

- Sapendo che la costante di equilibrio a 700 K per la reazione di formazione di HI a partire da idrogeno e iodio molecolare è 55,3: calcolare la concentrazione all'equilibrio di HI ottenuta a partire da 1 mole/L di ciascun reagente.

L'equazione chimica bilanciata della reazione è: $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{I}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{g})}$

Quindi l'equazione della costante di equilibrio sarà: $K_{\text{eq}} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = 55,3$

Il quoziente di reazione calcolato con le concentrazioni iniziali è uguale a 0, quindi è minore di K_{eq} . La reazione procederà quindi verso la formazione dei prodotti fino al raggiungimento dell'equilibrio:

	$\text{H}_{2(\text{g})}$	+	$\text{I}_{2(\text{g})}$	\rightleftharpoons	$2\text{HI}_{(\text{g})}$
[iniziale]	$[\text{H}_2]_0 = 1$		$[\text{I}_2]_0 = 1$		$[\text{HI}]_0 = 0$
[equilibrio]	$1 - x$		$1 - x$		$2x$

$$K_{\text{eq}} = \frac{(2x)^2}{(1-x)(1-x)} = \frac{(2x)^2}{(1-x)^2} = 55,3$$

Riordinando si ottiene: $51,3 x^2 - 110,6 x + 55,3 = 0$

$$x = \frac{110,6 \pm \sqrt{12232,36 - 11347,56}}{102,6} = \frac{110,6 \pm 29,7}{102,6}, \text{ quindi: } x_1 = 0,79; x_2 = 1,37$$

x non può essere maggiore della concentrazione iniziale (1 mole/L), quindi $x = 0,79 \text{ mol L}^{-1}$.

$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 1 - 0,79 = 0,21 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{I}_2]_{\text{eq}} = 1 - 0,79 = 0,21 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{HI}]_{\text{eq}} = 0 + (2 \cdot 0,79) = 1,58 \text{ mol L}^{-1}$$

- 1 mole di CO e 1 mole di Cl_2 sono messi in un recipiente di 1 L che già contiene 1 mole di COCl_2 . Se la K_{eq} è 5,5, calcolare le concentrazioni all'equilibrio.

L'equazione chimica bilanciata della reazione è: $\text{CO}_{(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(\text{g})}$

Quindi l'equazione della costante di equilibrio sarà: $K_{\text{eq}} = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]} = 5,5$

Il quoziente di reazione calcolato con le concentrazioni iniziali è uguale a 1, quindi è minore di K_{eq} . La reazione procederà quindi verso la formazione dei prodotti fino al raggiungimento dell'equilibrio:

	$\text{CO}_{(\text{g})}$	+	$\text{Cl}_{2(\text{g})}$	\rightleftharpoons	$\text{COCl}_{2(\text{g})}$
[iniziale]	$[\text{CO}]_0 = 1$		$[\text{Cl}_2]_0 = 1$		$[\text{COCl}_2]_0 = 1$
[equilibrio]	$1 - x$		$1 - x$		$1 + x$

$$K_{\text{eq}} = \frac{(1+x)}{(1-x)(1-x)} = \frac{(1+x)}{(1-x)^2} = 5,5$$

(continua nella pagina successiva)

Riordinando si ottiene: $5,5 x^2 - 12 x + 4,5 = 0$

$$x = \frac{12 \pm \sqrt{144 - 99}}{11} = \frac{12 \pm 7,6}{11}, \text{ quindi: } x_1 = 1,78; x_2 = 0,40$$

x non può essere maggiore della concentrazione iniziale (1 mole/L), quindi $x = 0,40 \text{ mol L}^{-1}$

$$[\text{CO}]_{\text{eq}} = 1 - 0,40 = 0,60 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = 1 - 0,40 = 0,60 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{COCl}_2]_{\text{eq}} = 1 + 0,40 = 1,40 \text{ mol L}^{-1}$$

- 0.5 moli di N_2O_4 sono poste in un recipiente di 0.1 L. Calcolare il grado di dissociazione di N_2O_4 sapendo che la $K_{\text{eq}} = 5,7 \cdot 10^{-3}$. Calcolare il grado di dissociazione che invece si ottiene dopo avere aumentato il volume dello stesso recipiente a 10 L.

L'equazione chimica bilanciata della reazione è: $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{g})}$

Quindi l'equazione della costante di equilibrio sarà: $K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 5,7 \cdot 10^{-3}$

Concentrazione iniziale di $\text{N}_2\text{O}_4 = 0,5 \text{ moli} / 0,1 \text{ L} = 5 \text{ mol L}^{-1}$

Il quoziente di reazione calcolato con le concentrazioni iniziali è uguale a 0, quindi è minore di K_{eq} . La reazione procederà quindi verso la formazione dei prodotti fino al raggiungimento dell'equilibrio:

	$\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})}$	\rightleftharpoons	$2\text{NO}_{2(\text{g})}$
[iniziale]	$[\text{N}_2\text{O}_4]_0 = 5$		$[\text{NO}_2]_0 = 0$
[equilibrio]	$5-x$		$2x$

$$K_{\text{eq}} = \frac{(2x)^2}{(5-x)} = 5,7 \cdot 10^{-3}$$

Riordinando si ottiene: $4 x^2 + 5,7 \cdot 10^{-3} x - 2,85 \cdot 10^{-2} = 0$

$$x = \frac{-5,7 \cdot 10^{-3} \pm \sqrt{3,249 \cdot 10^{-5} + 4,56 \cdot 10^{-1}}}{8} = \frac{-5,7 \cdot 10^{-3} \pm 6,75 \cdot 10^{-1}}{8}, \text{ quindi: } x_1 = 8,37 \cdot 10^{-2}; x_2 = -8,51 \cdot 10^{-2}$$

Una concentrazione non può essere negativa, quindi $x = 8,37 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 5 - 8,37 \cdot 10^{-2} = 4,92 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_2] = 2 \cdot 8,37 \cdot 10^{-2} = 0,167 \text{ mol L}^{-1}$$

Il grado di dissociazione è quindi: $\alpha = ([\text{N}_2\text{O}_4]_0 - [\text{N}_2\text{O}_4]) / [\text{N}_2\text{O}_4]_0 = (5 - 4,92) / 5 = 1,6 \cdot 10^{-2}$

Espresso in percentuale: $\alpha_{\%} = \alpha \cdot 100 = 1,6\%$

(continua nella pagina successiva)

Se il volume del recipiente diviene 10 L, la concentrazione iniziale di N_2O_4 diviene:
 $[N_2O_4]_0 = 0,5 \text{ moli} / 10 \text{ L} = 0,05 \text{ mol L}^{-1}$

Il quoziente di reazione calcolato con le concentrazioni iniziali è uguale a 0, quindi è minore di K_{eq} . La reazione procederà quindi verso la formazione dei prodotti fino al raggiungimento dell'equilibrio:

	$N_2O_{4(g)}$	\rightleftharpoons	$2NO_{2(g)}$
[iniziale]	$[N_2O_4]_0 = 0,05$		$[NO_2]_0 = 0$
[equilibrio]	$0,05-x$		$2x$

$$K_{eq} = \frac{(2x)^2}{(0,05 - x)} = 5,7 \cdot 10^{-3}$$

Riordinando si ottiene: $4x^2 + 5,7 \cdot 10^{-3}x - 2,85 \cdot 10^{-4} = 0$

$$x = \frac{-5,7 \cdot 10^{-3} \pm \sqrt{3,249 \cdot 10^{-5} + 4,56 \cdot 10^{-3}}}{8} = \frac{-5,7 \cdot 10^{-3} \pm 6,78 \cdot 10^{-2}}{8}, \text{ quindi: } x_1 = 7,76 \cdot 10^{-3}; x_2 = -9,19 \cdot 10^{-3}$$

Una concentrazione non può essere negativa, quindi $x = 7,76 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$

$$[N_2O_4] = 0,05 - 7,76 \cdot 10^{-3} = 4,22 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[NO_2] = 2 \cdot 7,76 \cdot 10^{-3} = 0,155 \text{ mol L}^{-1}$$

Il grado di dissociazione è: $\alpha = ([N_2O_4]_0 - [N_2O_4]) / [N_2O_4]_0 = (0,05 - 4,22 \cdot 10^{-2}) / 0,05 = 1,56 \cdot 10^{-1}$

Espresso in percentuale: $\alpha\% = \alpha \cdot 100 = 15,6\%$

- Il clorato di potassio solido si dissocia a dare KCl e O_2 . La K_{eq} è 3.50 a 373 K. In un recipiente inizialmente vuoto vengono messi 10.0 g di $KClO_3$ e la temperatura portata a 373 K. Calcolare la concentrazione delle specie all'equilibrio.

L'equazione chimica bilanciata della reazione è: $2KClO_{3(s)} \rightleftharpoons 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$

Quindi l'equazione della costante di equilibrio sarà: $K_{eq} = \frac{\text{moli}(KCl)^2 \cdot \text{moli}(O_2)^3}{\text{moli}(KClO_3)^2} = 3,50$

moli iniziali di $KClO_3 = \text{moli}(KClO_3)_0 = g(KClO_3)_0 / \text{m.m.}(KClO_3)$

$\text{m.m.}(KClO_3) = \text{m.m.}(K) + \text{m.m.}(Cl) + 3 \cdot \text{m.m.}(O) = 39,0983 + 35,453 + 3 \cdot 15,9994 = 122,5495 \text{ g mol}^{-1}$

$\text{moli}(KClO_3)_0 = g(KClO_3)_0 / \text{m.m.}(KClO_3) = 10,0 / 122,5495 \text{ g mol}^{-1} = 8,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Il quoziente di reazione calcolato con le concentrazioni iniziali è uguale a 0, quindi è minore di K_{eq} . La reazione procederà quindi verso la formazione dei prodotti fino al raggiungimento dell'equilibrio:

	$2KClO_{3(s)}$	\rightleftharpoons	$2KCl_{(g)}$	+	$3O_{2(g)}$
Moli iniziali	$\text{moli}(KClO_3)_0 = 8,16 \cdot 10^{-2}$		$\text{moli}(KCl)_0 = 0$		$\text{moli}(O_2)_0 = 0$
Moli all'equilibrio	$8,16 \cdot 10^{-2} - 2x$		$2x$		$3x$

(continua nella pagina successiva)

$$K_{\text{eq}} = \frac{(2x)^2 \cdot (3x)^3}{(8,16 \cdot 10^{-2} - 2x)^2} = 3,50$$

Utilizzando il sito Wolfram Alpha (<http://www.wolframalpha.com>) si ottiene che questa equazione ha tre soluzioni reali: $x_1 = 0,0399$; $x_2 = 0,0418$; $x_3 = 0,477$

Poiché il numero di moli di una sostanza non può essere negativo, l'unica soluzione che soddisfa la condizione: $8,16 \cdot 10^{-2} - 2x > 0$ è x_1 (il calcolo viene lasciato al lettore); quindi $x = 0.0399$ moli

$$\text{moli}(\text{KClO}_3) = 8,16 \cdot 10^{-2} - 2x = 1,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{moli}(\text{KCl}) = 2x = 7,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{moli}(\text{O}_2) = 3x = 1,20 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$