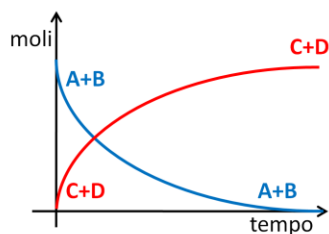


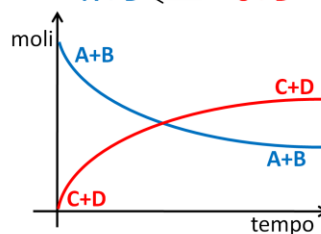
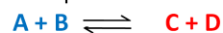
Esperienza 2: Equilibri in soluzione

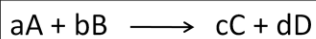
Non tutte le reazioni giungono a completezza consumando tutti i reagenti. Alcune reazioni raggiungono uno stato di **equilibrio chimico** in cui sono ancora presenti una parte dei reagenti, accanto ai prodotti di reazione.

Reazione a completezza:



Reazione reversibile o all'equilibrio:





L'equilibrio è **dinamico**: molecole di A e B continuano a trasformarsi in molecole di C e D (**reazione diretta**), ma avviene anche la **reazione inversa**, molecole di C e D si trasformano in A e B. All'equilibrio il bilancio è netto.

All'equilibrio la velocità della reazione diretta è pari alla velocità della reazione inversa.

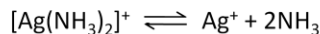
Le concentrazioni di reagenti e prodotti **all'equilibrio** sono individuate dalla **legge di azione di massa**:

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

a T costante

Esempio:

Vengono mescolati 250 mL di una soluzione 0.010 M di AgNO_3 con 250 mL di una soluzione 0.050 M di NH_3 . Calcolare le concentrazioni delle varie specie **all'equilibrio**, considerando la reazione:



con costante di equilibrio pari a $K = 6.0 \cdot 10^{-6}$.

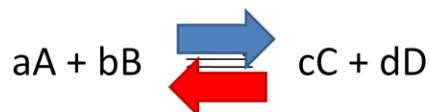
	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	\rightleftharpoons	Ag^+	$+ 2\text{NH}_3$	Concentrazione iniziale di AgNO_3 :
<i>i</i>	-		$5.0 \cdot 10^{-3} \text{M}$	$25 \cdot 10^{-3} \text{M}$	$[\text{AgNO}_3]_i = \frac{[\text{AgNO}_3]_s \cdot V_s}{V_{\text{mix}}} = \frac{0.010 \text{ M} \cdot 250 \text{ mL}}{500 \text{ mL}}$
Δ	$+(5.0 \cdot 10^{-3} - x)$		$-(5.0 \cdot 10^{-3} - x)$	$-2(5.0 \cdot 10^{-3} - x)$	$= 0.005 \text{ M} = [\text{Ag}^+]_i$
<i>eq</i>	$5.0 \cdot 10^{-3} - x$ $\approx 5.0 \cdot 10^{-3}$		x	$15 \cdot 10^{-3} - 2x$ $\approx 15 \cdot 10^{-3}$	Concentrazione iniziale di NH_3 : $[\text{NH}_3]_i = \frac{[\text{NH}_3]_s \cdot V_s}{V_{\text{mix}}} = 0.025 \text{ M}$
$K = \frac{[\text{Ag}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{NH}_3]_{\text{eq}}^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]_{\text{eq}}}$					
$K = \frac{x \cdot 15 \cdot 10^{-3}}{5.0 \cdot 10^{-3}} \approx 6.0 \cdot 10^{-6} \quad x \approx 2.0 \cdot 10^{-6} \text{ M} \approx [\text{Ag}^+]_{\text{eq}}$					
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]_{\text{eq}} \approx 5.0 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{NH}_3]_{\text{eq}} \approx 15 \cdot 10^{-3} \text{ M}$					

Quoziente di reazione, Q:

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

Da non confondere con K, che vale SOLO all'equilibrio:

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



Se $Q < K$, la reazione procede verso destra:

la reazione diretta è più veloce e si forma una maggior quantità di prodotti rispetto a quella che viene consumata dalla reazione inversa.

Se $Q > K$, la reazione procede verso sinistra:

la reazione inversa è più veloce e consuma una maggior quantità di prodotti rispetto a quella che viene prodotta dalla reazione diretta.

Principio di Le Châtelier

Come reagisce un equilibrio alle perturbazioni?



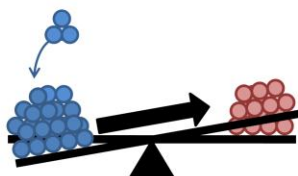
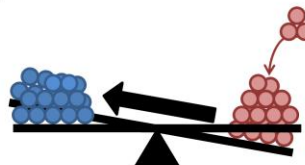
Principio di Le Châtelier:

Se è applicata una perturbazione ad un sistema all'equilibrio, esso cambierà in modo da minimizzare la perturbazione.

Consideriamo una reazione all'equilibrio:

Cosa succede se aggiungo prodotti di reazione?

Come si comporta il sistema per riportare l'equilibrio?



E se invece aggiungo reagenti?

Come si comporta il sistema per riportare l'equilibrio?

L'equilibrio finale è sempre uguale!!

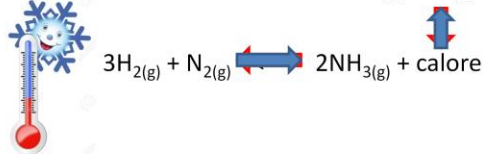


Effetto della temperatura sull'equilibrio

Per il principio di Le Châtelier: Se la temperatura del sistema viene aumentata, il sistema risponde in modo da diminuire la temperatura

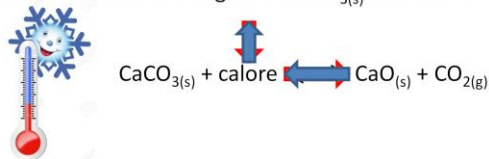
Una reazione si definisce **esotermica** quando libera calore.

La sintesi dell'ammoniaca è una reazione esotermica. In questo caso il calore può essere indicato tra i prodotti della reazione: $3\text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)} + \text{calore}$



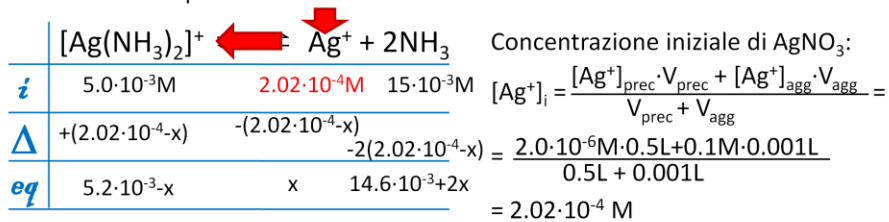
Una reazione si definisce **endotermica** quando assorbe calore.

La decomposizione del carbonato di calcio ad alta temperatura è una reazione endotermica. Il calore può essere indicato tra i reagenti: $\text{CaCO}_{3(s)} + \text{calore} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$



Esempio:

Al sistema all'equilibrio precedente, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$ ($K = 6.0 \cdot 10^{-6}$), viene aggiunto 1.00 mL di AgNO_3 0.100 M. Prevedere come viene perturbato l'equilibrio e calcolare le concentrazioni di reagenti e prodotti quando si instaura nuovamente l'equilibrio.



Esperienza: equilibri in soluzione

- ✓ Verifica sperimentale dell'instaurarsi di alcuni equilibri in soluzione
 - ✓ Verifica della legge di azione di massa
 - ✓ Verifica del principio di Le Châtelier
-
- Equilibrio di formazione del solfocianuro di ferro
 - Equilibrio di formazione di un aquo-complesso di cobalto

Prima parte: Equilibrio di dissociazione di $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})]^{3+}$

- ✓ Preparare 25 mL di soluzione 0.050 M di $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$
(serve anche per la seconda parte).
- ✓ In una provetta, aggiungere 3.0 mL di soluzione di $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ con una pipetta tarata
- ✓ Aggiungere la soluzione già pronta di HNO_3 1 M, **goccia a goccia e mescolando bene** la soluzione dopo ogni aggiunta
- ✓ Riportare sul quaderno il numero di gocce aggiunte
- ✓ Terminare le aggiunte quando il colore non cambia più

Prima parte: analisi dei risultati

- ✓ Di che colore sono le soluzioni iniziali?
- ✓ Cosa succede dopo l'aggiunta di HNO_3 ? Quale reazione stiamo analizzando?

Seconda parte: Equilibrio di formazione di $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$

- ✓ Preparare 10 mL di soluzione 0.100 M di NH_4SCN
- ✓ Preparare 25 mL di soluzione 0.010 M di NH_4SCN , a partire dalla soluzione precedente
- ✓ Preparare 25 mL di soluzione 0.005 M di $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, a partire dalla soluzione 0.050 M preparata nella prima parte

Seconda parte: Equilibrio di formazione di $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$

- ✓ In 4 provette, aggiungere 1.0 mL di soluzione 0.005 M di $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ con una pipetta tarata
- ✓ A ciascuna provetta deve essere aggiunta una quantità diversa di soluzione 0.010 M di KSCN: **(1)** 0.5 mL, **(2)** 1 mL, **(3)** 2 mL e **(4)** 3 mL
- ✓ La soluzione deve essere portata a volume con acqua distillata fino a raggiungere **10 mL per ciascuna provetta**.
Volumi di acqua: **(1)** 8.5 mL, **(2)** 8.0 mL, **(3)** 7.0 mL e **(4)** 6.0 mL
- ✓ **Aggiungere prima l'acqua e poi il secondo reagente, in modo che il cambio di colore sia ben visibile**
- ✓ Per verificare l'intensità del colore, osservare le provette contro un foglio di carta bianca

Seconda parte: analisi dei risultati

- ✓ Di che colore sono le soluzioni iniziali?
- ✓ Cosa succede dopo l'aggiunta di NH_4SCN ? Quale reazione stiamo analizzando?
- ✓ Che tipo di reazione è questa? Da cosa lo capiamo?
- ✓ In quale delle provette l'equilibrio è più spostato a destra? Perché?
- ✓ In quale delle provette l'equilibrio è più spostato a sinistra? Perché?

- ✓ Calcolare la concentrazione di $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})]^{3+}$, SCN^- e $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ all'inizio e all'equilibrio, per ciascuna delle provette, sapendo che la costante di dissociazione del complesso $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ è pari a $6.0 \cdot 10^{-6}$

Terza parte: Equilibrio di formazione di $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$

- ✓ In una provetta aggiungere 3.0 mL di una soluzione (già pronta) di CoCl_2 anidro 0.10 mol/L in etanolo assoluto
 CoCl_2 anidro = senza acqua di cristallizzazione
 etanolo assoluto = etanolo senza acqua disciolta
- ✓ Aggiungere acqua distillata goccia a goccia, fino a che il colore della soluzione non cambia. **Fare attenzione a non aggiungere troppa acqua!**
- ✓ Dividere la soluzione ottenuta in 2 parti, in 2 diverse provette
- ✓ **SOTTO CAPPA:** Aggiungere alla prima provetta HCl concentrato goccia a goccia. Cosa si osserva?
- ✓ Scaldare in un bagno di acqua la seconda provetta fino alla temperatura di 60-70°C. Cosa si osserva?
- ✓ Raffreddare la seconda provetta in un bagno a ghiaccio. Cosa si osserva?

Terza parte: analisi dei risultati

- ✓ Di che colore è la soluzione iniziale?
- ✓ Cosa succede dopo l'aggiunta di acqua? Quale reazione stiamo analizzando?
- ✓ Come cambia la reazione all'equilibrio per aggiunta di acqua?
- ✓ Cosa cambia nell'equilibrio quando si aggiunge acido cloridrico? Perché?
- ✓ Cosa succede quando la reazione della seconda provetta viene riscaldata? Al contrario, cosa succede raffreddando la reazione?
- ✓ Si tratta di una reazione endotermica o esotermica?

Smaltimento dei rifiuti

- ✓ Riunire tutte le soluzioni contenenti Fe^{3+} nella bottiglia per lo smaltimento di soluzioni di metalli pesanti

- ✓ Riunire tutte le soluzioni contenenti Co^{2+} nella bottiglia per lo smaltimento di soluzioni di metalli pesanti

Relazione

Le relazioni
devono essere:

CHIARE

ESAUSTIVE

CONCISE

Nome Cognome Data Corso di laurea

- 1. Titolo dell'esperienza**
- 2. Obiettivo dell'esperienza**
- 3. Principio teorico**
Breve riassunto dei principi teorici che si intendono dimostrare nell'esperienza
- 4. Materiale utilizzato**
- 5. Procedura**
Breve descrizione della procedura sperimentale: deve contenere tutti i dettagli necessari (pesate e prelievi con cifre significative, ecc.), ma non i dettagli inutili che tutti dovrebbero conoscere (esempio: funzionamento della propipetta)
- 6. Calcoli**
Riportare tutti i calcoli necessari sia a determinare le quantità teoriche dei reagenti da prelevare che gli eventuali calcoli da eseguire per ottenere i risultati finali
- 7. Risposte**
Risposte alle domande presenti nella procedura e volte a migliorare la comprensione dei fenomeni analizzati