

Programma di “Esercitazioni di Chimica Generale”

A.A. 2019/20 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 UNITA' 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)
- 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. (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.