یافته و به دلیل ثابت بودن مقدار مول مواد شرکت کننده در تعادل نسبت به حالت (آ)، غلظت همه آن‌ها افزایش می‌یابد. در اثر این تغییر غلظت تعادل برهم خورده و به سمت مول گازی کمتر پیش خواهد رفت. در تعادل جدید شکل گرفته یعنی حالت (پ)، شمار مول‌های آمونیاک افزایش و مول‌های هیدروژن و نیتروژن کاهش می‌یابد.



$$A = 0.07 - x = 0.07 - 0.03 = 0.04 \text{ mol}$$

$$B = 0.05 - 3x = 0.05 - 3(0.03) = 0.04 \text{ mol}$$

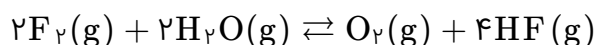
ثابت تعادل را در تعادل اولیه و جدید باهم مقایسه می‌کنیم:

$$\begin{aligned} K_{\text{تعادل اولیه}} &= \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{\left(\frac{0.14}{10}\right)^2}{\left(\frac{0.07}{10}\right)\left(\frac{0.05}{10}\right)^3} = 224 \\ K_{\text{تعادل جدید}} &= \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{(0.02)^2}{0.04 \times (0.04)^3} = 14/51 \end{aligned}$$

بدون محاسبه هم می‌توان تشخیص داد که ثابت تعادل کوچک شده است.

می‌دانیم که این واکنش گرماده است و $\Delta H < 0$ دارد. در این نوع واکنش‌ها افزایش دما موجب کوچک شدن ثابت تعادل می‌گردد، زیرا تعادل را در جهت برگشت جابه‌جا می‌کند.

معادله موازنه شده به شکل زیر است:



$$\text{غلظت‌های تعادلی} \begin{cases} [\text{F}_2] = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1 \text{ mol.L}^{-1} & , & [\text{H}_2\text{O}] = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0.5 \text{ mol.L}^{-1} \\ [\text{O}_2] = \frac{0.05}{2} = 0.025 \text{ mol.L}^{-1} & , & [\text{HF}] = \frac{0.2}{2} = 0.1 \text{ mol.L}^{-1} \end{cases}$$

$$K = \frac{[\text{O}_2][\text{HF}]^4}{[\text{F}_2]^2[\text{H}_2\text{O}]^2} \Rightarrow K = \frac{(0.025) \times (0.1)^4}{(1)^2 \times (0.5)^2} \Rightarrow K = 1 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$