



L'EQUILIBRIO CHIMICO



L'EQUILIBRIO CHIMICO

11.A PRE-REQUISITI

11.B PRE-TEST

11.C OBIETTIVI

11.3.3 VARIAZIONI DI TEMPERATURA

11.V VERIFICA SE HAI CAPITO

ESERCIZI



11.1 INTRODUZIONE: L'EQUILIBRIO DINAMICO



11.2 REAZIONI CHIMICHE DI EQUILIBRIO E COSTANTE DI EQUILIBRIO

11.2.1 ESERCIZI SVOLTI



11.3 FATTORI CHE INFLUENZANO L'EQUILIBRIO: IL PRINCIPIO DI LE CHATELIER

11.3.1 VARIAZIONI DI CONCENTRAZIONE

11.3.2 VARIAZIONI DI PRESSIONE





L'EQUILIBRIO CHIMICO



11.A PRE-REQUISITI

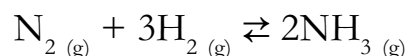


Prima di iniziare a lavorare su questa Unità, dovresti essere in grado di:

- spiegare il significato di una reazione chimica e del simbolo che la rappresenta;
- distinguere nel simbolo di reazione i reagenti dai prodotti ed individuare i relativi coefficienti stechiometrici;
- spiegare che cosa si intende per tensione di vapore di un liquido;
- definire la pressione parziale dei componenti di una miscela gassosa;
- risolvere semplici equazioni di primo e secondo grado;
- definire la velocità di reazione e la sua relazione con la concentrazione delle specie presenti.



Data la reazione esotermica:



Scrivi la costante di equilibrio e indica come si sposta l'equilibrio se:

- si aggiunge H_2
- si sottrae N_2
- si sottrae il prodotto NH_3
- si aumenta la pressione
- si diminuisce la temperatura

[Soluzione](#)

11.C OBIETTIVI

Al termine di questa Unità dovrai essere in grado di:

- comprendere il significato di equilibrio dinamico in riferimento a trasformazioni di natura fisica e chimica;
- partendo da una generica reazione chimica, descrivere in che modo si stabilisce l'equilibrio, spiegando come variano le concentrazioni di reagenti e prodotti e le velocità di reazione nel tempo;
- scrivere la costante di equilibrio di una qualsiasi reazione e spiegarne il significato;



L'EQUILIBRIO CHIMICO



- comprendere la portata generale della legge dell'equilibrio chimico, distinguendo tra K_c e K_p ;
- date una reazione di equilibrio e la relativa costante di equilibrio, calcolare le concentrazioni di tutte le specie presenti all'equilibrio;
- enunciare il principio di Le Chatelier e comprenderne il significato;
- valutare lo spostamento dell'equilibrio su una reazione chimica al variare di concentrazione dei reagenti e/o dei prodotti, temperatura e pressione.



11.1 INTRODUZIONE: L'EQUILIBRIO DINAMICO



Per definire la *tensione di vapore* di un liquido (cioè la pressione esercitata da un vapore in equilibrio con il liquido), abbiamo fatto riferimento ad una situazione di equilibrio, che può stabilirsi in un recipiente chiuso mantenuto a temperatura costante, parzialmente riempito di un liquido. Si verifica in questo caso la progressiva evaporazione del liquido fino al raggiungimento di uno stato di equilibrio in cui apparentemente la situazione non si

modifica più. In realtà, questo stato di equilibrio è un EQUILIBRIO DINAMICO e le proprietà macroscopiche del sistema non variano perché il numero di particelle che abbandonano il liquido per evaporazione è bilanciato da un uguale numero di particelle di gas che condensano allo stato liquido. Questo tipo di equilibrio sembra verisimile in una situazione, come quella descritta, in cui le particelle sono in continuo movimento e sarebbe difficile associarle ad un equilibrio di tipo statico. Il movimento delle molecole continua anche dopo il raggiungimento dell'equilibrio ed i due fenomeni opposti (evaporazione-condensazione) si controbilanciano, per cui dall'esterno le proprietà appaiono costanti.

Un'analoga situazione si osserva se si aggiunge zucchero in acqua fino a quando, anche mescolando, non è più possibile scioglierlo tutto; in questo caso (di cui ci occuperemo a proposito degli *equilibri di solubilità*), si stabilisce un equilibrio dinamico tra soluto e soluzione e, se il sistema non viene modificato, le proprietà macroscopiche non variano. Tuttavia, trattandosi di un equilibrio dinamico,



L'EQUILIBRIO CHIMICO



possiamo prevedere che la dissoluzione continui e che le particelle di soluto che passano nella soluzione in un certo tempo siano bilanciate da un uguale numero di particelle che si ricongiungono al solido.



CARATTERISTICHE FONDAMENTALI DELL'EQUILIBRIO DINAMICO:

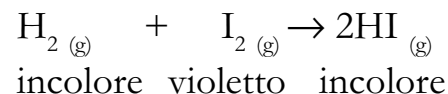


- le proprietà macroscopiche del sistema si mantengono costanti in determinate condizioni;
- i processi microscopici continuano, ma le proprietà macroscopiche non variano, in quanto processi opposti si bilanciano;
- l'equilibrio può essere raggiunto in entrambi i sensi, sia partendo dai reagenti, che dai prodotti (in questo caso la reazione viene definita reversibile);
- l'equilibrio può essere raggiunto solo in un sistema chiuso, che non scambia materia con l'esterno.

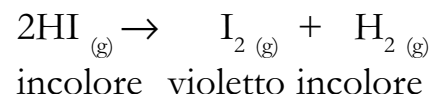


11.2 REAZIONI CHIMICHE DI EQUILIBRIO E COSTANTE DI EQUILIBRIO

Consideriamo la reazione di sintesi dell'acido iodidrico:



Operando ad una temperatura di circa 150°C, si osserva che la colorazione violetta, tipica dei vapori di I₂, si attenua rapidamente all'inizio, poi sempre più lentamente, e non scompare mai del tutto; ciò fa pensare che da un certo momento in poi coesistano in equilibrio i reagenti e il prodotto della reazione. D'altra parte, scaldando HI a circa 400°C si nota la comparsa del colore violetto, tipico di I₂, segno che probabilmente è avvenuta la reazione opposta:



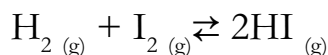


L'EQUILIBRIO CHIMICO



Si tratta quindi, di una reazione reversibile.

Tuttavia, anche la decomposizione di HI non è mai completa ed i prodotti di reazione coesistono in equilibrio con i reagenti. Possiamo quindi scrivere:



Vediamo in maggior dettaglio come si arriva all'equilibrio, valutando le due reazioni (diretta e inversa) da un punto di vista cinetico. Come detto (*urti tra particelle* e *teoria cinetica dei gas*), affinché vi sia reazione, le particelle devono urtarsi tra loro in modo efficace (per energia e orientamento); a temperatura costante, la probabilità di urto è proporzionale alla concentrazione delle specie presenti, che è in relazione con la velocità di reazione.

- quando la reazione ha inizio, la velocità della reazione verso destra (V_1) assume un valore iniziale che poi progressivamente DIMINUISCE perché diminuiscono le concentrazioni delle specie reagenti H_2 e I_2 che si consumano;

- d'altra parte, a mano a mano che si forma il prodotto HI, AUMENTA la velocità della reazione verso sinistra (V_2), che inizialmente è nulla.
- dopo un certo tempo si giunge ad una situazione di equilibrio dinamico, in cui le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti sono costanti e tali per cui le due velocità assumono lo stesso valore:

$$V_1 = V_2 \quad \text{all'equilibrio}$$

L'**EQUILIBRIO** SI STABILISCE QUANDO LE VELOCITÀ DELLA REAZIONE DIRETTA E DI QUELLA INVERSA SONO UGUALI.

In queste condizioni, il numero di particelle di HI che si formano in un certo intervallo di tempo è uguale al numero di particelle di HI che si decompongono nello stesso periodo; le concentrazioni delle specie presenti non variano più e dal punto di vista macroscopico il sistema mantiene invariate le sue proprietà.





L'EQUILIBRIO CHIMICO



Attraverso misure sperimentali è stato osservato che
AD UNA CERTA TEMPERATURA il rapporto:



$$\frac{[\text{HI}]_{\text{eq}}^2}{[\text{H}_2]_{\text{eq}} [\text{I}_2]_{\text{eq}}}$$

assume un valore costante



Questa espressione dipende dalla stechiometria della reazione: gli esponenti di ogni concentrazione corrispondono ai coefficienti stechiometrici della reazione bilanciata. Inoltre, va notato che le concentrazioni indicate sono quelle ALL'EQUILIBRIO, che vanno determinate a partire dalle concentrazioni iniziali (*esercizi svolti*).



Il valore di questo rapporto di concentrazioni è la cosiddetta COSTANTE DI EQUILIBRIO:



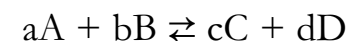
per la reazione $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ possiamo scrivere:



$$K = \frac{[\text{HI}]_{\text{eq}}^2}{[\text{H}_2]_{\text{eq}} [\text{I}_2]_{\text{eq}}}$$

Normalmente l'indice "eq" non si indica ed è sottinteso che si tratta delle concentrazioni all'equilibrio.

Generalizzando i risultati ottenuti, è possibile ricavare una **LEGGE DELL'EQUILIBRIO CHIMICO** (chiamata anche legge di azione di massa) valida per qualsiasi reazione. Per la generica reazione:



in cui a, b, c, d sono i coefficienti stechiometrici, si trova sperimentalmente che il rapporto

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

dove K è la costante di equilibrio, il cui valore è costante ad una certa temperatura.

Nell'espressione della costante di equilibrio si scrivono al numeratore le concentrazioni all'equilibrio dei prodotti e al denominatore quelle dei reagenti, ciascuna con un esponente pari al coefficiente stechiometrico che la caratterizza nel



L'EQUILIBRIO CHIMICO



simbolo di reazione bilanciato.

Dal momento che in essa compaiono le concentrazioni di reagenti e prodotti, questa costante di equilibrio viene spesso indicata con il simbolo K_c .



La relazione tra costante di equilibrio e simbolo di reazione è molto stretta; infatti, se la costante di equilibrio per la reazione $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ è:

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



la costante per la reazione inversa $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ è, alla stessa temperatura:

$$K'_c = \frac{[H_2] [I_2]}{[HI]^2}$$

dove $K' = 1/K$



Se i coefficienti di una certa reazione vengono moltiplicati tutti per uno stesso fattore (ad esempio, 2, 3, ecc.), K viene elevata ad una potenza corrispondente al fattore moltiplicativo; se, invece, i coefficienti vengono divisi per un certo fattore, bisogna estrarre la corrispondente radice di K (ad esempio, la radice quadrata se si divide per 2).

Riguardo all'unità di misura, per la reazione $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$, la costante

$$K_c = \frac{[HI]^2 (\text{mol l}^{-1})^2}{[H_2] [I_2] (\text{mol l}^{-1})^2}$$

è adimensionale, in quanto il numero di particelle dei reagenti è uguale a quello dei prodotti, per cui le unità di misura si annullano. Se le particelle di reagenti e prodotti sono in numero diverso, come nel caso della reazione $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$, la costante di equilibrio è espressa in una unità di misura data da:



L'EQUILIBRIO CHIMICO



$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2 \text{ (mol l}^{-1}\text{)}^2}{[\text{N}_2] \text{ (mol l}^{-1}\text{)} [\text{H}_2]^3 \text{ (mol l}^{-1}\text{)}^3} \quad \text{cioè} \quad \frac{1}{(\text{mol l}^{-1})^2}$$



L'ordine di grandezza della costante di equilibrio fornisce indicazioni sulla proporzione di reagenti che viene trasformata nei prodotti: un valore elevato indica che la quantità dei prodotti è maggiore rispetto a quella dei reagenti che non hanno reagito, mentre un valore basso indica che solo una piccola parte dei reagenti si è trasformata nei prodotti.

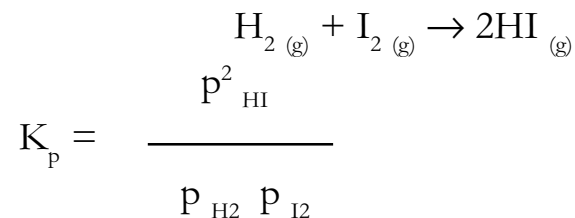


La costante di equilibrio dice quanto completa è una reazione, ma non dà informazioni sulla velocità di trasformazione dei reagenti nei prodotti, legata alla **cinetica** della reazione ed indipendente dal valore della costante.



Nelle MISCELE GASSOSE le quantità di reagenti e prodotti vengono spesso indicate in termini di pressione parziale, piuttosto che di molarità; in questo caso, è possibile scrivere una costante, indicata con K_p , del tutto simile a K_c , in cui le concentrazioni

di reagenti e prodotti vengono sostituite dalle pressioni parziali DEI COMPONENTI GASSOSI (non di quelli solidi o liquidi che eventualmente compaiono nel simbolo di reazione). Ad esempio, per la reazione



La relazione tra K_p e K_c può essere ricavata ricorrendo all'**equazione di stato dei gas perfetti** ed è data da:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

dove Δv rappresenta la differenza tra la somma dei coefficienti dei prodotti e la somma dei coefficienti dei reagenti (per una reazione



Per $\Delta v = 0$ (somma coefficienti reagenti = somma



L'EQUILIBRIO CHIMICO

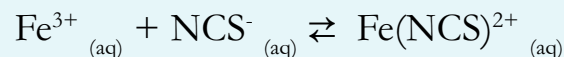


coefficienti prodotti) $K_c = K_p$

11.2.1 ESERCIZI SVOLTI



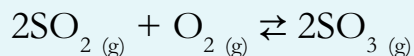
1) *Scrivi l'espressione della costante di equilibrio K_c per la reazione:*



$$K_c = \frac{[\text{Fe}(\text{NCS})^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}] [\text{NCS}^{-}]}$$



2) *Scrivi le espressioni di K_c e K_p per la reazione:*



$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{O}_2] [\text{SO}_2]^2}$$



$$K_p = \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{SO}_2}^2 P_{\text{O}_2}}$$

3) *Scrivi l'espressione della costante di equilibrio K_c per le reazioni:*



In entrambi i casi, si tratta di un equilibrio eterogeneo; la concentrazione di un solido puro varia in misura limitatissima e può essere inglobata nella costante:

$$K_c = \frac{[\text{CaO}_{(s)}] [\text{CO}_2_{(g)}]}{[\text{CaCO}_3_{(s)}]} \quad \text{oppure} \quad K'_c = [\text{CO}_2_{(g)}]$$



L'EQUILIBRIO CHIMICO



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3(g)] [\text{H}_2\text{S}(g)]}{[\text{NH}_4\text{HS}(s)]} \text{ oppure } K'_c = [\text{NH}_3(g)] [\text{H}_2\text{S}(g)]$$

4) Si sciolgono 1,0 moli di A in 1,0 l di soluzione; si stabilisce l'equilibrio $A \rightleftharpoons B$, che ha una $K_c = 0,80$. Calcola le concentrazioni di A e di B all'equilibrio.

- Inizialmente è presente 1,0 mole di A, mentre B è assente
 - si può supporre che si consumi una quantità x di A (visto che A diminuisce sarà -x); confrontando i coefficienti stechiometrici di A e di B, x è la variazione positiva di B, corrispondente alla quantità di B che si forma.
 - all'equilibrio rimarranno (1,0-x) moli di A e si saranno formate x moli di B.
- Schematicamente possiamo scrivere:

	A	\rightleftharpoons	B
Inizio	1,0		/
Variazione	-x		+x
Equilibrio	1,0 - x		x

Sostituiamo i valori di concentrazione all'equilibrio nella K_c :

$$K_c = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} = \frac{x}{1,0 - x} = 0,80$$

Risolvendo l'equazione di primo grado rispetto ad x, si ottiene $x = 0,44$; quindi

$$[\text{A}] = 1,0 - x = 0,56 \text{ M}$$

$$[\text{B}] = 0,44 \text{ M}$$



L'EQUILIBRIO CHIMICO



5) In un recipiente da 1,0 l si introducono 2,0 moli di H_2 e 1,0 mol di I_2 a $440^\circ C$ e si ha la reazione $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$; calcolare le concentrazioni di tutte le specie all'equilibrio (K_c a $440^\circ C = 50$)



Procediamo come nell'esercizio precedente, tenendo conto dei coefficienti stechiometrici:



I 1,0 2,0 /

V -x -x 2x

E 1,0 - x 2,0 - x 2x



$(2x)^2$ $4x^2$

$$K_c = \frac{(2x)^2}{(1,0 - x)(2,0 - x)} = \frac{4x^2}{x^2 - 3x + 2} = 50$$

da cui $46x^2 - 150x + 100 = 0$



$$\text{Applicando la risolvete } x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

si ottiene $x = 0,935$

Le concentrazioni all'equilibrio sono:

$$[HI] = 2x = 1,870 \text{ M}$$

$$[H_2] = 2 - x = 1,065 \text{ M}$$

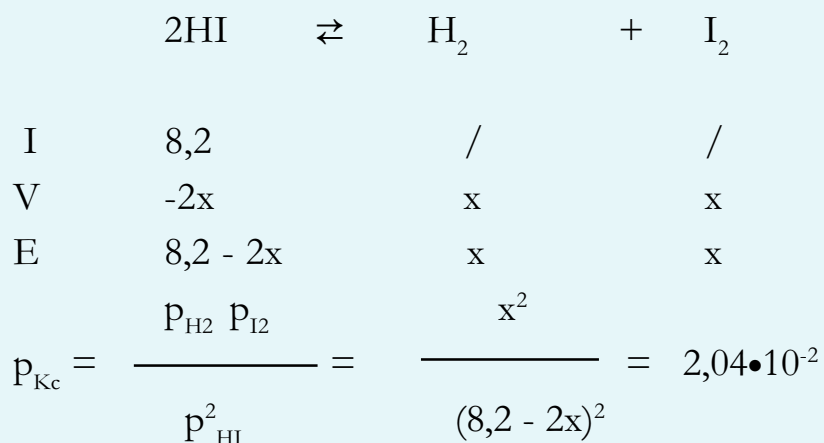
$$[I_2] = 1 - x = 0,065 \text{ M}$$

6) In un reattore in cui è stato introdotto HI alla pressione di 8,2 atm, si stabilisce l'equilibrio $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$. Calcolare le pressioni parziali di tutte le specie all'equilibrio, sapendo che alla temperatura a cui si opera $K_p = 2,04 \cdot 10^{-2}$.

Procediamo come nei casi precedenti, introducendo nello schema le pressioni parziali invece del numero di moli (la pressione parziale e le moli di ogni componente di una miscela gassosa sono tra loro proporzionali).



L'EQUILIBRIO CHIMICO



Estraendo la radice quadrata di entrambi i membri e risolvendo l'equazione, si ottiene $x = 0,91$

Le pressioni parziali all'equilibrio sono:

$$P_{HI} = 8,2 - 2x = 6,4 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = P_{I_2} = 0,91 \text{ atm}$$

11.3 FATTORI CHE INFLUENZANO L'EQUILIBRIO: IL PRINCIPIO DI LE CHATELIER

Dal punto di vista qualitativo, è possibile prevedere in un **sistema** come viene influenzato l'equilibrio da una variazione di concentrazione, di temperatura e di pressione. Si applica il

PRINCIPIO DI LE CHATELIER:

OGNI SISTEMA IN EQUILIBRIO REAGISCE
AD UNA PERTURBAZIONE ESTERNA
CON UNO SPOSTAMENTO
DELL'EQUILIBRIO CHE SI OPPONE ALLA
PERTURBAZIONE.

Si stabiliscono, quindi, nuovi valori di concentrazione che soddisfano il valore del rapporto definito dalla costante di equilibrio.

L'equilibrio non viene invece influenzato dall'eventuale presenza di un **catalizzatore**.



L'EQUILIBRIO CHIMICO



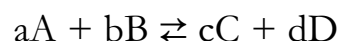
11.3.1 VARIAZIONI DI CONCENTRAZIONE



Se in un sistema all'equilibrio si varia la concentrazione di una delle specie presenti, l'equilibrio si sposta in modo da compensare la variazione di concentrazione. Così, se si diminuisce la concentrazione di un reattivo o di un prodotto, avverrà in misura maggiore la reazione che lo produce, mentre se viene aggiunta una specie, l'equilibrio si sposta in modo da favorire la reazione che permette di consumarla.



Consideriamo la generica reazione:



e supponiamo che il sistema abbia raggiunto l'equilibrio; le concentrazioni di reagenti e prodotti saranno tali per cui:

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



- Se si aggiunge un reagente (A o B), l'equilibrio

si sposta a destra (\rightarrow) in modo da consumare una maggiore quantità di reagenti;

- effetto analogo si ha allontanando un prodotto (C o D): l'equilibrio si sposta a destra (\rightarrow) per ripristinare il prodotto allontanato;
- inversamente, se si aggiunge un prodotto o si allontana un reagente, l'equilibrio si sposta a sinistra (\leftarrow).

VARIAZIONI DI CONCENTRAZIONE

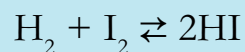
PERTURBAZIONE	Aumento di un reagente o diminuzione di un prodotto
EFFETTO	\rightarrow spostamento a destra
PERTURBAZIONE	Diminuzione di un reagente o aumento di un prodotto
EFFETTO	\leftarrow spostamento a sinistra



L'EQUILIBRIO CHIMICO



ESEMPI



- aggiunta di H_2 spostamento a destra \rightarrow
- aggiunta di HI spostamento a sinistra \leftarrow
- allontanamento di I_2 spostamento a sinistra \leftarrow
- allontanamento di HI spostamento a destra \rightarrow

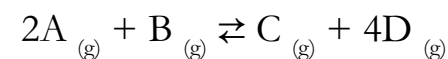


Essendo uno dei prodotti allo stato gassoso, è possibile spostare completamente l'equilibrio verso destra operando in recipiente aperto: CO_2 si allontana a mano a mano che si forma e si ha la decomposizione completa di CaCO_3 .

11.3.2 VARIAZIONI DI PRESSIONE

Sono influenzati da variazioni di pressione gli equilibri in cui la trasformazione dei reagenti nei prodotti comporta una variazione di pressione; tali variazioni possono prodursi in presenza di uno o più componenti gassosi se tra reagenti e prodotti varia il numero di moli allo stato gassoso. Infatti, in base all'equazione di stato dei gas perfetti, a parità di altre condizioni, la pressione esercitata è proporzionale al numero di moli di gas.

Consideriamo l'equilibrio:



- Si valuta se la reazione comporta un aumento o una diminuzione di moli (e quindi di pressione): in questo caso la reazione verso destra implica un aumento di pressione (si passa da 3 a 5 moli), quella verso sinistra una diminuzione di pressione.
- Se la P aumenta, l'equilibrio si sposta in modo da produrre una diminuzione di pressione, quindi



L'EQUILIBRIO CHIMICO



verso sinistra.

- Se la P diminuisce, l'equilibrio si sposta in modo da produrre un aumento di pressione, quindi verso destra.



VARIAZIONI DI PRESSIONE



	CONDIZIONE: moli reagenti > moli prodotti	
PERTURBAZIONE:	Aumento di P	diminuzione di P
EFFETTO:	→ spostamento a destra	← spostamento a sinistra



	CONDIZIONE: moli reagenti < moli prodotti	
PERTURBAZIONE:	Aumento di P	diminuzione di P
EFFETTO:	← spostamento a sinistra	→ spostamento a destra



	CONDIZIONE: moli reagenti = moli prodotti	
PERTURBAZIONE:	Aumento o diminuzione di P	
EFFETTO:	nessuno	



	CONDIZIONE: reattivi e prodotti tutti solidi, liquidi o sciolti in soluzione	
PERTURBAZIONE:	Aumento o diminuzione di P	
EFFETTO:	nessuno	

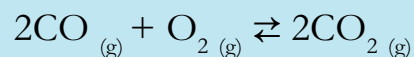




L'EQUILIBRIO CHIMICO

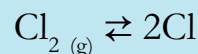


ESEMPI



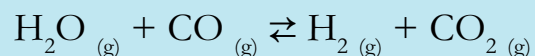
Dalla stechiometria della reazione, risulta che la reazione verso destra comporta una diminuzione di P (da 3 moli a 2 moli)

- aumento di P spostamento a destra →
- diminuzione di P spostamento a sinistra ←



La reazione verso destra produce un aumento di P (da 1 mole a 2 moli)

- aumento di P spostamento a sinistra ←
- diminuzione di P spostamento a destra →



La reazione non comporta variazioni nel numero di moli di specie gassose. Quindi, variazioni di pressione non hanno effetti sull'equilibrio.

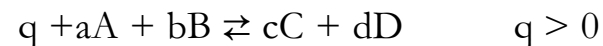
11.3.3 VARIAZIONI DI TEMPERATURA

Le reazioni si dicono **esotermiche** se sviluppano calore, **endotermiche** se assorbono calore. Il calore ceduto o assorbito può essere indicato nel simbolo di reazione insieme a reagenti e prodotti.

Reazione esotermica ($\Delta H < 0$):



Reazione endotermica ($\Delta H > 0$):



- Per una reazione esotermica, un aumento di temperatura provoca uno spostamento a sinistra, una diminuzione di temperatura uno spostamento a destra.
- Inversamente, per una reazione endotermica, un aumento di temperatura provoca uno spostamento a destra, una diminuzione di temperatura uno spostamento a sinistra.
- I processi esotermici sono favoriti da una diminuzione di T, quelli endotermici sono favoriti da



L'EQUILIBRIO CHIMICO



un aumento di T.



VARIAZIONI DI TEMPERATURA

Reazione ESOTERMICA

PERTURBAZIONE: Aumento di T
EFFETTO: ← spostamento a sinistra

PERTURBAZIONE: diminuzione di T
EFFETTO: → spostamento a destra

Reazione ENDOTERMICA

PERTURBAZIONE: Aumento di T
EFFETTO: → spostamento a destra

PERTURBAZIONE: diminuzione di T
EFFETTO: ← spostamento a sinistra

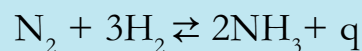




L'EQUILIBRIO CHIMICO

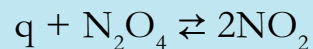


ESEMPI



reazione esotermica ($\Delta H^0 = -92 \text{ kJ mol}^{-1}$)

- aumento di T \leftarrow spostamento a sinistra
- diminuzione di temperatura \rightarrow spostamento a destra



reazione endotermica ($\Delta H^0 = +57 \text{ kJ mol}^{-1}$)

- aumento di T \rightarrow spostamento a destra
- diminuzione di temperatura \leftarrow spostamento a sinistra

11.V VERIFICA SE HAI CAPITO

11.V.1 Basandoti sul significato di **equilibrio dinamico**, considera il generico equilibrio $2A \rightleftharpoons B$ ed individua:

- quante molecole di B si trasformano in A nell'unità di tempo, se 10 molecole di A si trasformano in B nello stesso intervallo di tempo
- quante molecole di A si trasformano in B nell'unità di tempo se 50 molecole di B si trasformano in A nello stesso intervallo di tempo.

11.V.2 Per ciascuna delle seguenti reazioni di equilibrio, scrivi l'espressione della **costante di equilibrio**, valutando la relazione tra la K_1 e le altre due costanti:

1. $A + B \rightleftharpoons C + D$ K_1
2. $2A + 2B \rightleftharpoons 2C + 2D$ K_2
3. $1/2 A + 1/2 B \rightleftharpoons 1/2 C + 1/2 D$ K_3

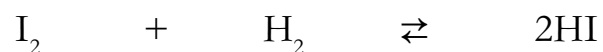


L'EQUILIBRIO CHIMICO



11.V.3 Traendo spunto dai calcoli che consentono di determinare la **concentrazione delle specie presenti all'equilibrio**, completa i dati mancanti

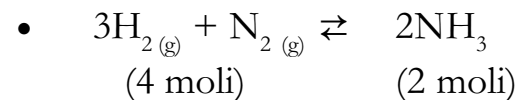
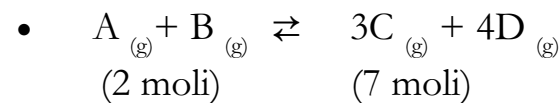
(*):



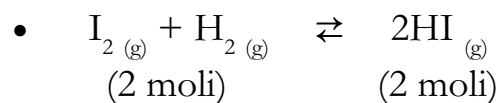
I 5 moli 3 moli /

V * * *

E * 2 moli 2 moli



11.V.4 Sulla base del **principio di Le Chatelier** e dell'**effetto delle variazioni di pressione** sugli equilibri allo stato gassoso, individua come si modificano gli equilibri seguenti in seguito ad un aumento di pressione:





L'EQUILIBRIO CHIMICO

Soluzione Pre-Test



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] [\text{H}_2]^3}$$



- a destra
- a sinistra
- a destra



- a destra (la reazione verso destra comporta una diminuzione di pressione, visto che si passa da 4 a 2 moli di specie gassose)



- a destra

