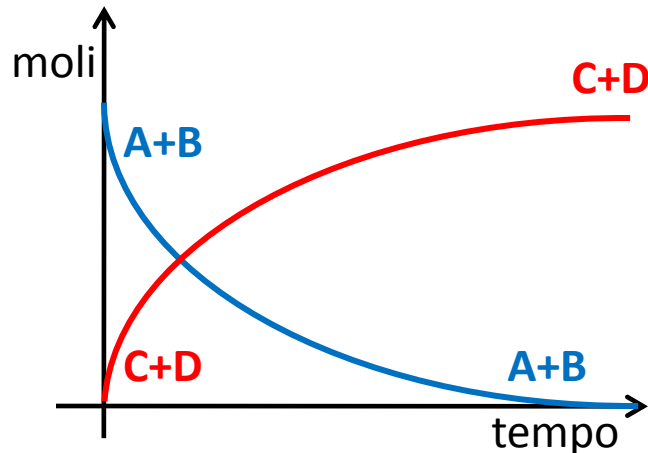


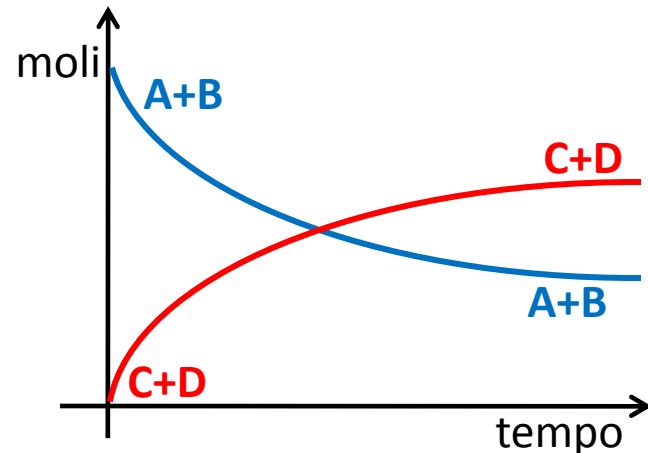
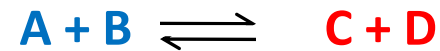
## Esperienza 2: Equilibri in soluzione

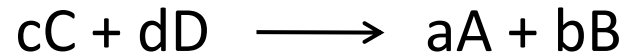
Non tutte le reazioni giungono a completezza consumando tutti i reagenti. Alcune reazioni raggiungono uno stato di **equilibrio chimico** in cui sono ancora presenti una parte dei reagenti, accanto ai prodotti di reazione.

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.

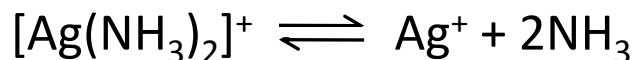
Le concentrazioni di reagenti e prodotti **all'equilibrio** sono individuate dalla **legge di azione di massa**:

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

a T costante

Esempio:

Vengono mescolati 250 mL di una soluzione 0.010 M di  $\text{AgNO}_3$  con 250 mL di una soluzione 0.050 M di  $\text{NH}_3$ . Calcolare le concentrazioni delle varie specie **all'equilibrio**, considerando la reazione:



con costante di equilibrio pari a  $K = 1 \cdot 10^{-7}$ .

	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}^+$	$+ 2\text{NH}_3$
<i>i</i>	-		0.005M	0.025M
$\Delta$	+0.005		-0.005	-0.01
<i>eq</i>	0.005-x		x	0.015+2x

$$K = \frac{[\text{Ag}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{NH}_3]_{\text{eq}}^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]_{\text{eq}}}$$

$$K = \frac{x \cdot (0.015 + 2x)^2}{0.005 - x} \approx \frac{x \cdot 0.015^2}{0.005} = 1 \cdot 10^{-7}$$

$$x = 2.2 \cdot 10^{-6} = [\text{Ag}^+]_{\text{eq}}$$

Concentrazione iniziale di  $\text{AgNO}_3$ :

$$[\text{AgNO}_3]_i = \frac{[\text{AgNO}_3]_s \cdot V_s}{V_{\text{mix}}} = \frac{0.010 \text{ M} \cdot 250 \text{ mL}}{500 \text{ mL}}$$

$$= 0.005 \text{ M} = [\text{Ag}^+]_i$$

Concentrazione iniziale di  $\text{NH}_3$ :

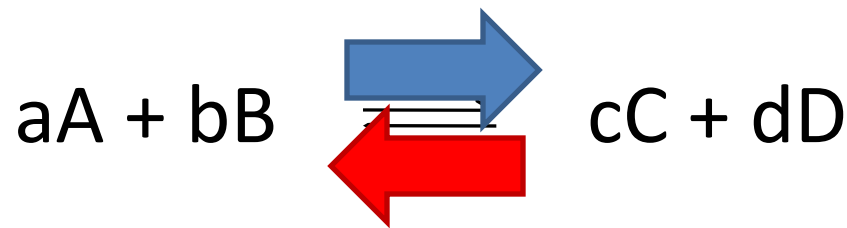
$$[\text{NH}_3]_i = \frac{[\text{NH}_3]_s \cdot V_s}{V_{\text{mix}}} = 0.025 \text{ M}$$

**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?



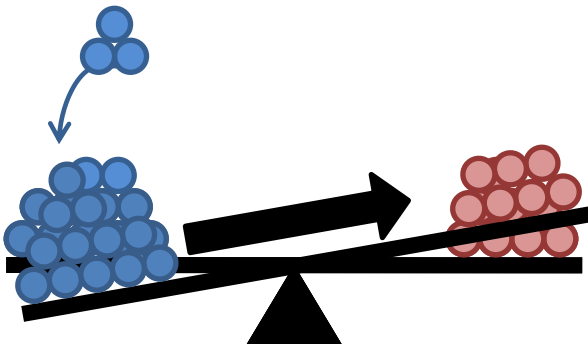
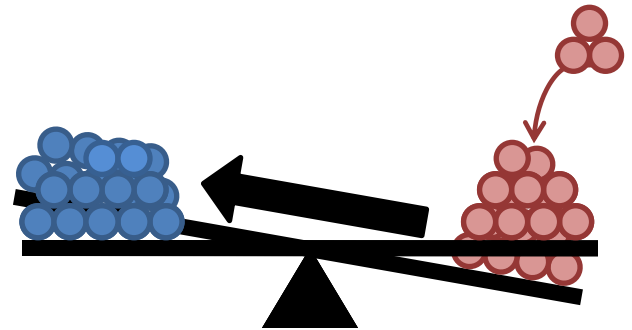
## Principio di Le Châtelier:

*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!!**

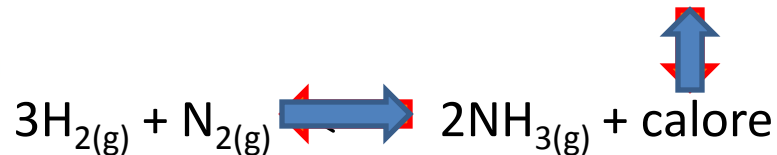


# Effetto della temperatura sull'equilibrio

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

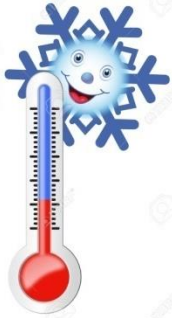
Una reazione si definisce **esotermica** quando libera calore.

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:  $\text{CaCO}_{3(s)} + \text{calore} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$



## 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 idrolisi acida di un aquo-complesso di ferro
  - Equilibrio di formazione del tiocianato di ferro
  - Equilibrio di formazione di un aquo-complesso di cobalto

**SCRIVERE SULLA RELAZIONE QUALI EQUILIBRI STIAMO STUDIANDO, INDICANDONE L'EQUAZIONE CHIMICA BILANCIATA!!!**

## Prima parte: Equilibrio di idrolisi acida di $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$



✓ Ogni coppia: **Preparare soluzione 0.050 M di  $\text{Fe}^{3+}$**

(serve anche per la seconda parte).

✓ Ogni studente:

- 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  $\text{HNO}_3$  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  $\text{HNO}_3$ ? Quale reazione stiamo analizzando?

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

- ✓ Ogni coppia: Preparare 50 mL di soluzione 0.100 M di  $\text{NH}_4\text{SCN}$ .
  
- ✓ Ogni studente:
  - In 4 provette, aggiungere 1.0 mL di soluzione di  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  con una pipetta tarata
  - A ciascuna provetta deve essere aggiunta una quantità diversa di soluzione di  $\text{NH}_4\text{SCN}$ : **(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  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ? 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  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})]^{3+}$ ,  $\text{SCN}^-$  e  $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$  all'inizio e all'equilibrio, per ciascuna delle provette, sapendo che la costante di dissociazione del complesso è pari a  $9.1 \cdot 10^{-3}$

## 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  $\text{CoCl}_2$  anidro 0.10 mol/L in etanolo assoluto  
 $\text{CoCl}_2$  anidro = senza acqua di cristallizzazione  
etanolo assoluto = etanolo con bassissimo contenuto di acqua
- ✓ 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 CAPP**: Aggiungere alla prima provetta soluzione concentrata di  $\text{CaCl}_2$  (già preparata dai tutor) 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  $\text{Fe}^{3+}$  nella bottiglia per lo smaltimento di soluzioni di metalli pesanti
  
- ✓ Riunire tutte le soluzioni contenenti  $\text{Co}^{2+}$  nella bottiglia per lo smaltimento di soluzioni di metalli pesanti

# Relazione

Le relazioni

devono

essere:

**CHIARE**

**ESAUSTIVE**

**CONCISE**

**Consegna:**

**ENTRO**

**14/12**

**Nome Cognome**

**Data**

**Corso di laurea**

1. **Titolo dell'esperienza**

2. **Obiettivo dell'esperienza** (5-10 righe)

3. **Principio teorico** (15-30 righe)

Breve riassunto dei principi teorici che  
dimostrare nell'esperienza

4. **Materiale utilizzato** (effettivamente!!)

5. **Procedura**

Breve descrizione della procedura sperimentale

**effettivamente seguita**

necessari (pesate e pr

non i dettagli inutili ch

(esempio: funzioname

le **osservazioni fatte** (esempio: cambiamenti di colore).

NON copiare la proce

6. **Calcoli e risultati**

Riportare tutti i calcol

quantità teoriche dei

calcoli da eseguire per ottenere i risultati finali

7. **Risposte** alle domande presenti nella procedura e

volte a migliorare la comprensione dei fenomeni

8. **Conclusioni**

**RIPORTARE LE  
EQUAZIONI  
CHIMICHE DEGLI  
EQUILIBRI!!!**

**Riportare in modo chiaro i  
colori delle soluzioni  
preparate!**

**Spiegare tutti i cambiamenti  
di colore sulla base dei  
principi teorici studiati.**