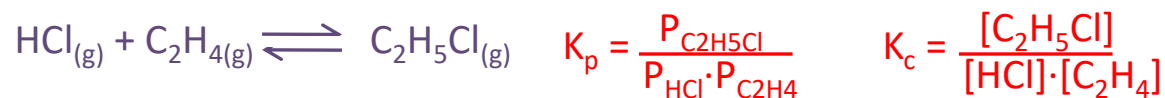
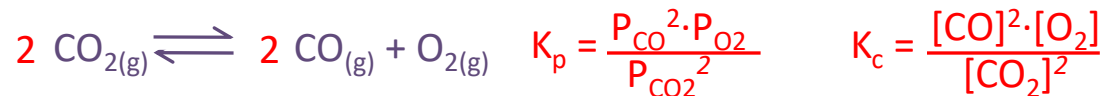




Soluzioni esercizi

1. Indicare le espressioni delle costanti di equilibrio K_p e K_c per le seguenti reazioni in fase gassosa, dopo averle bilanciate:



2. Ad alta temperatura il fosgene si dissocia secondo la reazione:



0.750 g di fosgene sono introdotti in un recipiente di 0.500 dm³ di volume e la temperatura portata a 1073 K. Quando si è stabilito l'equilibrio della reazione, la pressione nel recipiente è 2.17 atm.

Calcolare la costante di equilibrio della reazione come K_p e come K_c .

	$\text{COCl}_{2(g)} \rightleftharpoons$	$\text{CO}_{(g)} +$	$\text{Cl}_{2(g)}$
<i>i</i>	$7.58 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$	-	-
Δ	-x	+x	+x
<i>eq</i>	$7.58 \cdot 10^{-3} - x$	x	x

$$n_{\text{COCl}_2, \text{inizio}} = m_{\text{COCl}_2, \text{inizio}} / PM_{\text{COCl}_2} = 7.58 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$T = 1073 \text{ K} \quad V = 0.500 \text{ dm}^3 = 0.500 \text{ L}$$

$$P_{\text{totale, eq}} = 2.17 \text{ atm}$$

$$n_{\text{totali, eq}} = P_{\text{totale, eq}} \cdot V / (R \cdot T) = 12.3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{totali, eq}} = n_{\text{COCl}_2, \text{eq}} + n_{\text{CO, eq}} + n_{\text{Cl}_2, \text{eq}} = (7.58 \cdot 10^{-3} - x) + x + x$$

$$n_{\text{totali, eq}} = 7.58 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + x = 12.3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad x = 4.73 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO, eq}} = n_{\text{Cl}_2, \text{eq}} = 4.73 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{COCl}_2, \text{eq}} = n_{\text{Cl}_2, \text{eq}} = 2.85 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$P_{\text{CO, eq}} = P_{\text{Cl}_2, \text{eq}} = n_{\text{CO, eq}} \cdot R \cdot T / V = 0.834 \text{ atm} \quad P_{\text{COCl}_2, \text{eq}} = n_{\text{COCl}_2, \text{eq}} \cdot R \cdot T / V = 0.502 \text{ atm}$$

$$K_p = P_{\text{CO, eq}} \cdot P_{\text{Cl}_2, \text{eq}} / P_{\text{COCl}_2, \text{eq}} = 1.39$$

$$[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = 9.46 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{COCl}_2] = 5.70 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_c = [\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{COCl}_2] = 15.7 \cdot 10^{-3}$$

3. 0.50 moli di PCl_5 sono scaldate a 300°C in un recipiente di 1.0 dm^3 . Calcolare la concentrazione in mol/L di PCl_3 sapendo che K_c è $4.5 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ per la reazione:
 $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$. Calcolare la costante K_p per la stessa reazione.

	$\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$	$T = 573 \text{ K}$	$V = 1.0 \text{ dm}^3 = 1.0 \text{ L}$
<i>i</i>	0.50 mol/L - -	$[\text{PCl}_5]_{\text{inizio}} = 0.50 \text{ mol/L}$	$K_c = [\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{PCl}_5] = 4.5 \cdot 10^{-2}$
Δ	-x +x +x	$K_c = x \cdot x / (0.50 - x) = 4.5 \cdot 10^{-2}$	$x = 0.129 \text{ mol/L}$
<i>eq</i>	0.50 - x x x	$[\text{PCl}_3] = 0.129 \text{ mol/L}$	$K_p = (RT)^{(1+1-1)} \cdot K_c = 2.12$

4. La costante di equilibrio a 200°C per la reazione: $\text{C}_2\text{H}_{4(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(g)}$
 è $K_p = 3.1 \cdot 10^{-2} \text{ atm}^{-1}$. Calcolare il valore di K_c . Cosa succede al sistema all'equilibrio se si aumenta la pressione? In che direzione varia l'equilibrio?

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{(c+d-a-b)} = K_c \cdot (RT)^{(1-1-1)} = K_c \cdot (RT)^{(-1)} \quad \text{quindi: } K_c = K_p \cdot (RT)$$

$$T = 200^\circ\text{C} = 473 \text{ K} \quad K_c = 3.1 \cdot 10^{-2} \cdot 0.0821 \cdot 473 = 1.2 \text{ L/mol}$$

Per il principio di Le Châtelier, se si aumenta la pressione in un sistema all'equilibrio, l'equilibrio tende a spostarsi dalla parte in cui diminuisce il numero di molecole, in modo che diminuisca anche la pressione totale del sistema, opponendosi alla perturbazione (aumento di pressione). In questo caso, sono presenti meno molecole tra i prodotti (una), rispetto a quelle presenti tra i reagenti (due). Quindi all'aumentare della pressione la reazione tende a spostarsi verso i prodotti.

5. Dato l'equilibrio (da bilanciare): $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$ facendo reagire ad una certa temperatura 2.00 mol di NO e 1.00 mol di O_2 , quando l'equilibrio viene raggiunto si sono formate 1.9 mol di NO_2 e la pressione totale nel recipiente è di 0.80 atm. Calcolare, a quella temperatura, la K_p per la reazione.

	$2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$		
i	2.00mol	1.00mol	-
Δ	-2x	-x	+2x
eq	2-2x	1-x	2x=1.9 mol

$$n_{\text{NO}_2, \text{eq}} = 1.9 \text{ mol}$$

$$x=0.95$$

$$n_{\text{O}_2, \text{eq}} = 0.05 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}, \text{eq}} = 0.10 \text{ mol}$$

$$P_{\text{tot}} = n_{\text{tot}, \text{eq}} \cdot R \cdot T / V = 0.80 \text{ atm}$$

$$n_{\text{tot}, \text{eq}} = n_{\text{NO}_2, \text{eq}} + n_{\text{O}_2, \text{eq}} + n_{\text{NO}, \text{eq}} = 2.05 \text{ mol}$$

$$RT/V = P_{\text{tot}} / n_{\text{tot}, \text{eq}} = 0.390 \text{ atm/mol}$$

$$P_{\text{O}_2, \text{eq}} = n_{\text{O}_2, \text{eq}} \cdot RT/V = 1.95 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

$$P_{\text{NO}, \text{eq}} = n_{\text{NO}, \text{eq}} \cdot RT/V = 3.90 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

$$P_{\text{NO}_2, \text{eq}} = n_{\text{NO}_2, \text{eq}} \cdot RT/V = 0.741 \text{ atm}$$

$$K_p = P_{\text{NO}_2}^2 / (P_{\text{NO}}^2 \cdot P_{\text{O}_2}) = 1.85 \cdot 10^4$$

6. Ponendo a reagire in un recipiente di 2.0L alla temperatura di 227°C, 0.20 mol di un composto A e 0.60 mol di un composto B, l'equilibrio: $\text{A}_{(g)} + 3 \text{B}_{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{C}_{(g)} + \text{D}_{(g)}$ viene raggiunto quando si sono formate 0.30 mol di C. Calcolare la pressione totale all'equilibrio.

	$\text{A}_{(g)}$	+ 3 $\text{B}_{(g)}$	$\rightleftharpoons$	2 $\text{C}_{(g)}$	+ $\text{D}_{(g)}$
i	0.2mol	0.6mol		-	-
Δ	-x	-3x		+2x	+x
eq	0.2-x	0.6-3x		2x=0.3mol	x

$$n_{\text{C}, \text{eq}} = 0.30 \text{ mol} = 2x \quad x=0.15$$

$$n_{\text{A}, \text{eq}} = 0.05 \text{ mol}$$

$$n_{\text{B}, \text{eq}} = 0.15 \text{ mol}$$

$$n_{\text{D}, \text{eq}} = 0.15 \text{ mol}$$

$$n_{\text{tot}, \text{eq}} = 0.65 \text{ mol}$$

$$P_{\text{tot}} = n_{\text{tot}, \text{eq}} \cdot R \cdot T / V = 13.3 \text{ atm}$$

7. Riscaldando alla temperatura di 200°C 1.0 mol di acido cloridrico e 1.0 mol di ossigeno molecolare in un recipiente vuoto del volume di 10 L, avviene una reazione all'equilibrio in cui si forma cloro molecolare e acqua. Scrivere e bilanciare la reazione. Sapendo che all'equilibrio sono presenti 0.20 mol di cloro, calcolare i valori di K_p e K_c .

	$4 \text{HCl}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{Cl}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$				$n_{\text{Cl}_2, \text{eq}} = 0.20 \text{ mol} = 2x$	$x = 0.10$
i	1.0mol	1.0mol	-	-	$n_{\text{HCl}, \text{eq}} = 0.60 \text{ mol}$	$n_{\text{O}_2, \text{eq}} = 0.90 \text{ mol}$
Δ	-4x	-x	+2x	+2x	$n_{\text{H}_2\text{O}, \text{eq}} = 0.20 \text{ mol}$	
eq	1-4x	1-x	2x=0.2	2x	$V = 10 \text{ L}$	$T = 200^\circ\text{C} = 473 \text{ K}$

$$P_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2, \text{eq}} \cdot R \cdot T / V = 0.777 \text{ atm}$$

$$P_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}, \text{eq}} \cdot R \cdot T / V = 2.33 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2, \text{eq}} \cdot R \cdot T / V = 3.49 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}, \text{eq}} \cdot R \cdot T / V = 0.777 \text{ atm}$$

$$K_p = P_{\text{Cl}_2}^2 \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^2 / (P_{\text{HCl}}^4 \cdot P_{\text{O}_2}) = 3.53 \cdot 10^{-3}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{(c+d-a-b)} = K_c \cdot (RT)^{(2+2-4-1)} = K_c \cdot (RT)^{(-1)} \quad \text{quindi: } K_c = K_p \cdot (RT) = 0.137$$

8. Riscaldando ammoniaca allo stato gassoso alla temperatura di 450°C, questa si decompone formando idrogeno e azoto molecolari. Scrivere e bilanciare la reazione. In un recipiente di 10 L si introducono 1.0 mol di ammoniaca e 1.0 mol di N₂. All'equilibrio sono presenti 0.40 mol di H₂. Calcolare K_p e K_c.

	$2 \text{NH}_{3(g)} \rightleftharpoons 3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)}$		
<i>i</i>	1.0mol	-	1.0mol
Δ	-2x	+3x	+x
<i>eq</i>	1-2x	3x=0.4	1+x

$$n_{\text{H}_2, \text{eq}} = 0.40 \text{ mol} = 3x \quad x=0.133$$

$$n_{\text{N}_2, \text{eq}} = 1.13 \text{ mol} \quad n_{\text{NH}_3, \text{eq}} = 0.733 \text{ mol}$$

$$V = 10 \text{ L} \quad T = 450^\circ\text{C} = 723 \text{ K}$$

$$P_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2, \text{eq}} \cdot R \cdot T / V = 2.37 \text{ atm}$$

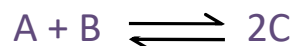
$$P_{\text{N}_2} = 6.73 \text{ atm}$$

$$P_{\text{NH}_3} = 4.35 \text{ atm}$$

$$K_p = P_{\text{H}_2}^3 \cdot P_{\text{N}_2} / P_{\text{NH}_3}^2 = 4.75$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{(c+d-a-b)} = K_c \cdot (RT)^{(3+1-2)} = K_c \cdot (RT)^2 \quad \text{quindi: } K_c = K_p / (RT)^2 = 1.35 \cdot 10^{-3}$$

9. In 0.5 L di soluzione, si fanno reagire $8 \cdot 10^{-2}$ moli di A con un numero incognito di moli di B per dare un prodotto C secondo l'equilibrio:



Sapendo che all'equilibrio sono presenti $1.05 \cdot 10^{-1}$ moli di C e che $K_c = 1.18$, calcolare quante moli di B sono state impiegate.

	A	+	B	$\rightleftharpoons$	2C
<i>i</i>	0.16 mol/L		x		-
Δ	-0.105 mol/L		-0.105 mol/L		0.21 mol/L
<i>eq</i>	0.055 mol/L		x - 0.105		0.21 mol/L

$$[A]_{\text{iniz}} = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 0.5 \text{ L} = 0.16 \text{ mol/L}$$

$$[C]_{\text{eq}} = 1.05 \cdot 10^{-1} \text{ mol} / 0.5 \text{ L} = 0.21 \text{ mol/L}$$

$$[A]_{\text{reag}} = [B]_{\text{reag}} = 0.21 / 2 = 0.105 \text{ mol/L}$$

$$[A]_{\text{eq}} = 0.16 - 0.105 = 0.055 \text{ mol/L}$$

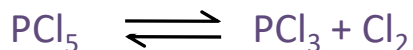
$$[B]_{\text{eq}} = x - 0.105$$

$$K_c = \frac{[C]_{\text{eq}}^2}{[A]_{\text{eq}} \cdot [B]_{\text{eq}}} \Rightarrow 1.18 = \frac{(0.21)^2}{(0.055) \cdot (x - 0.105)}$$

$$0.0649 \cdot x - (6.815 \cdot 10^{-3}) = 0.044 \Rightarrow x = [B]_{\text{iniz}} = 0.785 \text{ mol/L}$$

In 0.5 L di soluzione, sono state impiegate $0.785 \text{ mol/L} \times 0.5 \text{ L} = 0.392 \text{ mol}$ di B

10. In un recipiente da 1L tenuto a 540 K si introduce PCl_5 e avviene la seguente reazione:



All'equilibrio sono presenti 0.342 mol di PCl_5 , 0.158 mol di PCl_3 e 0.158 mol di Cl_2 . Calcolare le K_c e K_p dell'equilibrio.

	PCl_5	$\rightleftharpoons$	PCl_3	+	Cl_2
<i>i</i>					
Δ					
<i>eq</i>	0.342 mol/L		0.158 mol/L		0.158 mol/L

$$[\text{PCl}_5]_{\text{eq}} = 0.342 \text{ mol/L}$$

$$[\text{PCl}_3]_{\text{eq}} = 0.158 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = 0.158 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3]_{\text{eq}} \cdot [\text{Cl}_2]_{\text{eq}}}{[\text{PCl}_5]_{\text{eq}}} = \frac{(0.158 \text{ mol/L}) \cdot (0.158 \text{ mol/L})}{0.342 \text{ mol/L}} = 0.073 \text{ mol/L}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{(1+1-1)} = K_c \cdot (RT) = 0.073 \text{ mol/L} \cdot 0.0821 \text{ (L x atm)/(mol x K)} \cdot 540 \text{ K} = 3.23 \text{ atm}$$