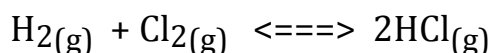


Equilibrio chimico

1)

0,10 moli di H_2 e 0,10 moli di Cl_2 vengono introdotte in un recipiente di volume $V = 2,00$ litri, alla temperatura di $200^\circ C$. Si stabilisce l'equilibrio omogeneo gassoso:



e la pressione parziale all'equilibrio di $HCl_{(g)}$ vale $p(HCl) = 0,78$ atm. Calcolare la costante di equilibrio

L'equilibrio in questione, omogeneo gassoso, avviene senza variazione del numero di moli. Quindi $K_p = K_c$.

	H_2	H_2	HCl
moli iniziali	0,1	0,1	0
variazione	- x	- x	+ 2x
moli finali	0,1-x	0,1-x	+ 2x

Dato che all'equilibrio:

$$p(HCl) = 0,78 = n(HCl) \cdot R \cdot T / V = (2x) \cdot R \cdot T / V$$

$$x = \frac{p_{HCl} \cdot V}{2 \cdot R \cdot T} = \frac{0,78 \cdot 2}{2 \cdot 0,0821 \cdot 473} = 0,02 mol$$

Quindi le moli all'equilibrio saranno

$$n(H_2) = 0,1 - 0,02 = 0,08 \text{ mol}$$

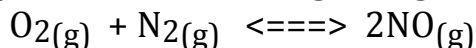
$$n(Cl_2) = 0,1 - 0,02 = 0,08 \text{ mol}$$

$$n(HCl) = 0,04$$

$$K = \frac{[HCl]^2}{[H_2] \cdot [Cl_2]} = \frac{\left(\frac{n_{HCl}}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_{H_2}}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_{Cl_2}}{V}\right)} = \frac{(0,04)^2}{(0,08)^2} = 0,25$$

2)

La costante di equilibrio per la reazione omogenea gassosa:



vale $K_p = 3,50 \cdot 10^{-3}$ alla temperatura $T = 2700 \text{ K}$.

Calcolare le pressioni parziali del sistema all'equilibrio, essendo partiti da 4 moli di O_2 e 6 moli di N_2 .

L'equilibrio in questione, omogeneo gassoso, avviene senza variazione del numero di moli. Quindi $K_p = K_c$.

	O_2	N_2	NO
moli iniziali	4	6	0
variazione	- x	- x	+ 2x
moli finali	4-x	6-x	+ 2x

Perché ci si trovi all'equilibrio, x dovrà soddisfare alla legge delle masse:

$$K = \frac{p(\text{NO})^2}{p(\text{O}_2) \cdot p(\text{N}_2)} = \frac{(n_{\text{NO}})^2}{(n_{\text{O}_2}) \cdot (n_{\text{N}_2})} = \frac{(2x)^2}{(4-x) \cdot (6-x)} = 3,5 \cdot 10^{-3}$$

$$\frac{4x^2}{(24 - 4x - 6x + x^2)} = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ da cui si ricava la } x \text{ (il valore negativo è inaccettabile)}$$

$$x = 0,14 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = 4 - 0,14 = 3,86 \text{ mol}$$

$$n(\text{N}_2) = 6 - 0,14 = 5,86 \text{ mol}$$

$$n(\text{NO}) = 0,28 \text{ mol}$$

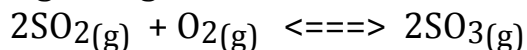
$$n_{\text{tot}} = 10,0 \text{ mol}$$

$$X(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) / n_{\text{tot}} = 3,86 / 10 = 0,386$$

$$X(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) / n_{\text{tot}} = 5,86 / 10 = 0,586$$

$$X(\text{NO}) = n(\text{NO}) / n_{\text{tot}} = 0,28 / 10 = 0,028$$

3) In un recipiente inizialmente vuoto del volume $V = 1,0$ litri, vengono introdotte 0,05 moli di SO_2 e 0,10 moli di O_2 . Alla temperatura di $327,0^\circ\text{C}$ si stabilisce l'equilibrio omogeneo gassoso:



All'equilibrio sono presenti 0,02 moli di SO_3 .

Calcolare il K_p della reazione.

Consideriamo la variazione delle moli lungo la reazione:

	SO_2	O_2	SO_3
moli iniziali	0,05	0,1	0
variazione	$-2x$	$-x$	$+2x$
moli finali	$0,05-2x$	$0,1-x$	$+2x$

Poiché all'equilibrio $n(\text{SO}_3) = 0,02$ moli, allora $2x = 0,02$ moli e quindi $x = 0,01$ moli.

All'equilibrio si avrà:

$$n(\text{SO}_2) = 0,05 - 0,02 = 0,03 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = 0,1 - 0,01 = 0,09 \text{ mol}$$

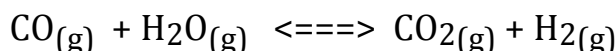
$$n(\text{SO}_3) = 0,02 \text{ mol}$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{SO}_3}}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_{\text{SO}_2}}{V}\right)^2 \cdot \left(\frac{n_{\text{O}_2}}{V}\right)} = V \cdot \frac{(0,02)^2}{(0,03)^2 \cdot (0,09)} = 4,94$$

$$K_p = K_c (R \cdot T)^\sigma = 4,94 (0,0821 \cdot 600)^{-1} = 0,1$$

4)

Ad una certa temperatura T, la costante di equilibrio per la reazione omogenea gassosa



vale $K = 4$

Si calcolino le frazioni molari di tutte le specie all'equilibrio, sempre alla temperatura T, essendo partiti da quantità equimolecolari delle quattro specie chimiche.

Lo stato iniziale è caratterizzato da quantità molari identiche per tutte e quattro le specie, ipotizziamo n. Inoltre la reazione avviene senza variazione del numero totale di moli, quindi $K_p = K_c$.

Per stabilire il verso della reazione (cioè stabilire da quale parte si evolve per raggiungere lo stato finale di equilibrio), calcoliamo il quoziente della reazione:

$$Q_c = Q = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{n \cdot n}{n \cdot n} = 1$$

Poiché $Q < K$ allora la reazione progredisce verso i prodotti con consumo dei reagenti (fino a stabilirsi $Q = K$)

	CO	H ₂ O	CO ₂	H ₂
moli iniziali	n	n	n	n
variazione	- x	- x	+ x	+ x
moli finali	n - x	n - x	n + x	n + x

$$K = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{(n+x) \cdot (n+x)}{(n-x) \cdot (n-x)} = \frac{(n+x)^2}{(n-x)^2} = 4$$

$$\frac{(n+x)}{(n-x)} = 2$$

$$n+x = 2n-2x; 3x = n; x = n/3$$

Quindi:

$$n(\text{CO}) = n(\text{H}_2\text{O}) = n - n/3 = n(1 - 1/3) \text{ mol}$$

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{H}_2) = n + n/3 = n(1 + 1/3) \text{ mol}$$

$$n_{\text{tot}} = 4n \text{ mol}$$

$$X(\text{CO}) = n(\text{CO})/n_{\text{tot}} = n(1 - 1/3)/4n = 0,167$$

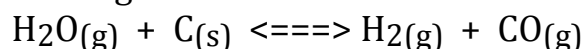
$$X(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O})/n_{\text{tot}} = n(1 - 1/3)/4n = 0,167$$

$$X(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2)/n_{\text{tot}} = n(1 + 1/3)/4n = 0,333$$

$$X(\text{H}_2) = n(\text{H}_2)/n_{\text{tot}} = n(1 + 1/3)/4n = 0,333$$

5)

0,200 moli di H_2O e 0,300 moli di H_2 vengono introdotte in un recipiente del volume $V = 15,0$ litri, contenente carbone in eccesso. Alla temperatura di $1000^\circ C$ si stabilisce l'equilibrio eterogeneo:



per il quale la costante di equilibrio vale $K_p = 4,0$ (atm). Si calcoli la pressione totale all'interno del recipiente ad equilibrio raggiunto.

Se K_p è nota ed è nota la temperatura, possiamo ricavarci K_c (meglio perché abbiamo moli e il volume)

$$K_p = K_c (R \cdot T)^\sigma$$

in questo equilibrio $\sigma = (1+1) - (1) = 1$ (il solido non influenza la variazione di moli)

$$K_p = K_c (R \cdot T)^\sigma \quad \text{allora } K_c = K_p / RT = 4 / 0,0821 \cdot 1273 = 3,827 \cdot 10^{-2}.$$

Dato che all'inizio è completamente assente CO il sistema deve evolversi verso destra (formazione prodotti) per giungere all'equilibrio.

	C(solido)	H_2O	CO	H_2
moli iniziali	a	0,2	0	0,3
variazione	- x	- x	+ x	+ x
moli finali	a - x	0,2 - x	+ x	0,3 + x

$$K_c = \frac{[CO] \cdot [H_2]}{[H_2O]} = \frac{\frac{x}{V} \cdot \frac{0,3+x}{V}}{\frac{0,2-x}{V}} = \frac{1}{15} \cdot \frac{x \cdot (0,3+x)}{0,2-x}$$

$$15 \cdot 3,827 \cdot 10^{-2} \cdot (0,2-x) = 0,3x + x^2$$

Risolvendo l'equazione di secondo grado in x, si ottiene: $x = 0,116$ mol.

Le moli totali gassose sono quindi: $(0,2-x) + x + (0,3+x) = 0,616$ mol

Il valore della pressione totale si ottiene dalle moli totali gassose applicando la legge del gas ideale:

$$p = n_{\text{tot}} \cdot R \cdot T / V = 0,616 \cdot 0,0821 \cdot 1273,15 / 15 = 4,29 \text{ atm}$$