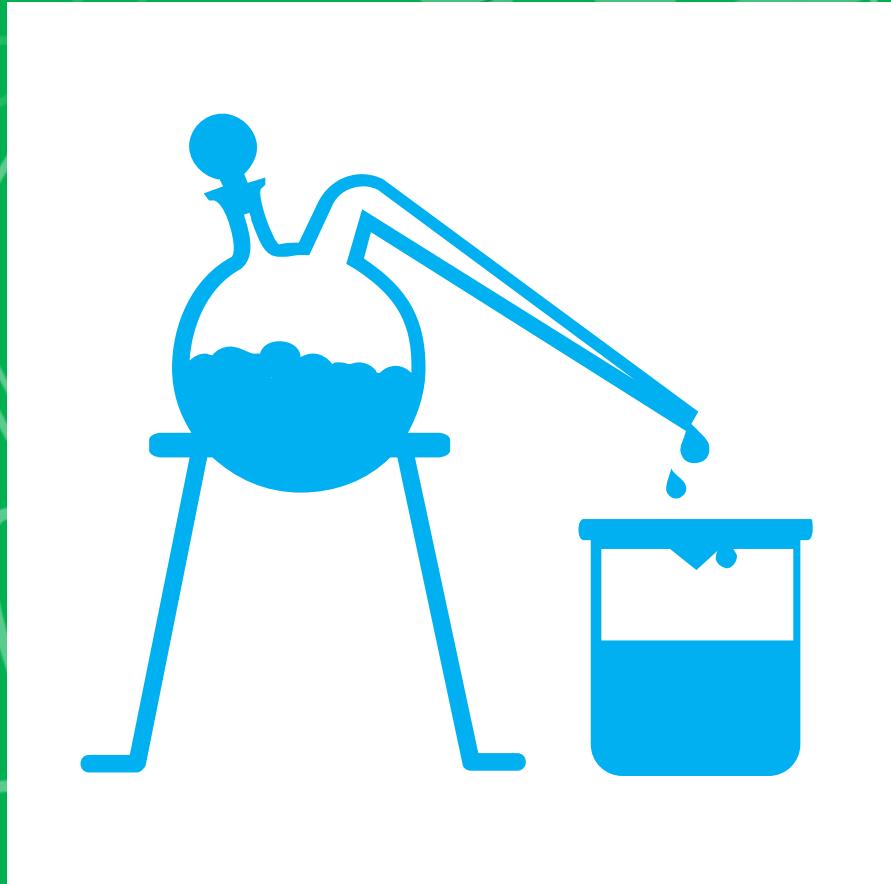
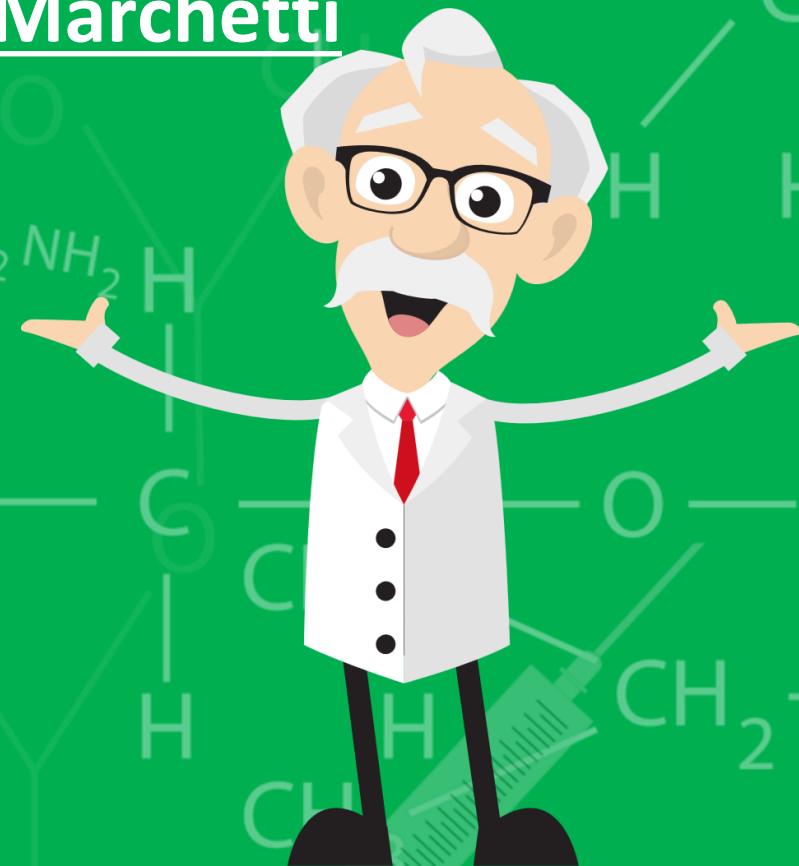


Equilibrio chimico

Tutor: Alessandro Marchetti

POLITECNICO
MILANO 1863



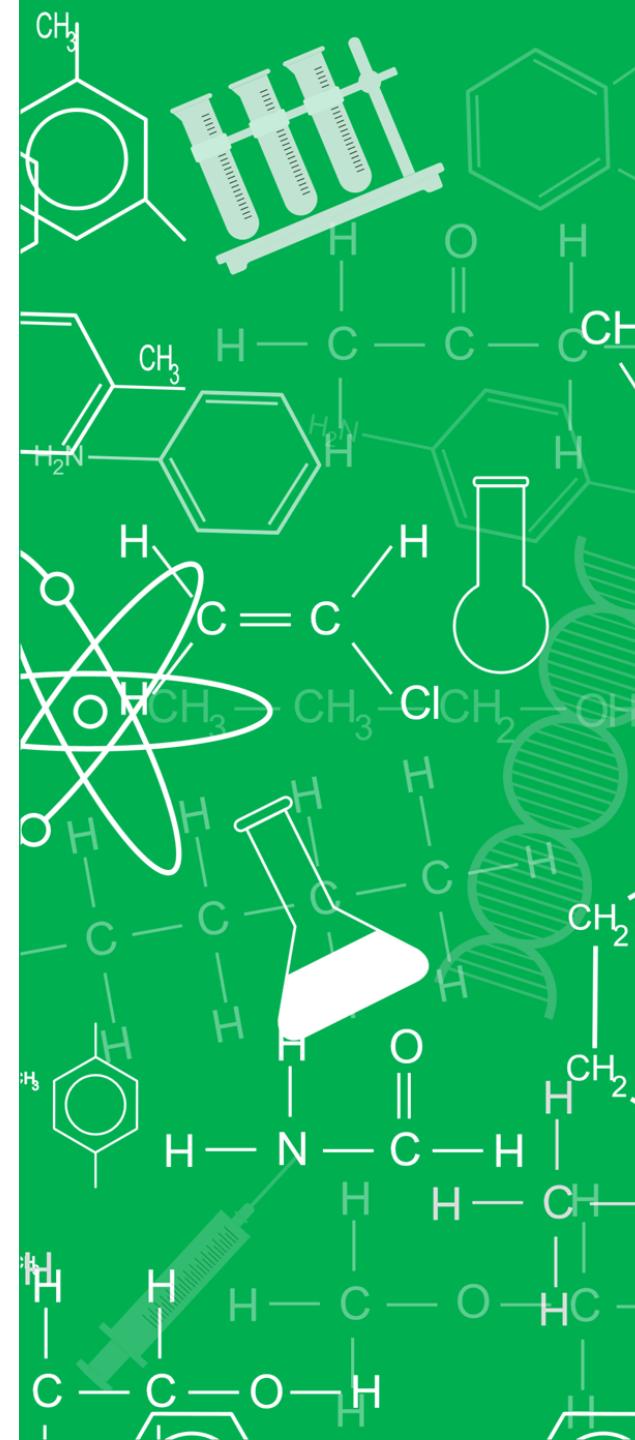
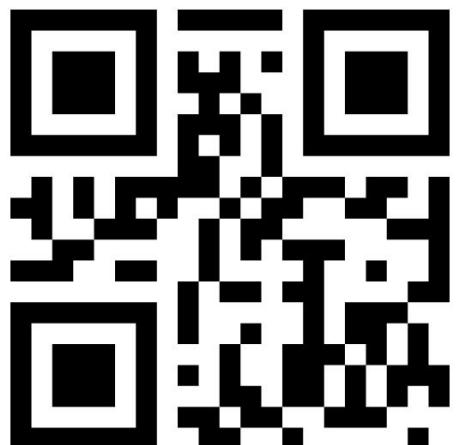
REGISTRAZIONE

Per registrare la tua presenza al tutorato:

- Vai sul sito www.tutorapp.polimi.it
e inserisci il mio codice persona

10488783

- Oppure scansiona il QR Code

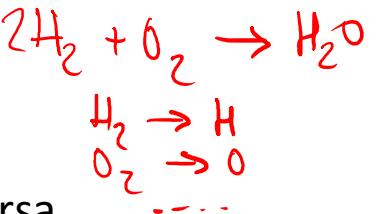


Equilibrio chimico



RIPASSO TEORICO

Una reazione chimica è detta **all'equilibrio** quando la **velocità della reazione diretta** è uguale alla **velocità della reazione inversa**.



Equilibrio: velocità di reazione diretta = velocità di reazione inversa

$$v_d = k_d \cdot [A]_{eq}^a \cdot [B]_{eq}^b = k_i \cdot [C]_{eq}^c \cdot [D]_{eq}^d = v_i$$

ELEMENTARI: coeff. stecchio
"esponente"

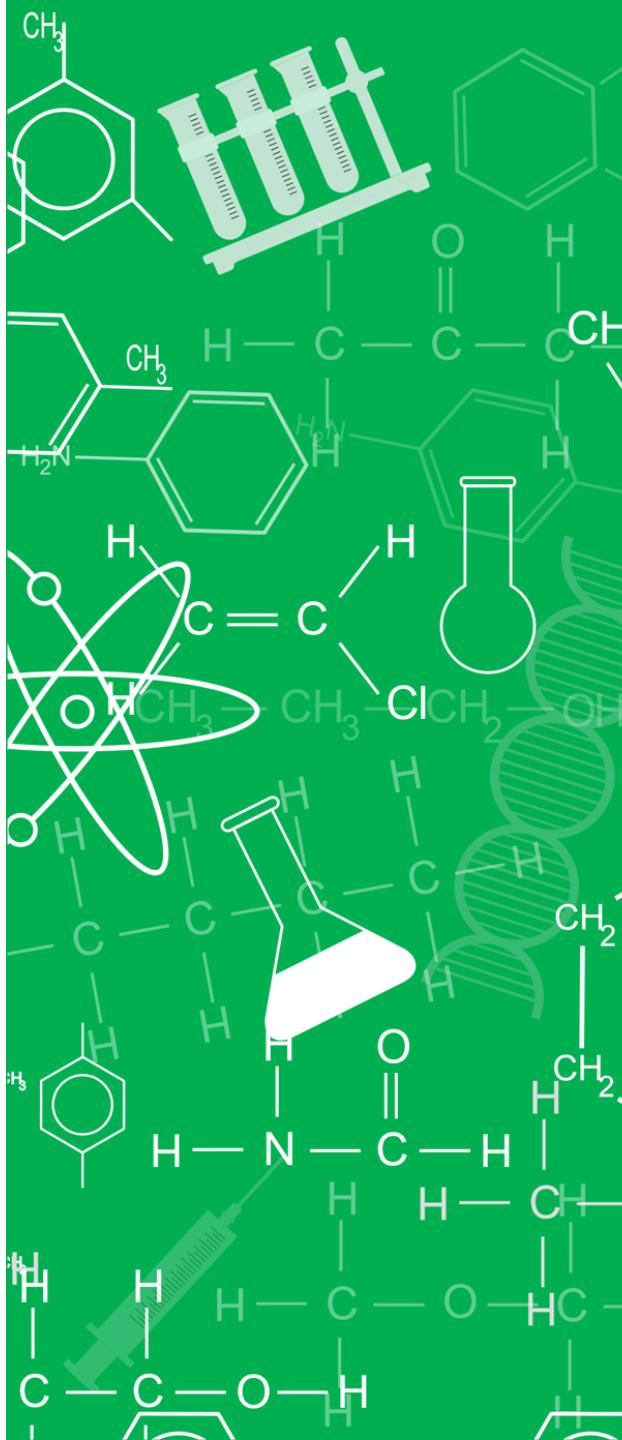


$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[C]_{eq}^c \cdot [D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a \cdot [B]_{eq}^b} = K_{eq}(T)$$

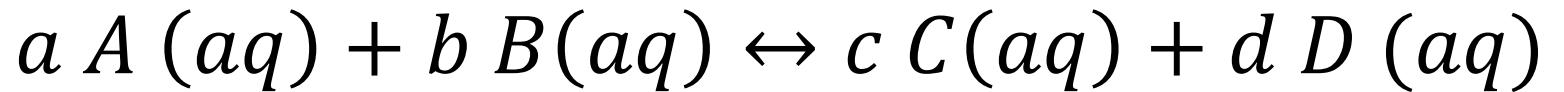
Quando accade ciò, le **concentrazioni** di tutte le specie **rimangono invariate**: il sistema è in una condizione di **equilibrio dinamico**.

- Molecole di *A* e *B* continuano a trasformarsi in *C* e *D*
- Con la stessa velocità, molecole di *C* e *D* si trasformano in *A* e *B*

La composizione del sistema all'equilibrio dipende SOLTANTO dalla temperatura e dalla stechiometria della reazione



RIPASSO TEORICO



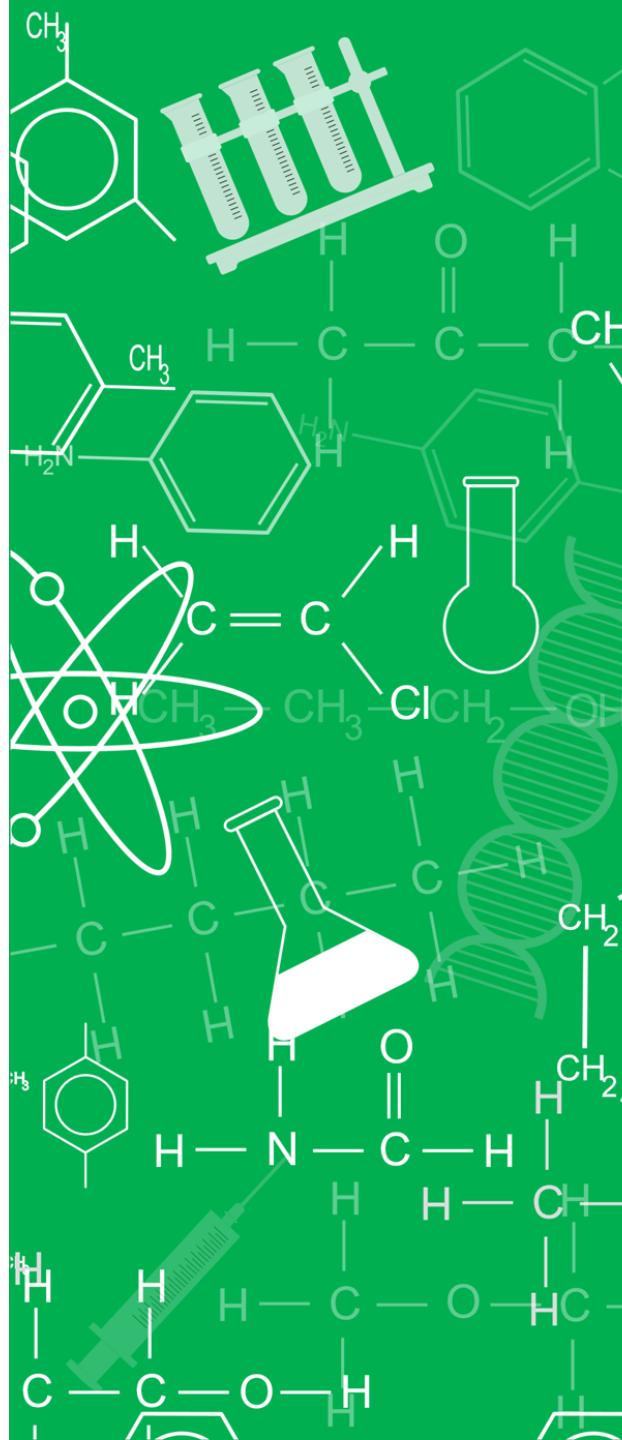
La costante di equilibrio **dipende SOLO dalla temperatura e dalla stechiometria** della reazione:

ESEMPIO: Processo Haber per la sintesi dell'ammoniaca

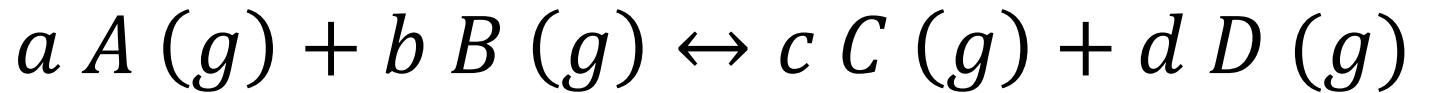


La costante di equilibrio della reazione è espressa come il prodotto tra le concentrazioni delle specie coinvolte nella reazione, ciascuna elevata al suo coefficiente stechiometrico
(NB: i reagenti si considerano con un coefficiente stechiometrico negativo)

$$K_{eq}(T) = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$



RIPASSO TEORICO



Per **equilibri** omogenei in fase **gassosa**, la costante di equilibrio viene espressa usando le **pressioni parziali** delle specie gassose coinvolte nella reazione:

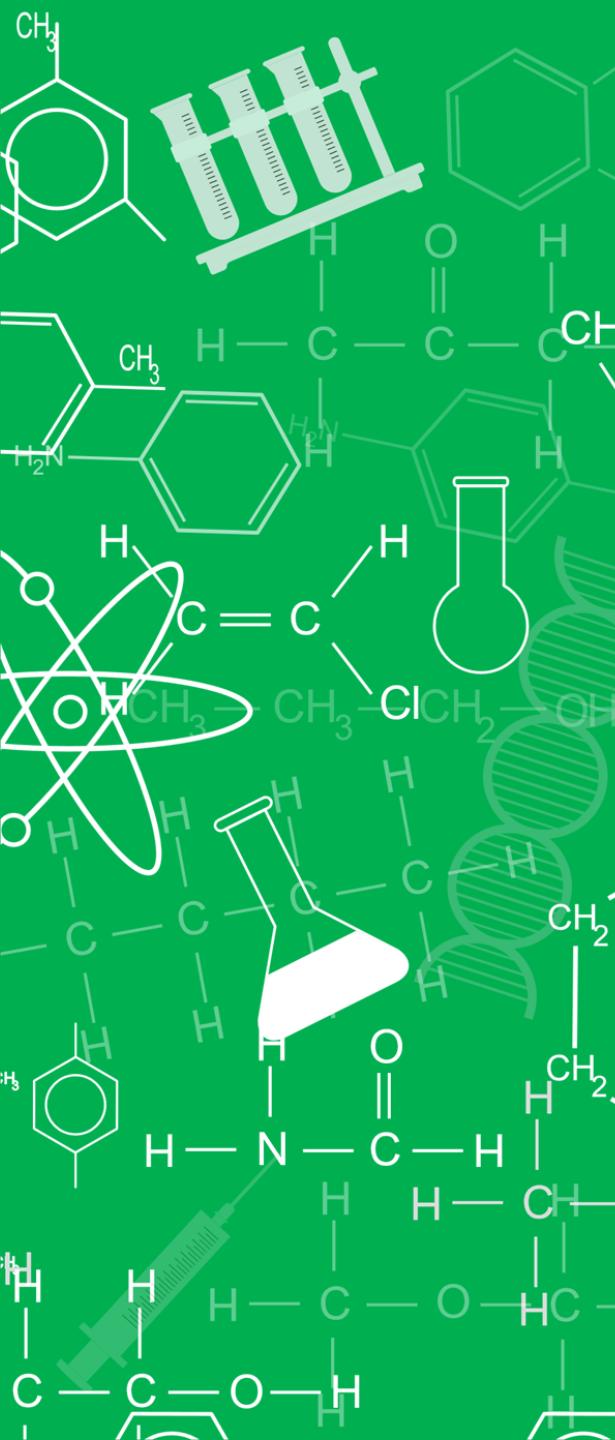
Equilibrio con specie gassose:

$$K_{eq} = K_P = \frac{P_{C,eq}^c \cdot P_{D,eq}^d}{P_{A,eq}^a \cdot P_{B,eq}^b}$$

ESEMPIO: Processo Haber per la sintesi dell'ammoniaca



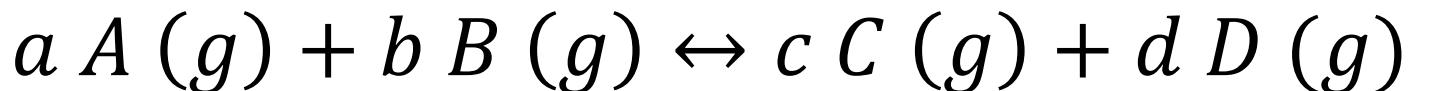
$$K_P = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3}$$



RIPASSO TEORICO

K_C e K_P hanno valori numericamente diversi, ma si può convertire l'una nell'altra tramite l'equazione di stato dei gas ideali.

Relazione tra K_P e K_C :



$$K_P = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

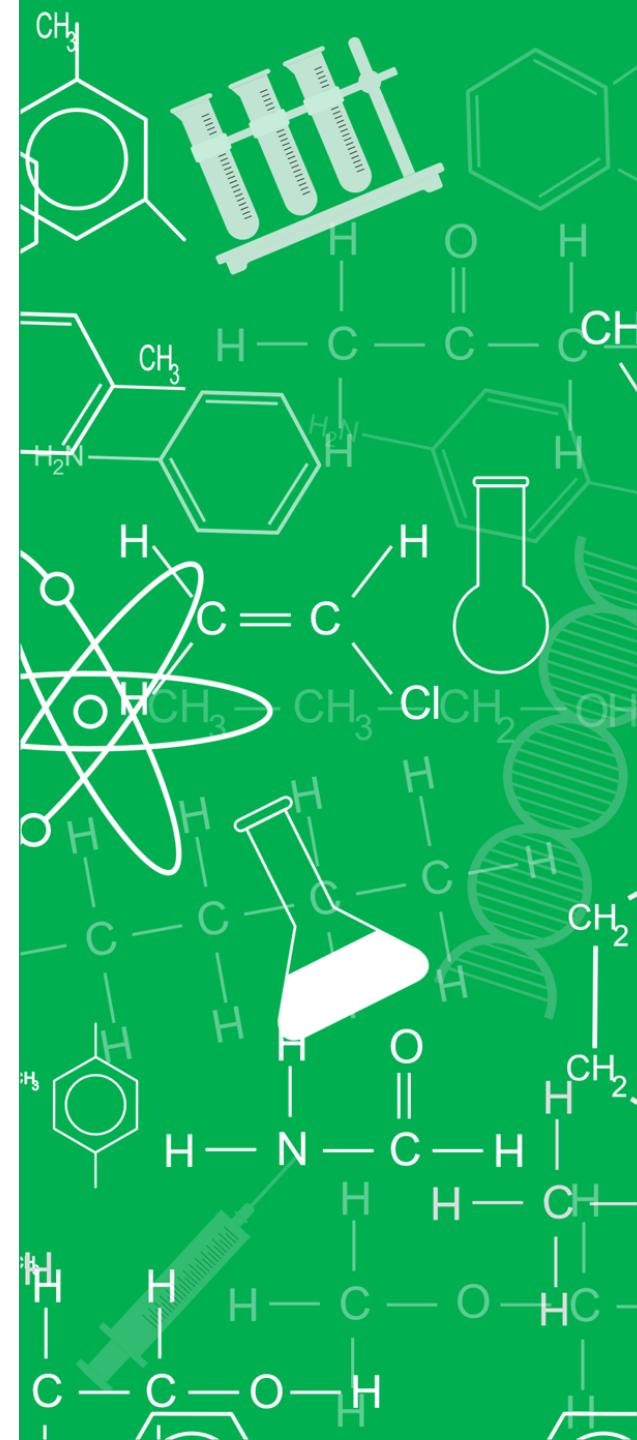
$\xrightarrow{P = \frac{n}{V} \cdot RT = C \cdot RT}$

$$K_P = \frac{([C] \cdot RT)^c \cdot ([D] \cdot RT)^d}{([A] \cdot RT)^a \cdot ([B] \cdot RT)^b}$$

$$K_P = K_C \cdot (RT)^{\Delta n}$$

$$\text{con } \Delta n = -a - b + c + d$$

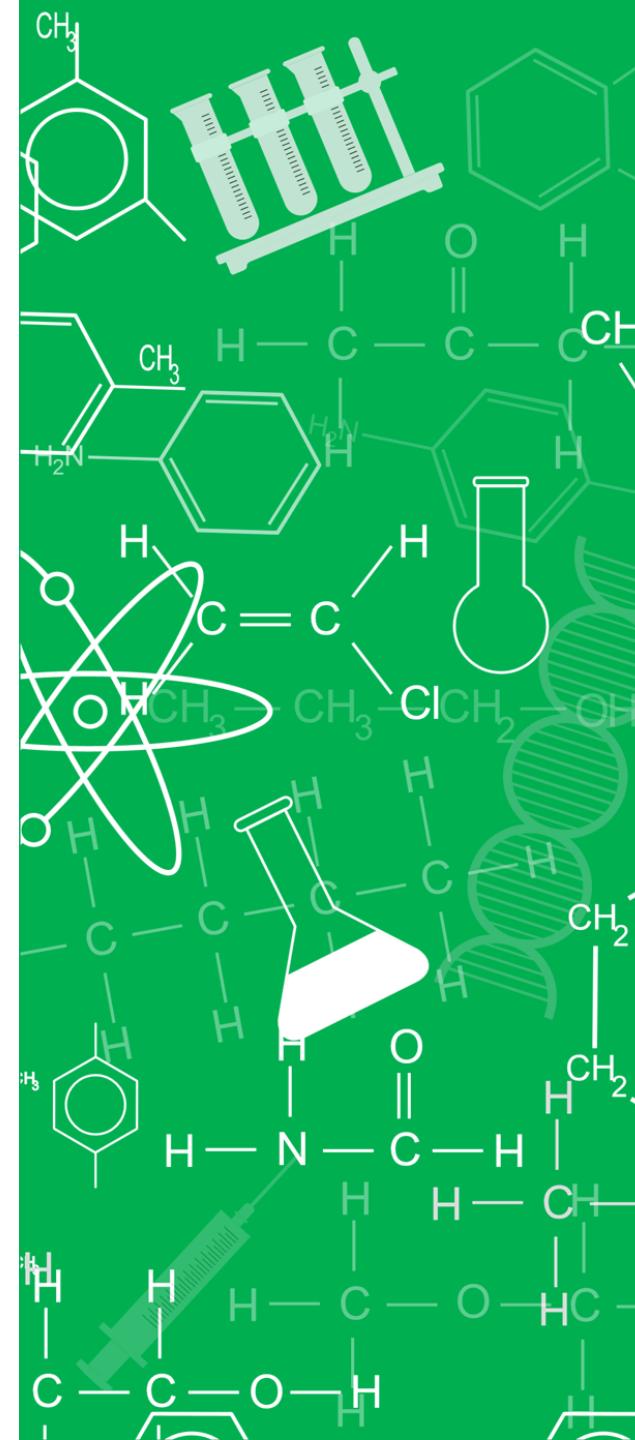
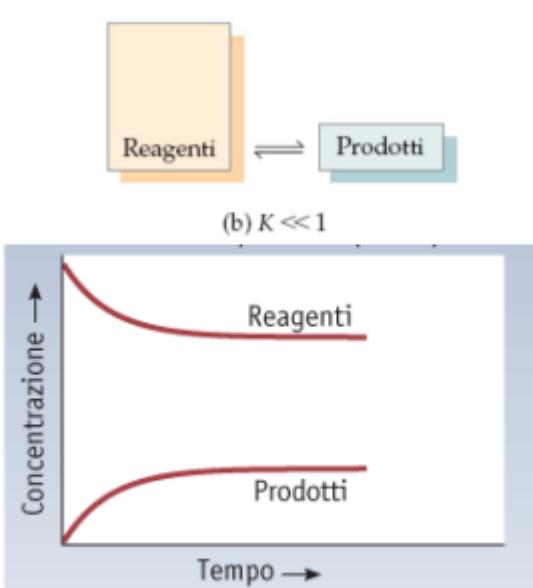
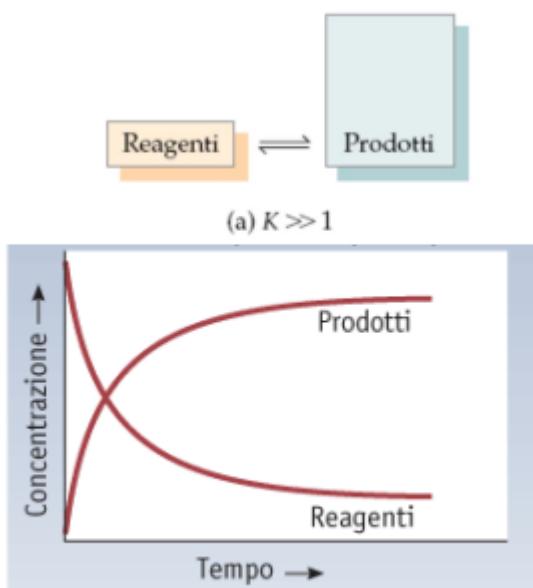
Tiene conto dei coefficienti
stechiometrici SOLO delle specie
gassose



RIPASSO TEORICO

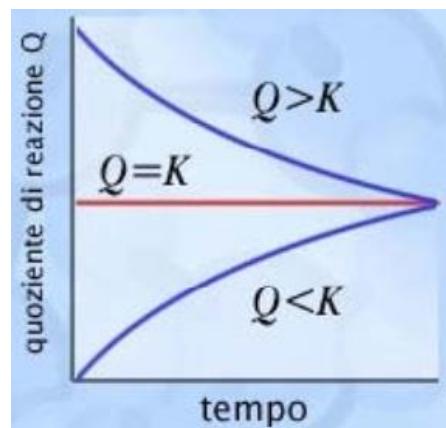
Significato numerico di K_{eq}

- Se $K_{eq} \gg 1$, l'equilibrio è spostato a destra e la miscela all'equilibrio è ricca di prodotti
- Se $K_{eq} \ll 1$, l'equilibrio è spostato a sinistra e la miscela all'equilibrio è ricca di reagenti



RIPASSO TEORICO

Il **quoziente di reazione** è il valore numerico ottenuto sostituendo le concentrazioni o le pressioni parziali iniziali dei prodotti e dei reagenti nell'espressione della costante di equilibrio.



$$Q_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

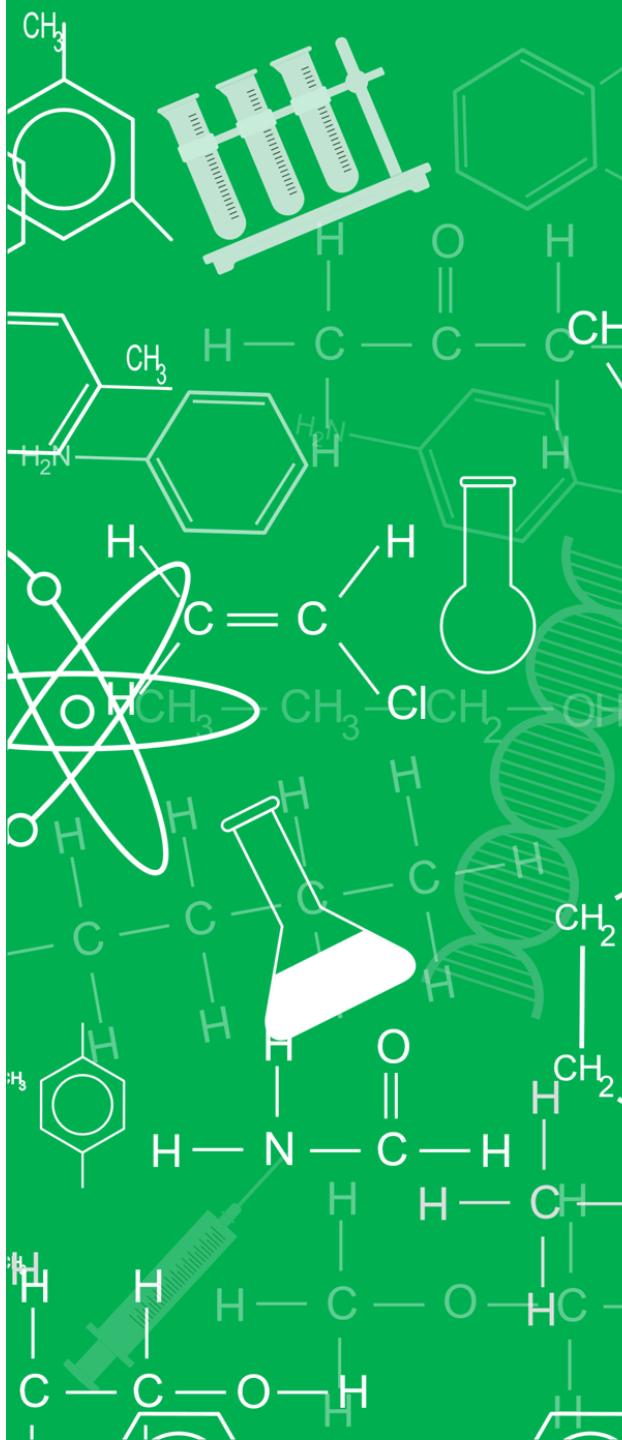
$$K_P = \frac{P_{C, eq}^c \cdot P_{D, eq}^d}{P_{A, eq}^a \cdot P_{B, eq}^b}$$

[i] e P_i corrispondono ai valori di concentrazione molare e pressione parziale delle specie reagenti in qualsiasi condizione: **sia all'equilibrio, che non all'equilibrio.**

$$Q_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$\begin{aligned} Q &> K \\ Q &= K \\ Q &< K \end{aligned}$$

Sistema si sposta verso **reagenti**
Equilibrio
Sistema si sposta verso **prodotti**

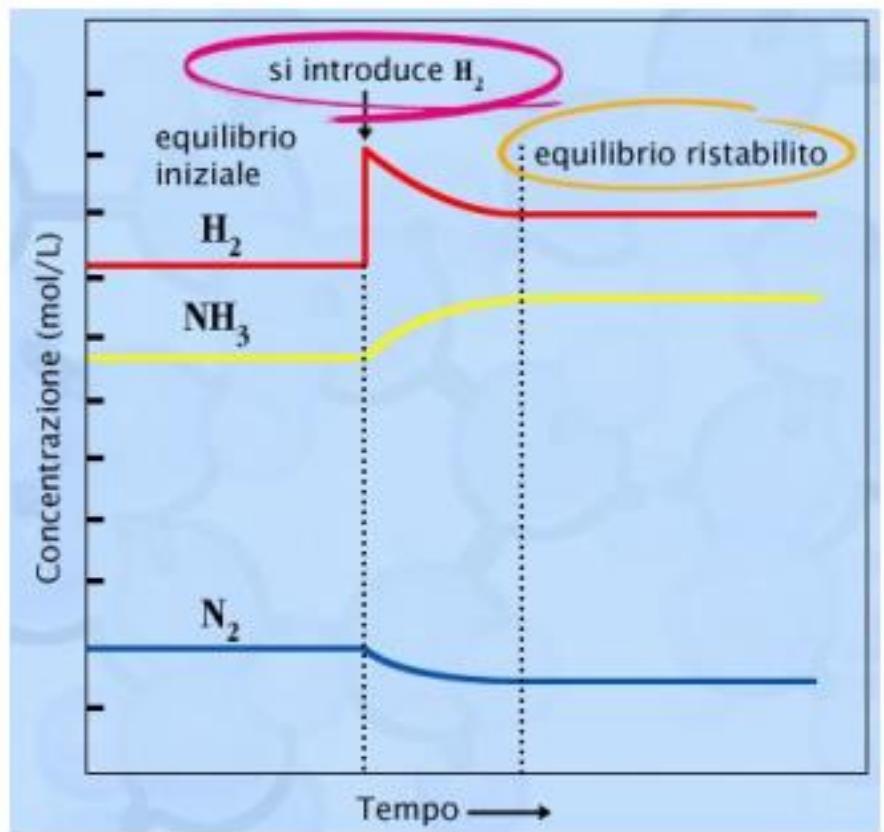


RIPASSO TEORICO

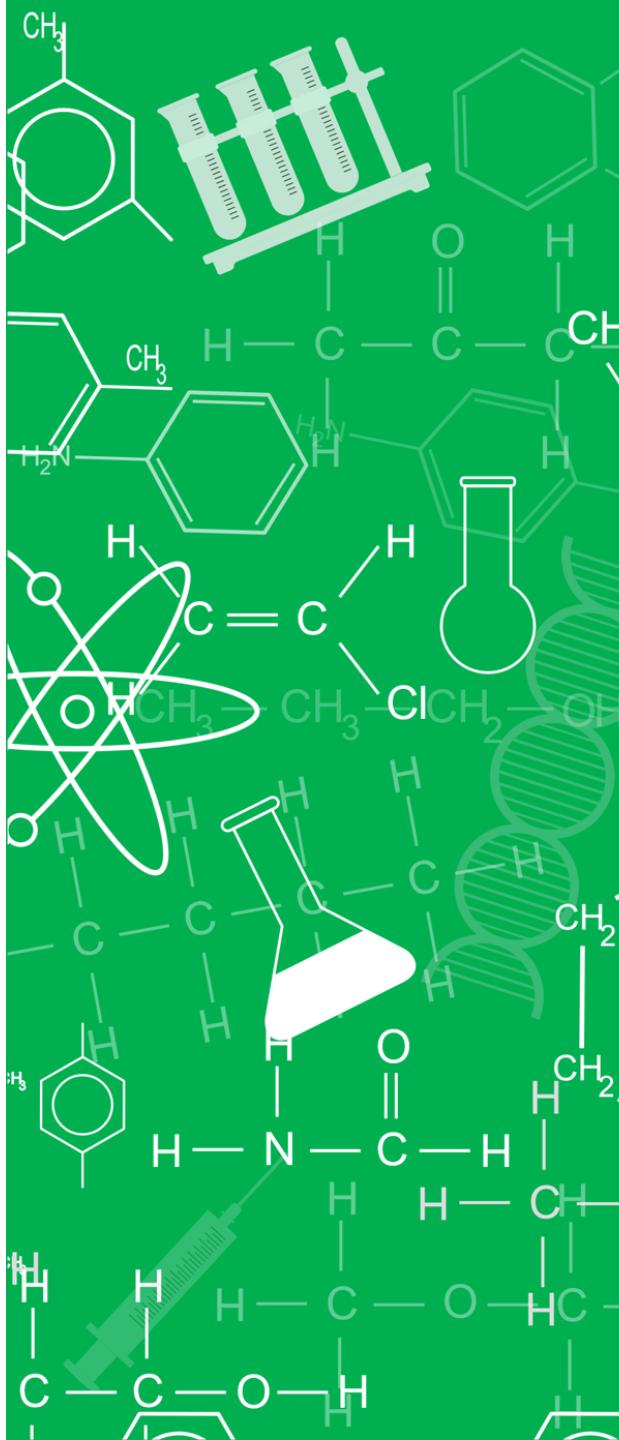
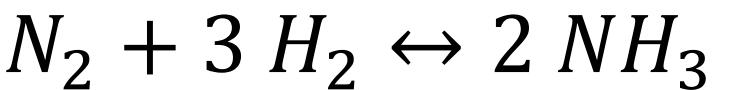
Principio di Le Châtelier:

Quando un sistema in equilibrio è soggetto ad una modifica dall'esterno, esso reagisce per bilanciare tale modifica.

Questo succede sia che la modifica sia di tipo chimico (ES: aggiunta di reagenti/prodotti) che di tipo fisico (ES: variazione di V, T, P).



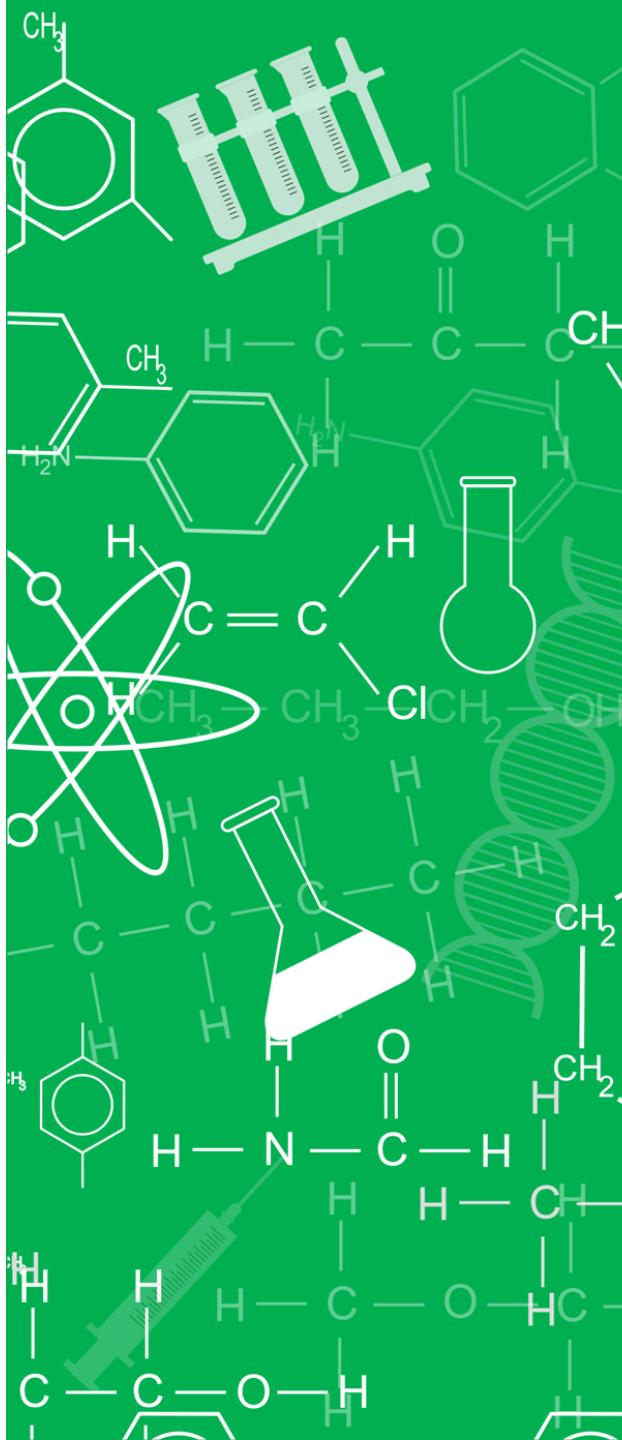
ESEMPIO: Processo Haber per la sintesi dell'ammoniaca



RIPASSO TEORICO

Principio di Le Châtelier: Quando un sistema in equilibrio è soggetto ad una modifica dall'esterno, esso reagisce per bilanciare tale modifica. Questo succede sia che la modifica sia di tipo chimico (ES: aggiunta di reagenti/prodotti) che di tipo fisico (ES: variazione di V, T, P).

Modifica	Effetto
Aggiunta di reagenti/prodotti	Spostamento dell'equilibrio verso prodotti/reagenti
Rimozione di reagenti/prodotti	Spostamento dell'equilibrio verso reagenti/prodotti
Aumento di P (o diminuzione di V)	Spostamento verso lato con meno moli in fase gassosa
Diminuzione di P (o aumento di V)	Spostamento verso lato con più moli in fase gassosa
Aumento di T	Esotermica: Spostamento verso reagenti Endotermica: Spostamento verso prodotti
Diminuzione di T	Esotermica: Spostamento verso prodotti Endotermica: Spostamento verso reagenti

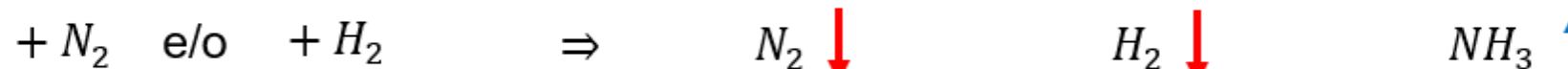


RIPASSO TEORICO

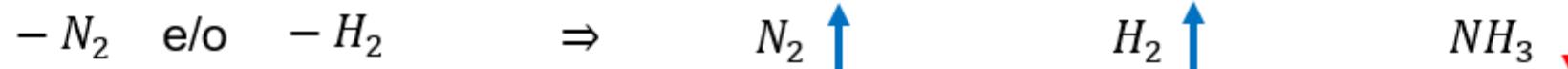


Modifica

Aggiunta di reagenti (N_2 o H_2)



Rimozione di reagenti (N_2 o H_2)



Aggiunta di prodotto (NH_3)

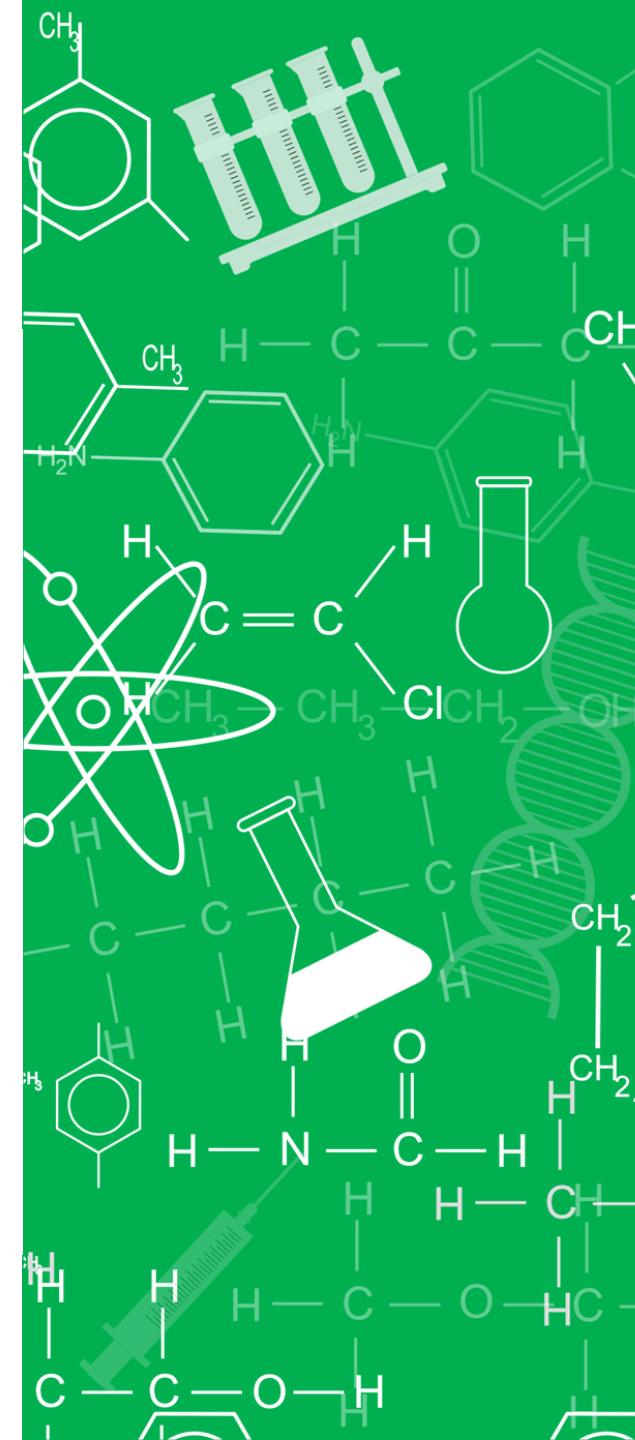


Rimozione di prodotto (NH_3)



Effetto

Spostamento dell'equilibrio verso prodotto (NH_3)

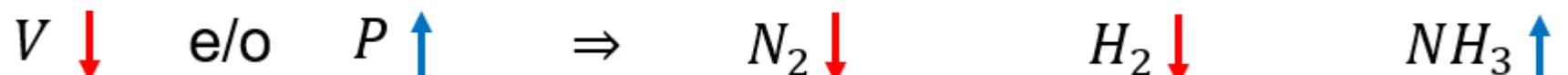


RIPASSO TEORICO



Modifica

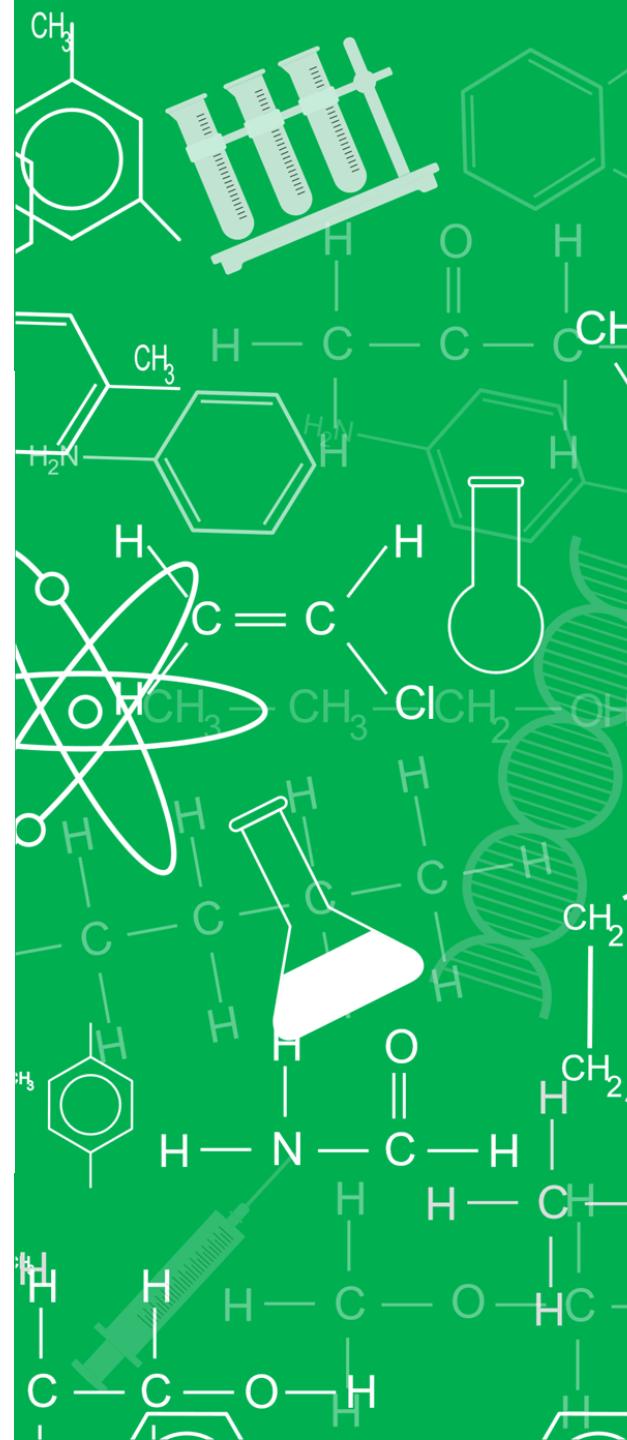
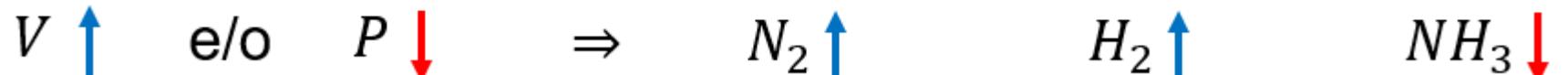
Aumento di P (o diminuzione di V)



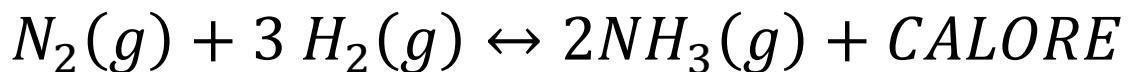
Diminuzione di P (o aumento di V)

Spostamento verso lato con **meno** moli in fase gassosa
⇒ Spostamento dell'equilibrio verso prodotto (NH_3)

Spostamento verso lato con **più** moli in fase gassosa
⇒ Spostamento dell'equilibrio verso reagenti (N_2 e H_2)



RIPASSO TEORICO



REAZIONE ESOTERMICA

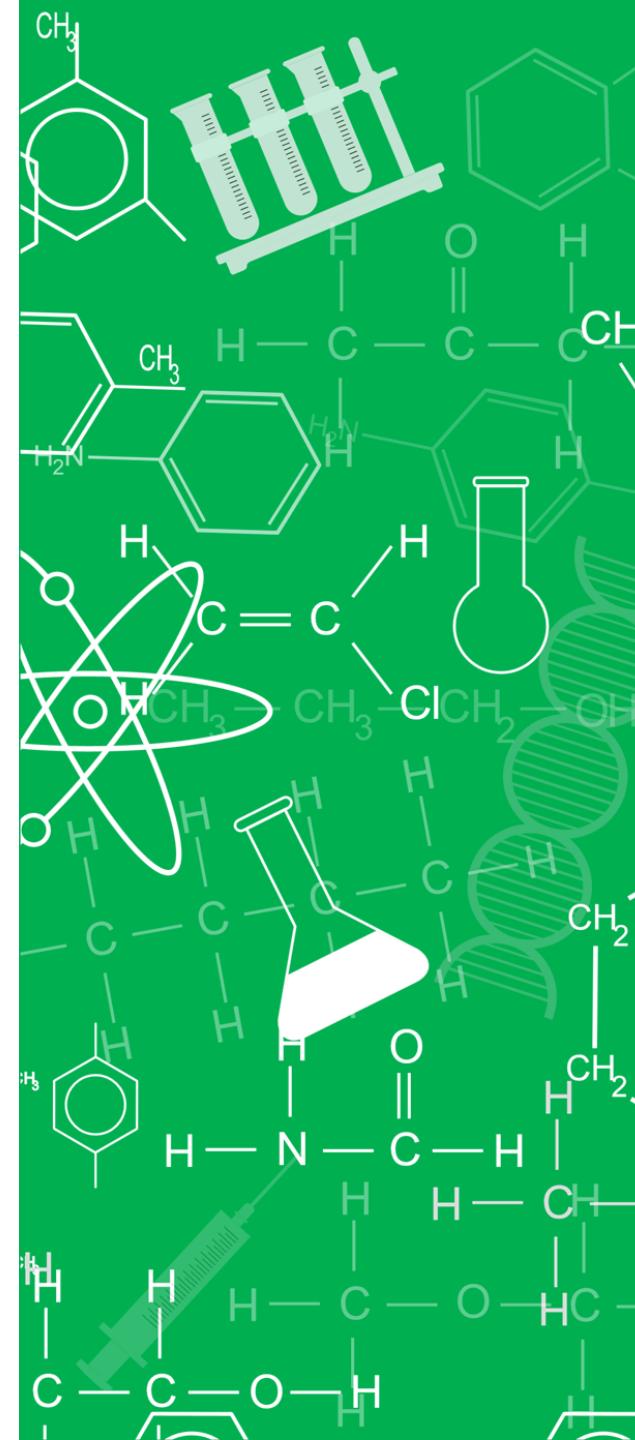
Modifica	Effetto
Aumento di T	Spostamento verso reagenti (N_2 e H_2)

$T \uparrow \Rightarrow N_2 \uparrow \quad H_2 \uparrow \quad NH_3 \downarrow$

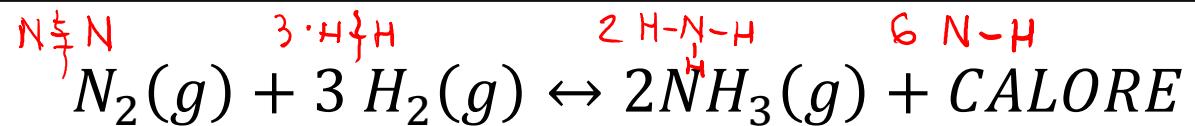


REAZIONE ENDOTERMICA

Aumento di T	Spostamento verso prodotti ($[CoCl_4]^{2-}$ e H_2O)
$T \uparrow \Rightarrow [Co(H_2O)_6]^{2+}$	$Cl^- \downarrow \quad [CoCl_4]^{2-} \uparrow \quad H_2O \uparrow$



RIPASSO TEORICO



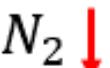
REAZIONE ESOTERMICA

Modifica

Diminuzione di T

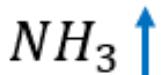
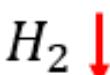


\Rightarrow



Effetto

Spostamento verso prodotto (NH_3)



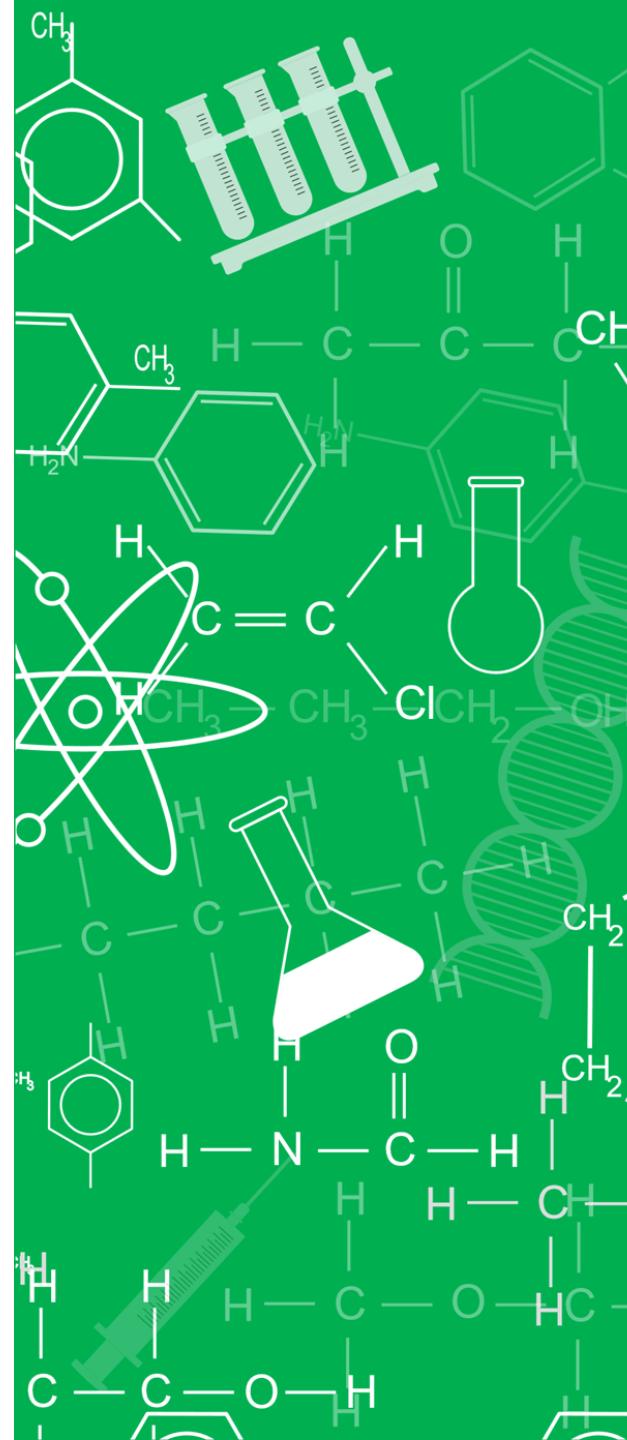
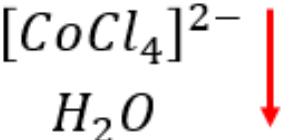
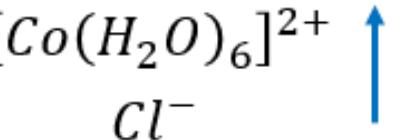
REAZIONE ENDOTERMICA

Diminuzione di T



Spostamento verso reagenti ($[Co(H_2O)_6]^{2+}$ e Cl^-)

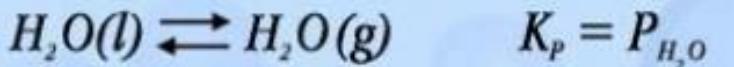
\Rightarrow



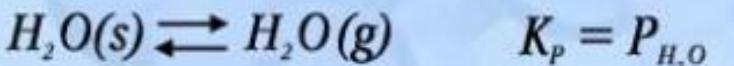
RIPASSO TEORICO

Equilibri eterogenei

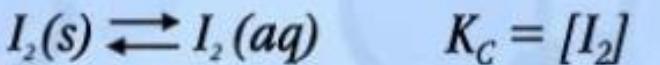
Negli equilibri eterogenei (comprendenti specie in fasi diverse), i **solidi** e i **liquidi puri NON** rientrano nell'espressione di K_{eq}



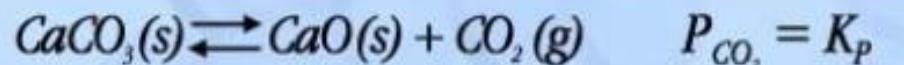
in un equilibrio liquido/gas, il liquido non compare in K



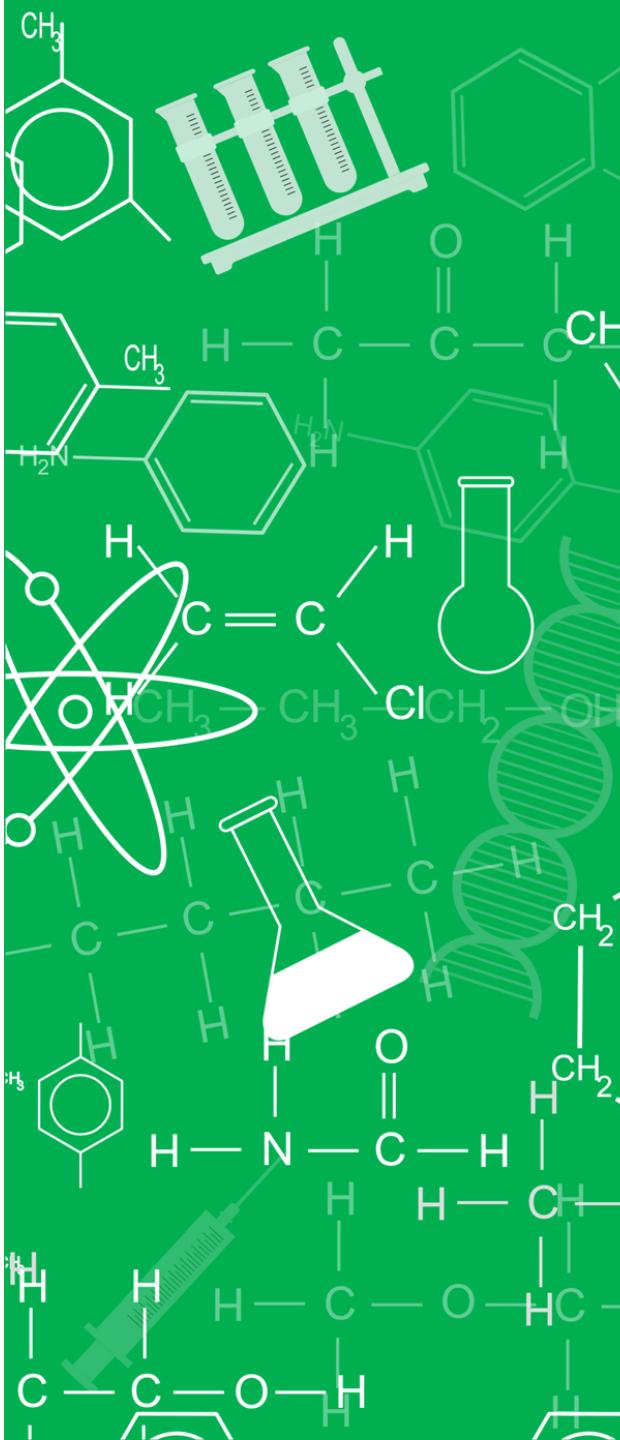
in un equilibrio solido/gas, il solido non compare in K



in un equilibrio solido puro/solido dissolto, il solido puro non compare in K



in un sistema fase gassosa/fasi solide, i solidi non compaiono in K



RIPASSO TEORICO

Relazioni tra le costanti di equilibrio:

$$\text{Eq. 1} \quad A \leftrightarrow C \quad K_1 = \frac{[C]}{[A]}$$

$$\text{Eq. 2} \quad B \leftrightarrow D \quad K_2 = \frac{[D]}{[B]}$$

$$\text{Eq. 3} = \text{Eq. 1} + \text{Eq. 2}$$



$$K_3 = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} = K_1 \cdot K_2$$

$$\text{Eq. 4} = 2 \cdot \text{Eq. 1}$$

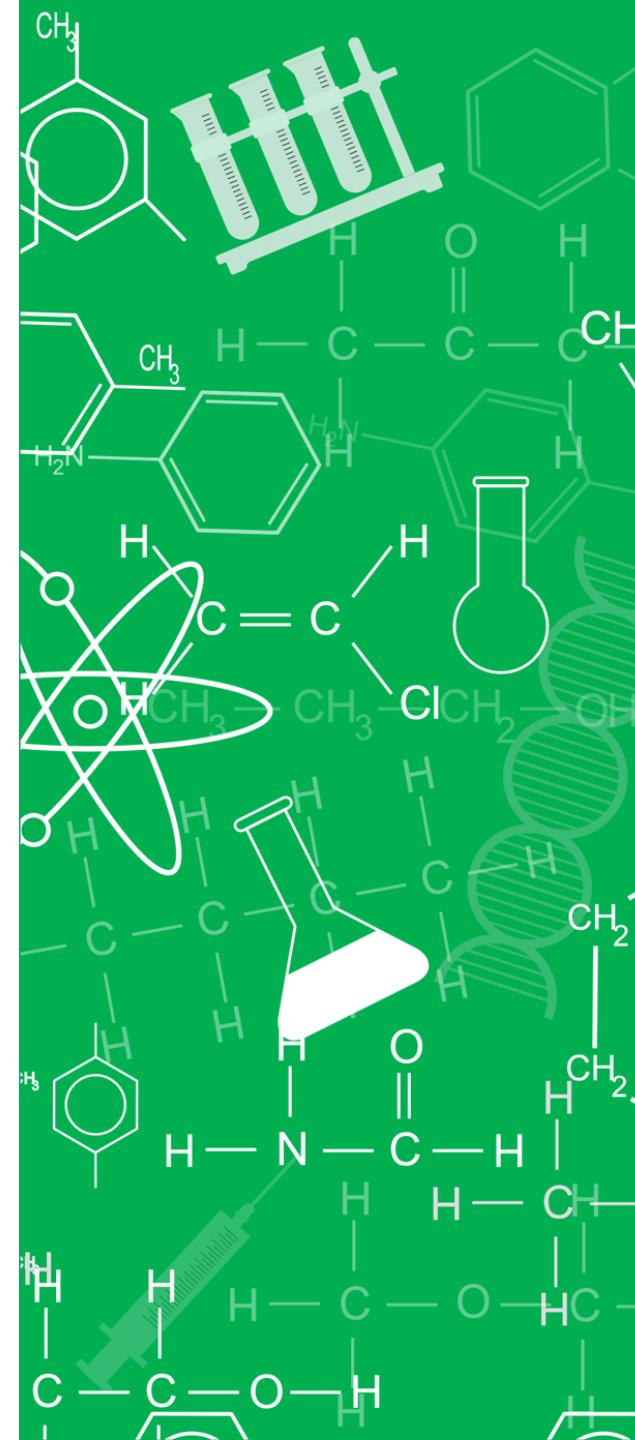


$$K_4 = \frac{[C]^2}{[A]^2} = (K_1)^2$$

$$\text{Eq. 5} = \text{Inversa di Eq. 1}$$



$$K_5 = \frac{[A]}{[C]} = \frac{1}{K_1}$$



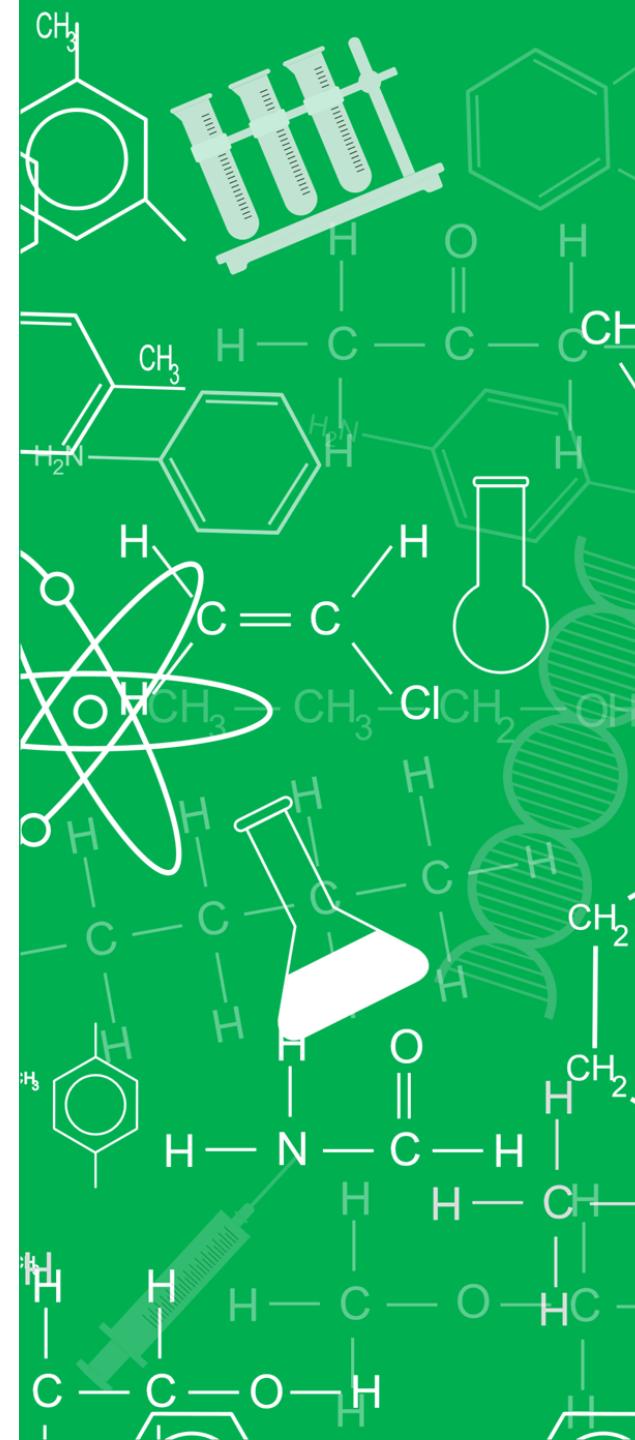
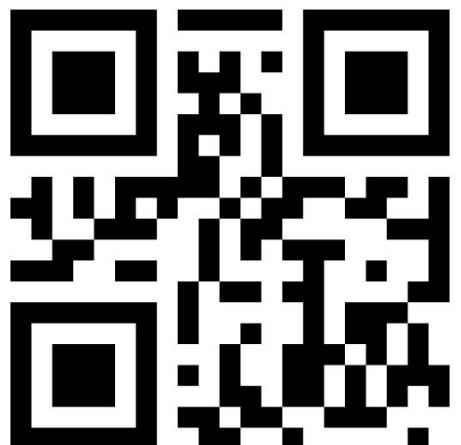
REGISTRAZIONE

Per registrare la tua presenza al tutorato:

- Vai sul sito www.tutorapp.polimi.it
e inserisci il mio codice persona

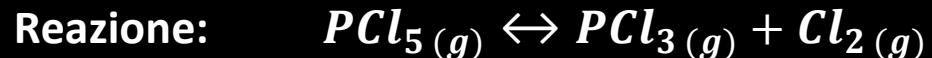
10488783

- Oppure scansiona il QR Code



ESERCIZI

1. In un pallone da 1.5 L vengono introdotte 0.1 mol di $\text{PCl}_5(g)$ e il pallone viene mantenuto ad una temperatura di 227 °C finché si stabilisce l'equilibrio. Qual è la pressione totale dei gas all'equilibrio contenuti nel pallone?



$$\Delta H^\circ_R = 87.9 \text{ kJ/mol} \quad \Delta S^\circ_R = 170.3 \text{ J/(mol·K)}$$

$$V = 1.5 \text{ L}$$

$$n_{\text{PCl}_5} = 0.1 \text{ mol}$$

$$T = 227^\circ\text{C} = 500 \text{ K}$$

$$\bullet P_{\text{TOT}} = ?$$

$$K_p : \Delta G = \Delta H^\circ_R + R \cdot T \cdot \ln(Q) \xrightarrow{\text{Eq}} \frac{\Delta H^\circ_R}{Q} = -R \cdot T \cdot \ln(K_p) \Rightarrow K_p = \exp\left(-\frac{\Delta H^\circ_R}{R \cdot T}\right)$$

$$\Delta H^\circ_R = \Delta H^\circ_R - T \cdot \Delta S^\circ_R = 87.9 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}} - 500 \text{ K} \cdot 170.3 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 2.75 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Rightarrow K_p = \exp\left(-\frac{2.75 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 500 \text{ K}}\right) = 0.516 \approx 0.52$$

ESERCIZI

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P_{\text{PCl}_5}^{\circ} = \frac{n_{\text{PCl}_5} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0.1 \text{ mol} \cdot 0.082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 500 \text{ K}}{1.5 \text{ L}} = 2.73 \text{ atm}$$

	$\text{PCl}_5 \text{ (g)}$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3 \text{ (g)}$	$+ \text{ Cl}_2 \text{ (g)}$
Mizio	2.73 atm	/	/	
Δ	-x	+x	+x	
Eq.	$2.73 - x$	+x	+x	

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{+x \cdot +x}{2.73 - x} = \frac{x^2}{2.73 - x} = 0.52$$

$$x^2 = K_p(2.73 - x) = 2.73 \cdot K_p - K_p \cdot x$$

$$x^2 + K_p \cdot x - 2.73 \cdot K_p = 0$$

ESERCIZI

$$x_{1,2} = \frac{-K_p \pm \sqrt{K_p^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-2.73 K_p)}}{2 \cdot 1} = \begin{cases} x_1 = 0.96 & \checkmark \\ x_2 = -1.48 & \times \end{cases}$$

$$\Rightarrow P_{\text{PCl}_5} = 2.73 - 0.96 = 1.77 \text{ atm}$$

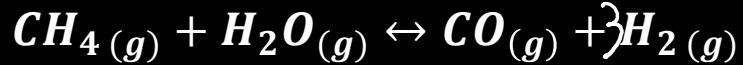
$$P_{\text{PCl}_3} = 0.96 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = 0.96 \text{ atm}$$

$$\Rightarrow P_{\text{TOT}} = P_{\text{PCl}_5} + P_{\text{PCl}_3} + P_{\text{Cl}_2} = 3.69 \text{ atm}$$

ESERCIZI

2. Data la seguente reazione (da bilanciare):



Prevedere se e come si sposta l'equilibrio, a temperatura costante, in seguito a:

- a. Un aumento di volume del reattore che contiene la miscela in equilibrio.
- b. Un'aggiunta di CH_4
- c. Una rimozione di H_2O
- d. Un'aggiunta di catalizzatore



Sist: si sposta per aumentare $P \Rightarrow DX$, verso i prodotti



Sist: si sposta per consumare $CH_4 \Rightarrow DX$



Sist: si sposta per produrre $H_2O \Rightarrow SX$



ESERCIZI

3. Un recipiente contiene inizialmente H_2S alla pressione di 10.00 atm, a 800 K. Quando la reazione:



ha raggiunto l'equilibrio, la pressione parziale dei vapori di S_2 è di 0.02 atm. Calcolare K_p .

$$T = 800 \text{ K}$$

$$P_{\text{H}_2\text{S}}^{\text{inizio}} = 10 \text{ atm}$$

$$P_{\text{S}_2, \text{eq}} = 0.02 \text{ atm}$$

$$\cdot K_p = ?$$

$$K_p = \frac{P_{\text{S}_2}^{\text{eq}} \cdot (P_{\text{H}_2}^{\text{eq}})^2}{(P_{\text{H}_2\text{S}}^{\text{inizio}})^2}$$

	2 H_2S	\rightleftharpoons	2 H_2 + S_2
inizio	10 atm	/	/
Δ	- 2x	+ 2x	+ x
Eq	10 - 2x	2x	x

$$P_{\text{S}_2}^{\text{eq}} = 0.02 \text{ atm} = x \Rightarrow P_{\text{H}_2}^{\text{eq}} = 2x = 0.04 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{S}}^{\text{eq}} = 10 - 2x = 9.96 \text{ atm}$$

ESERCIZI

$$K_p = \frac{0.02 \cdot (0.04)^2}{(9.86)^2} = 3.22 \cdot 10^{-7}$$



ESERCIZI

4. La costante di equilibrio per la reazione di isomerizzazione del butano:



è pari a 2.5 a 25 °C. Se 1.75 mol di butano e 1.25 mol di isobutano sono mescolate tra loro, il sistema è all'equilibrio? Se non lo è, quale composto incrementa la sua concentrazione mentre la reazione procede verso l'equilibrio? Calcolare la quantità dei due composti quando il sistema raggiunge l'equilibrio.

$$K_c = 2.5 \text{ } @ 25^\circ\text{C}$$

$$n_B^{\circ} = 1.75 \text{ mol}$$

$$n_{Is}^{\circ} = 1.25 \text{ mol}$$

$$\bullet \bar{E}_{eq} = ?$$

$$K_c = \frac{[Is]_{eq}}{[B]_{eq}} = 2.5$$

$$Q = \frac{[Is]_0}{[B]_0} = \frac{\frac{n_{Is}^{\circ}}{x}}{\frac{n_B^{\circ}}{x}} = \frac{n_{Is}^{\circ}}{n_B^{\circ}} = \frac{1.25 \text{ mol}}{1.75 \text{ mol}} = 0.714$$

$\Rightarrow Q < K_c \rightarrow \bar{E}_{eq.} \text{ si sposta verso il prodotto (x)}$

ESERCIZI

	Butano	\leftrightarrow	Isobutano
Initiali	1.75 mol		1.25 mol
Δ	- x		+ x
Eq.	1.75 - x		1.25 + x

$$K_C = \frac{[Is]_{eq}}{[B]_{eq}} = \frac{n_{Is,eq}}{n_{B,eq}} = \frac{1.25 + x}{1.75 - x}$$

$$(1.75 - x) K_C = 1.25 + x$$

$$1.75 \cdot K_C - K_C \cdot x = 1.25 + x$$

$$1.75 \cdot 2.5 - 2.5x = 1.25 + x$$

$$3.125 = 3.5x$$

$$\Rightarrow x = \frac{3.125}{3.5} = 0.893$$

$$0 < x < n_B^{\circ}$$

$$n_{Is,eq} = 1.25 + x = 1.25 + 0.893$$

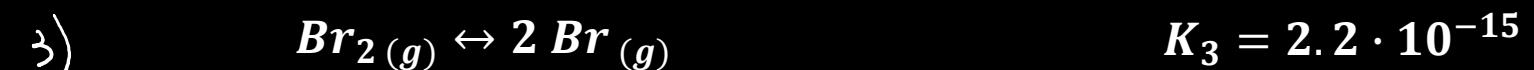
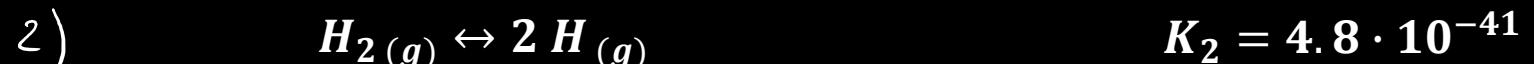
$$= 2.143 \text{ mol}$$

$$n_{B,eq} = 1.75 - x = 1.75 - 0.893$$

$$= 0.857 \text{ mol}$$

ESERCIZI

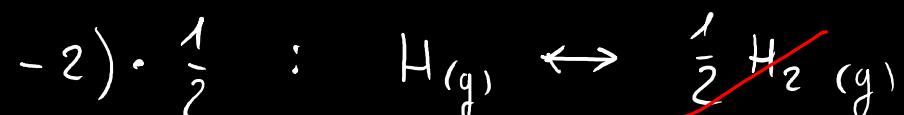
5. Le seguenti costanti di equilibrio sono state misurate a 500 K:



Calcolare la K_p per la reazione tra un atomo di H e uno di Br per dare HBr:



$$1) \cdot \frac{1}{2} - 2) \cdot \frac{1}{2} - 3) \cdot \frac{1}{2}$$



ESERCIZI

$$1) \cdot \frac{1}{2} - 2) : \frac{1}{2} - 3) \cdot \frac{1}{2}$$

$$K_p = (K_1)^{\frac{1}{2}} \cdot \left(\frac{1}{K_2}\right)^{\frac{1}{2}} \cdot \left(\frac{1}{K_3}\right)^{\frac{1}{2}} = (7.9 \cdot 10^{-11})^{\frac{1}{2}} \cdot \left(\frac{1}{4.8 \cdot 10^{-41}}\right)^{\frac{1}{2}} \cdot \left(\frac{1}{2.2 \cdot 10^{-5}}\right)^{\frac{1}{2}}$$
$$\underline{= 1.44 \cdot 10^{+20}}$$

ESERCIZI

6. La costante di equilibrio K_c (= 55.64) per la reazione



è stata determinata a 425 °C. Se in un matraccio da 0.5 L sono mescolate 1.00 mol di H_2 e 1.00 mol di I_2 , a 425 °C, quali saranno le concentrazioni in equilibrio di H_2 , I_2 e HI ?

$$K_c = 55.64 \text{ @ } 425^\circ\text{C}$$

$$T = 425^\circ\text{C} = \text{cost}$$

$$n_{H_2}^{\circ} = n_{I_2}^{\circ} = 1.00 \text{ mol}$$

$$V = 0.5 \text{ L}$$

$$\bullet [H_2], [I_2], [HI] = ?$$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$[H_2]_0 = \frac{n_{H_2}^{\circ}}{V} = \frac{1 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 2 \text{ M}$$

$$[I_2]_0 = \frac{n_{I_2}^{\circ}}{V} = \frac{1 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 2 \text{ M}$$

	H_2	I_2	\leftrightarrow	$2 HI$
Inizio	2 M	2 M	/	
Δ	$-x$	$-x$	$2x$	
Eq	$2-x$	$2-x$	$2x$	

$$\Rightarrow K_c = \frac{(2x)^2}{(2-x)(2-x)}$$

ESERCIZI

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

Se $2-x \neq 0$ $\rightarrow \sqrt{k_c} = \sqrt{\frac{(2x)^2}{(2-x)^2}} = \frac{2x}{2-x}$

$$2x = \sqrt{k_c} (2-x) = 7.459 (2-x) = 14.9 - 7.459 \cdot x$$

$$14.9 = 9.459 \cdot x$$

$$\Rightarrow x = \frac{14.9}{9.459} = 1.58$$

$$\Rightarrow [\mu_2]_{eq} = [I_2]_{eq} = 2 - x = 2 - 1.58 = 0.42 \text{ M}$$

$$[H\bar{I}]_{eq} = 2x = 2 \cdot 1.58 = 3.16 \text{ M}$$

ESERCIZI

7. Si consideri che la costante di equilibrio per l'isomerizzazione del butano:



sia 2.5. Il sistema è originariamente all'equilibrio con $[\text{butano}] = 1.0 \text{ M}$ e $[\text{isobutano}] = 2.5 \text{ M}$.

- Se 0.50 mol/L di isobutano vengono improvvisamente aggiunte e il sistema si sposta verso una nuova posizione di equilibrio, quale sarà la concentrazione di equilibrio di ogni specie?
- Se 0.50 mol/L di butano vengono improvvisamente aggiunte e il sistema si sposta verso una nuova posizione di equilibrio, quale sarà la concentrazione di equilibrio di ogni specie?

$$K_{\text{eq}} = 2.5$$

$$[\text{B}]_0 = 1 \text{ M}$$

$$[\text{Is}]_0 = 2.5 \text{ M}$$

a) $\Delta [\text{Is}] = 0.5 \text{ M} \Rightarrow [\text{Is}]_0 = 2.5 \text{ M} + \Delta [\text{Is}] = 3 \text{ M}$

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{Is}]}{[\text{B}]} \rightarrow$$

$$Q = \frac{[\text{Is}]}{[\text{B}]} = \frac{3}{1} = 3 \\ \Rightarrow Q > K_{\text{eq}}$$

$\text{Butano} \leftrightarrow \text{Isobutano}$		
	Initio	
	1 M	3 M
Δ	+ x	- x
	Eq ₁	1 + x
		3 - x

ESERCIZI

$$K_{eq} = \frac{3-x}{1+x} = 2.5$$

$$K_{eq}(1+x) = 3-x$$

$$K_{eq} + x \cdot K_{eq} = 3 - x$$

$$2.5 + 2.5 \cdot x = 3 - x$$

$$x = \frac{0.5}{3.5} = 0.14 \quad \Rightarrow$$

$$[Is]_1 = 3 - x = 3 - 0.14 = 2.86 \text{ M}$$

$$[B]_1 = 1 + x = 1 + 0.14 = 1.14 \text{ M}$$

b) $\Delta[B] = 0.5 \text{ M} \Rightarrow [B]_0 = 1 - \Delta[B] = 1.5 \text{ M}, [Is]_0 = 2.5 \text{ M}$

	Butano	\leftrightarrow	Isobutano
Inizio	1.5 M		2.5 M
Δ	-x		+x
Eq. 2	1.5 - x		2.5 + x

$$Q = \frac{[Is]_0}{[B]_0} = \frac{2.5}{1.5} = 1.67$$

$Q < K_{eq} \Rightarrow \text{Eq. verso DX}$

ESERCIZI

$$K_{eq} = \frac{[IS]_2}{[B]_2} = \frac{2.5+x}{1.5-x}$$

$$K_{eq}(1.5-x) = 2.5+x$$

$$2.5(1.5-x) = 2.5+x$$

$$x = \frac{1.25}{3.5} = 0.36 \Rightarrow [B]_2 = 1.5 - x = 1.14 \text{ M}$$

$$[IS]_2 = 2.5 + x = 2.86 \text{ M}$$

ESERCIZI

8. Si supponga di porre 0.086 mol di Br_2 in un matraccio del volume di 1.26 L e di riscalarlo a 1756 K, temperatura alla quale l'alogeno si dissocia nei propri atomi:



Calcolare il valore di K_c sapendo che a questa temperatura il Br_2 si dissocia per il 3.7%.

• $K_c = ?$

$$V = 1.26 \text{ L} \quad T = 1756 \text{ K} \quad n_{\text{Br}_2}^{\circ} = 0.086 \text{ mol}$$

$$\text{Dissociaz.} = 3.7\%.$$

Dissociazione al 3.7%. \rightarrow

3.7% Br_2 iniziale reagisce
96.3% Br_2 iniziale rimane tale



$$\begin{aligned} [\text{Br}_2]_{\text{eq}} &= [\text{Br}_2]_0 - [\text{Br}_2]_{\text{reagito}} \\ &= [\text{Br}_2]_0 - [\text{Br}_2]_0 \cdot 3.7\% \\ &= [\text{Br}_2]_0 \left(1 - \frac{37}{100}\right) \end{aligned}$$

ESERCIZI

$$[\text{Br}_2]_0 = \frac{n^{\circ}_{\text{Br}_2}}{V} = \frac{0.086 \text{ mol}}{1.26 \text{ L}} = 0.068 \text{ M}$$

$$[\text{Br}_2]_{\text{eq}} = 0.068 \cdot \left(1 - \frac{37}{100}\right) = 0.0655 \text{ M}$$

$$\Delta [\text{Br}_2] = [\text{Br}_2]_0 - [\text{Br}_2]_{\text{eq}} = 0.068 - 0.0655 = 0.0025 \text{ M}$$

$$K_c = \frac{[\text{Br}]^2_{\text{eq}}}{[\text{Br}_2]_{\text{eq}}} \Rightarrow$$

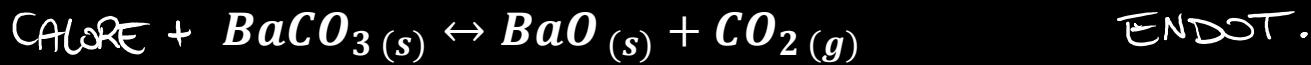
	Br_2	\rightleftharpoons	2 Br
Inizio	0.068 M	/	
Δ	$-x = -0.0025 \text{ M}$	$+ 2x$	
Eq	0.0655 M	$2x$	

$$\Rightarrow x = 0.0025 \text{ M} \rightarrow [\text{Br}]_{\text{eq}} = 2x = 2 \cdot 0.0025 \text{ M} = 0.005 \text{ M}$$

$$\Rightarrow K_c = \frac{(0.005)^2}{0.0655} = 3.9 \cdot 10^{-4}$$

ESERCIZI

9. Il riscaldamento di un carbonato metallico determina la sua decomposizione:



Prevedere l'effetto sull'equilibrio di ognuno dei cambiamenti elencati di seguito:

- a. Aggiunta di BaCO_3
- b. Aggiunta di CO_2
- c. Aggiunta di BaO
- d. Incremento di temperatura
- e. Aumento del volume del contenitore di reazione



(s) NON contribuisce a Eq. \Rightarrow l'Eq NON si sposta



Sistema si sposta per consumare $\text{CO}_2 \Rightarrow$ Eq. si sposta a SX



L'Eq NON si sposta

ESERCIZI

d) $T \uparrow$



Sistema si sposta per consumare CALORE $\Rightarrow DX$



1 IONICO

e) $V \downarrow \Leftrightarrow P \downarrow$

Sistema si sposta per aumentare P $\Rightarrow DX$

CONTATTI

Per dubbi, domande, chiarimenti e proposte di esercizi da risolvere nelle lezioni successive:



alessandro.marchetti@polimi.it



Alessandro Marchetti
(10488783)

