

# Programma di “Esercitazioni di Chimica Generale”

A.A. 2020/21 Corso di Laurea triennale in Chimica. ( 2LF + 3EN + 1LAB )

Docente (A. Giannetto)

## **Concetti preliminari (2 ore)**

Gli stati di aggregazione della materia. Stato fisico. Sistemi di unità di misura. Il sistema di unità di misura Internazionale. Lunghezza; Volume; Intervallo di tempo; Massa; Temperatura; Mole (Quantità di sostanza); Intensità di corrente elettrica. **PRESSIONE; LAVORO; ENERGIA; CALORE;** Capacità termica e calore specifico; Costante dei gas e sue unità di misura.

## **Le proprietà dei gas (2 ore)**

L'equazione di stato del gas perfetto. Applicazione dell'equazione di stato del gas perfetto. Miscele di gas: pressioni parziali e volumi parziali. [La velocità media delle molecole gassose]. La distribuzione di Maxwell delle velocità. Diffusione ed effusione. [Urti molecolari]. **Gas reali.** Le interazioni molecolari. La temperatura critica. [Il fattore di compressione]. L'equazione di stato di van der Waals. La liquefazione dei gas

## **Elementi di Termodinamica e termochimica:**

### **il primo principio (2 ore)**

**La conservazione dell'energia.** Sistemi e ambiente

Principio zero della Termodinamica. Il primo Principio. Espressione analitica del primo principio. Calore e Lavoro non sono funzioni di stato. **PROCESSI TERMODINAMICI.** Lavoro di espansione. Processi isobari ed **ENTALPIA.** Processi isocori. Processi isotermi. [Processi adiabatici] Calori molecolari. [Relazione tra i calori molecolari (Mayer)]. [Calori Molecolari dei gas e dei solidi]. Cenni sulle Energie Molecolari ed Equipartizione dell'energia. Dipendenza dell'entalpia dalla temperatura.

### **Termochimica (2 ore)**

Generalità. Calore di reazione. Interconversione  $\Delta H - \Delta U$ . Calore di formazione standard di composti ed entalpie delle sostanze. Determinazione dei calori di reazione dai calori di formazione. Calore di combustione. Le Leggi della **TERMOCHIMICA.** Applicazione della legge di Hess. Entalpia di soluzione. Calore standard di formazione di una sostanza in soluzione. [Variazione dei calori di reazione con la temperatura]. **CALORI LATENTI.**

### **il secondo principio (2 ore)**

Il secondo Principio della Termodinamica. Reversibilità e irreversibilità. Enunciazione del secondo principio. **ENTROPIA.** Definizione di Boltzmann. Esempi di processi spontanei. Formulazione di Rudolph Clausius. Esempio del principio dell'incremento dell'entropia. [Variazione dell'entropia di un gas ideale]. Variazione di entropia nei cambiamenti di stato o di fase. Terzo principio della Termodinamica. Determinazione delle entropie assolute standard (glicina e acqua). Variazioni di entropia nelle reazioni chimiche. [ENTROPIA E PROBABILITA'].

## **L'energia libera (2 ore)**

Introduzione della funzione di stato ausiliaria "Energia Libera". Definizioni di Energia libera (Helmoltz - Gibbs). [Dipendenza di G dalla temperatura e dalla pressione per sistemi ideali]. Energia libera molare e potenziale chimico (trattazione elementare). Attività e coefficiente di attività. Forza ionica. Coefficienti di attività degli elettroliti (Debye-Huckel). Variazioni di Energia libera nelle reazioni chimiche. Energia libera standard e costanti di equilibrio. Costante di equilibrio e temperatura.

## **Gli equilibri di fase: le sostanze pure (2 ore)**

**I diagrammi di stato.** I confini di fase. Tensione di vapore. L'ubicazione dei confini di fase. I punti caratteristici. Diagrammi di stato di materiali tipici (acqua, diossido di carbonio)

## **Le proprietà delle miscele (2 ore)**

Le misure di concentrazione. Il mescolamento spontaneo. Le soluzioni ideali. Le soluzioni diluite ideali. Le soluzioni reali: le attività

### **Proprietà colligative**

La modificazione della tensione di vapore, dei punti di ebollizione e di congelamento. L'osmosi e la pressione osmotica

**Diagrammi di stato delle miscele.** Le miscele di liquidi volatili. Distillazione.

## **Le conseguenze dell'equilibrio (2 ore)**

**Equilibri di trasferimento dei protoni** (da sviluppare dopo la prima parte di Elettrochimica)

La teoria di Brönsted-Lowry. Protonazione e deprotonazione.. Il pH. Esempio formale di acidi diluitissimi. Acidi poliprotici (il caso dell'acido solforico). I sali in acqua (sali con doppia idrolisi). L'azione tampone. Titolazioni acido-base. Gli indicatori di pH.

**Equilibri di solubilità.** La costante di solubilità. L'effetto dello ione in comune. Influenza del pH sulla solubilità di alcuni sali. Solubilità dei gas.

## **Introduzione alla Cinetica chimica (2 ore)**

Cinetica e meccanismo. Velocità di reazione. Ordine e molecolarità. Descrizione delle cinetiche del primo ordine. Descrizione delle cinetiche di ordine zero. [Descrizione delle cinetiche del secondo ordine]. [Velocità di reazione e temperatura]. Catalisi e catalizzatori. Velocità di reazione in soluzione.

## **Elettrochimica di Base (4 ore)**

Elettroliti in soluzione. Tipi di conduttori. Leggi di Ohm. Elettroliti forti e deboli. Proprietà colligative ed elettroliti. Conduttanza specifica e sua misura per elettroliti forti e deboli. Conduttanza specifica equivalente. La Legge della migrazione indipendente degli ioni (Kohlrausch). [Note di approfondimento sulla conduttanza specifica delle soluzioni di elettroliti e loro confronto].

**NOTE DI TERMODINAMICA ELETTROCHIMICA:**

Alcune convenzioni. Le pile. Equazione di Nernst. Relazione tra f.e.m. di una reazione redox e costante di equilibrio. Un cenno sui diversi tipi di elettrodi. Note illustrative sulla direzione di un processo Redox. Potenziali normali e potenziali standard. Le pile a concentrazione. Principio di base del piaccametro. Potenziali di membrana (cenni). Cenni sulle pile commerciali primarie e secondarie.

**NOTE SULL'ELETTROLISI:**

Descrizione del fenomeno e sua interpretazione. Potenziali di scarica e sovratensione. Elettrolisi nel solvente acqua: alcuni esempi. Le leggi di Faraday. Applicazioni commerciali dell'elettrolisi. Anodizzazione.

**Esercitazioni numeriche e di laboratorio (circa 40 ore)**

- Nozioni di base sulla sicurezza in laboratorio ( 1 ora)
- Concetti di base del calcolo stechiometrico ( 2 ore)
- Esercizi sui gas e sulle reazioni coinvolgenti gas. Il principio della mongolfiera ( 3 ore)
- Unità di concentrazione, conversioni di unità, diluizioni ( 2 ore)
- La vetreria di base e suo utilizzo (2 ore)
- Preparazione di soluzioni per pesata e per diluizione (2 ore)
- Analisi titrimetrica ( 2 ore)
- Proprietà colligative ( 2 ore)
- Equilibrio chimico (4 ore)
- Equilibri in soluzione (4 ore)
- Le titolazioni acido-base e gli indicatori di pH ( 4 ore)
- Esercizi di base sulla termodinamica ( 2 ore)
- Esercizi di elettrochimica: pile e reazioni agli elettrodi ( 2 ore)
- Esercizi di elettrochimica: scarica delle pile ed elettrolisi ( 2 ore)
- Costruzione della pila Daniel ed Elettrolisi del Solfato di Sodio: voltmetro di Hoffmann con elettrodi Pt e tubo ad U con elettrodi  $C_{graf}$  ) ( 2 ore)
- Il punto sull'analisi indiretta con esercitazioni numeriche ( 2 ore)

**TESTI:**

- 1) Il libro già usato per la Chimica Generale per riprendere alcuni concetti teorici.
- 2) Fondamenti di stechiometria, M.Giomini, EdiSES.  
Stechiometria, A.Caselli-S.Rizzato-F.Tessore (da Freni-Sacco), EdiSES.  
(o altro libro di calcoli chimici a livello universitario).
- 3) Appunti, esercitazioni, comunicazioni del docente che saranno liberamente disponibili in rete all'indirizzo <http://www.chimica1956.it/>

**NOTA:** Le parti di programma tra parentesi quadra vanno studiate senza dimostrazioni.