$2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$
The experimental rate law is:
$R = k[NO]^2 [H_2]$

Step #1 $H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$

Step #2 $N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g)$

Step #1 $H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$

Step #2 $N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g)$

$2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$

$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$ $Rate_{obs} = k[NO_2]^2$

1. $NO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow NO_{3(g)} + NO_{(g)}$ Rate = $k_1[NO_2]^2$ Slow
2. $NO_{3(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + CO_{2(g)}$ Rate = $k_2[NO_3][CO]$ Fast

1. $2\ NO_{(g)} \Leftrightarrow N_2O_{2(g)}$ Fast
2. $H_{2(g)} + N_2O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + N_2O_{(g)}$ Slow Rate = $k_2[H_2][N_2O_2]$
3. $H_{2(g)} + N_2O_{(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$ Fast

$2\ H_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$ $Rate_{obs} = k\ [H_2][NO]^2$

$2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$
The experimental rate law is:
$R = k[NO]^2 [H_2]$

Step #1 $H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$

Step #2 $N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g)$

Step #1 $H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$

Step #2 $N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g)$

$2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$

$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$ $Rate_{obs} = k[NO_2]^2$

1. $NO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow NO_{3(g)} + NO_{(g)}$ Rate = $k_1[NO_2]^2$ Slow
2. $NO_{3(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + CO_{2(g)}$ Rate = $k_2[NO_3][CO]$ Fast

1. $2\ NO_{(g)} \Leftrightarrow N_2O_{2(g)}$ Fast
2. $H_{2(g)} + N_2O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + N_2O_{(g)}$ Slow Rate = $k_2[H_2][N_2O_2]$
3. $H_{2(g)} + N_2O_{(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$ Fast

$2\ H_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$ $Rate_{obs} = k\ [H_2][NO]^2$

$2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$
The experimental rate law is:
$R = k[NO]^2 [H_2]$

Step #1 $H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$

Step #2 $N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g)$

Step #1 $H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$

Step #2 $N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g)$

$2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$

$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$ $Rate_{obs} = k[NO_2]^2$

1. $NO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow NO_{3(g)} + NO_{(g)}$ Rate = $k_1[NO_2]^2$ Slow
2. $NO_{3(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + CO_{2(g)}$ Rate = $k_2[NO_3][CO]$ Fast

1. $2\ NO_{(g)} \Leftrightarrow N_2O_{2(g)}$ Fast
2. $H_{2(g)} + N_2O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + N_2O_{(g)}$ Slow Rate = $k_2[H_2][N_2O_2]$
3. $H_{2(g)} + N_2O_{(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$ Fast

$2\ H_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$ $Rate_{obs} = k\ [H_2][NO]^2$

$2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$
The experimental rate law is:
$R = k[NO]^2 [H_2]$

Step #1 $H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$

Step #2 $N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g)$

Step #1 $H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$

Step #2 $N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g)$

$2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$

$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$ $Rate_{obs} = k[NO_2]^2$

1. $NO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow NO_{3(g)} + NO_{(g)}$ Rate = $k_1[NO_2]^2$ Slow
2. $NO_{3(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + CO_{2(g)}$ Rate = $k_2[NO_3][CO]$ Fast

1. $2\ NO_{(g)} \Leftrightarrow N_2O_{2(g)}$ Fast
2. $H_{2(g)} + N_2O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + N_2O_{(g)}$ Slow Rate = $k_2[H_2][N_2O_2]$
3. $H_{2(g)} + N_2O_{(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$ Fast

$2\ H_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$ $Rate_{obs} = k\ [H_2][NO]^2$

$2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$
The experimental rate law is:
$R = k[NO]^2 [H_2]$

Step #1 $H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$

Step #2 $N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g)$

Step #1 $H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$

Step #2 $N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g)$

$2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$

$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$ $Rate_{obs} = k[NO_2]^2$

1. $NO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow NO_{3(g)} + NO_{(g)}$ Rate = $k_1[NO_2]^2$ Slow
2. $NO_{3(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + CO_{2(g)}$ Rate = $k_2[NO_3][CO]$ Fast

1. $2\ NO_{(g)} \Leftrightarrow N_2O_{2(g)}$ Fast
2. $H_{2(g)} + N_2O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + N_2O_{(g)}$ Slow Rate = $k_2[H_2][N_2O_2]$
3. $H_{2(g)} + N_2O_{(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$ Fast

$2\ H_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$ $Rate_{obs} = k\ [H_2][NO]^2$

$2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$
The experimental rate law is:
$R = k[NO]^2 [H_2]$

Step #1 $H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$

Step #2 $N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g)$

Step #1 $H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$

Step #2 $N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g)$

$2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$

$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$ $Rate_{obs} = k[NO_2]^2$

1. $NO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow NO_{3(g)} + NO_{(g)}$ Rate = $k_1[NO_2]^2$ Slow
2. $NO_{3(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + CO_{2(g)}$ Rate = $k_2[NO_3][CO]$ Fast

1. $2\ NO_{(g)} \Leftrightarrow N_2O_{2(g)}$ Fast
2. $H_{2(g)} + N_2O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + N_2O_{(g)}$ Slow Rate = $k_2[H_2][N_2O_2]$
3. $H_{2(g)} + N_2O_{(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$ Fast

$2\ H_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$ $Rate_{obs} = k\ [H_2][NO]^2$