



Corso di Chimica

Docente: Serena De Santis

E-mail: serena.desantis@uniroma3.it

Ricevimento studenti

Orario: martedì dalle 14.30 alle 16
stanza 2.2 via Vito Volterra 62

Slide ed esercizi sul moodle di Roma Tre

Esami

Il corso completo è da 9 CFU, ma prevede un “modulo interno” da 6 CFU che copre i primi 2/3 del corso (per gli studenti di Ing. Informatica).

Modalità esami:

- ✓ solo scritto che comprenderà alcuni esercizi (3-4) e alcune domande di teoria (2-3) a risposta aperta
- ✓ si prevedono due tipologie per 6 e 9 CFU

Date esami:

- 1° appello 22 giugno
- 2° appello 20 luglio
- 3° appello 7 settembre



Esoneri:

solo per gli studenti del 1° anno

	9 CFU	6CFU
1° esonero	27 aprile	27 aprile
2° esonero	12 giugno	21 maggio

Si può accedere al secondo
esonero con un punteggio di
almeno 14/30.

Programma

Introduzione

Definizione di sostanza, elementi chimici e loro simboli, n° atomico, n° di massa, isotopi, tavola periodica, composti, molecole e formula chimica.

Misura della quantità di materia

Unità di massa atomica, peso atomico, peso formula, mole, numero di Avogadro; calcolo della percentuale in peso di un composto, calcolo della formula empirica di un composto.

Reazioni chimiche (stechiometria)

Simbolismo, coefficienti stechiometrici, bilanciamento reazioni semplici, rendimento di reazione, reattivo limitante, analisi indiretta.

N° di ossidazione

Elettronegatività, definizione di numero di ossidazione e regole per la sua determinazione; reazioni di ossido-riduzione e loro bilanciamento.

Classificazione dei composti inorganici

Elementi, ioni monoatomici, ossidi basici, ossidi acidi, idrossidi, idracidi, ossiacidi, sali e reazioni che li formano.

Programma

Struttura atomica

Modello di Bohr e quantizzazione, numeri quantici e livelli energetici. Onda stazionaria, dualismo onda-particella per l'elettrone, principio di indeterminazione di Heisenberg, eq. di Schrödinger, funzioni d'onda, orbitali, probabilità; forma degli orbitali e rappresentazione grafica. Energia degli orbitali, configurazione elettronica ed aufbau, proprietà periodiche, dimensioni atomiche, energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività.

Legame chimico

Definizione di legame chimico secondo la teoria di Lewis, legame ionico, legame covalente, energia di legame, distanza di legame, ordine di legame. Regole per la costruzione della struttura molecolare (regola dell'ottetto), carica formale, risonanza ed energia di risonanza, eccezioni alla regola dell'ottetto, legame dativo; disposizione spaziale delle molecole, teoria VSEPR. Teoria del legame di valenza (VB), legame di tipo σ e di tipo π , orbitali ibridi.

Stati di aggregazione della materia

Stato solido: solidi cristallini e amorfi; solidi metallici, legame metallico, proprietà; solidi ionici, proprietà; solidi molecolari, forze intermolecolari, legame idrogeno; solidi covalenti

Stati di aggregazione della materia. Stato gassoso: definizione di pressione, volume e temperatura e loro unità di misura, modello ed equazione del gas perfetto, volume molare, densità assoluta e relativa; miscele gassose, legge di Dalton, pressioni parziali, peso molecolare medio.

Programma

Introduzione alla Termodinamica

Definizione di sistema termodinamico: tipo e stato; Variabili termodinamiche; Trasformazioni reversibili ed irreversibili; rappresentazione grafica; Equilibrio Termico. Calorimetria: Principio zero della Termodinamica; Capacità termica e calore specifico. Primo Principio della Termodinamica: Definizione di funzione di stato; Funzione Energia Interna U ; Trasferimenti di energia: calore e lavoro; Lavoro meccanico: espansione di un gas perfetto, lavoro per processi reversibili e irreversibili, rappresentazione grafica. Trasformazioni isocore: calore specifico a volume costante per gas ideale. Trasformazioni isobare: calore specifico a pressione costante per gas ideale; definizione di γ . Trasformazioni adiabatiche; rappresentazione grafica. Trasformazioni isocore.

Termochimica

Definizione della funzione di stato. ENTALPIA H . Entalpia di una reazione chimica: entalpia di reazione. Entalpia molare e stato standard; entalpia molare standard degli elementi. Legge di Hess. Stima dell'energia di legame. Ciclo di Born-Haber. Secondo Principio della Termodinamica: Descrizione qualitativa; Enunciati di Kelvin e Clausius; Teorema di Clausius; Proprietà dei cicli. Ciclo di Carnot. Temperatura termodinamica assoluta. Definizione di Entropia; aumento dell'entropia. Criterio per spontaneità (interpretazione statistica). Definizione di ENERGIA LIBERA G . Terzo principio della termodinamica.

Programma

Stati di aggregazione della materia: stato liquido.

Fattori influenzanti lo stato di aggregazione; tensione di vapore: descrizione qualitativa e dipendenza dalla temperatura eq. di Clapeyron e sua dimostrazione termodinamica). Diagrammi di stato per sostanze pure: Trasformazioni da uno stato all'altro, punto triplo, punto critico, curva di raffreddamento a pressione costante, misura della varianza.

Soluzioni

Definizione e tipologia delle soluzioni, definizione di soluzione liquida ideale; misura della concentrazione: molarità, molalità, frazioni molari, percentuale in peso.

Proprietà delle soluzioni. Legge di Raoult per miscele di liquidi completamente miscibili e diagramma di stato T in funzione della concentrazione calcolo delle quantità relative); proprietà colligative per soluti non volatili elettroliti forti e non elettroliti, pressione osmotica, curva di raffreddamento per soluzioni, temperatura eutettica e diagrammi eutettici.

Equilibri chimici.

Definizione di equilibrio chimico, costante di equilibrio (K_p e K_c), definizione; termodinamica dell'equilibrio chimico; quoziente di reazione, significato di K , relazione tra K_p e K_c , principio dell'equilibrio mobile influenza della pressione e delle concentrazioni), legge di Van't Hoff (dipendenza di K dalla temperatura) con dimostrazione; equilibri eterogenei. Dissociazioni: dissociazione gassosa, grado di dissociazione, elettroliti deboli in soluzione. Equilibrio eterogeneo solido-liquido in ambiente acquoso: solubilità di un sale, soluzione satura, composti poco solubili, effetto ione a comune.

Programma

Soluzioni di elettroliti forti e deboli

Acidi e Basi secondo Arrhenius e Brönsted-Lowry; forza degli acidi e delle basi; prodotto ionico dell'acqua; definizione di pH; coppia acido-base coniugata e relazione tra K_a e K_b ; calcolo del pH di una soluzione di un acido forte e di una base forte anche molto diluite), un acido debole e una base debole. Idrolisi salina: calcolo del pH per sali che producono soluzioni neutre, sali che producono soluzioni acide e sali che producono soluzioni basiche; soluzioni tampone.

Elettrochimica

Cella galvanica, ponte salino, Equazione di Nernst, calcolo della forza elettromotrice di una pila, elettrodo standard a idrogeno, potenziali standard di riduzione, pile a concentrazione ed altri tipi. Elettrolisi, legge di Faraday, cenni sulla corrosione.

Testi consigliati



Tro
**CHIMICA Un approccio
Molecolare**
ED. EDISES

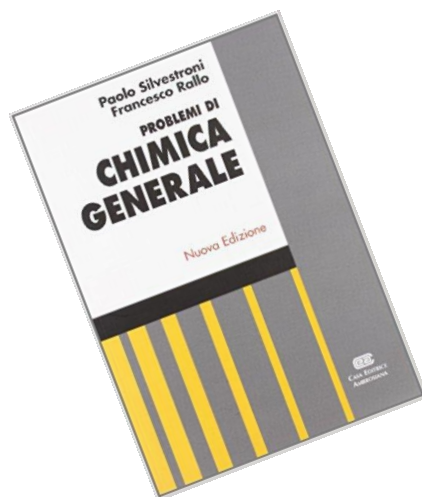
Schiavello - Palmisano
FONDAMENTI DI CHIMICA
ED. EDISES



O qualunque altro testo purché di livello universitario

Testi consigliati

Esercizi svolti e non sulla piattaforma moodle



Silvestroni - Rallo
PROBLEMI DI CHIMICA GENERALE

Prerequisiti

- ✓ Notazione scientifica
- ✓ Regole delle potenze
- ✓ Calcoli con i logaritmi
- ✓ Risoluzione delle equazioni di secondo grado
- ✓ Multipli e sottomultipli del sistema internazionale

Sottomultiplo	Prefisso	Simbolo		Multiplo	Prefisso	Simbolo
10^{-1}	deci-	d-		10	deca-	da-
10^{-2}	centi-	c-		10^2	etto-	h-
10^{-3}	milli-	m-		10^3	kilo-	k-
10^{-6}	micro-	μ -		10^6	mega-	M-
10^{-9}	nano-	n-		10^9	giga-	G-
10^{-12}	pico-	p-		10^{12}	tera-	T-
10^{-15}	femto-	f-		10^{15}	peta-	P-
10^{-18}	atto-	a-		10^{18}	exa-	E-

Prerequisiti

- ✓ Unità di misura fondamentali SI

Grandezze fisiche fondamentali	Nome Unità di misura	Simbolo dell'Unità di misura
Lunghezza	metro	m
Massa	chilogrammo	kg
Tempo	secondo	s
Intensità corrente elettri.	ampere	A
Temperatura termodin.	kelvin	K
Intensità luminosa	candela	cd
Quantità di materiale	mole	mol

Prerequisiti

✓ Unità di misura derivate SI

Grandezza fisica	Nome e Simbolo		Unità di misura	Forma equivalente
Area	metro quadro		m^2	superficie
Volume	metro cubo		m^3	
Densità	chilog. al metro cubo		$kg\ m^{-3}$	Massa/volume
Velocità	metro al secondo		$m\ s^{-1}$	
Massa molare	chilogrammo a mole		$kg\ mol^{-1}$	
Concentrazione	mole a metro cubo		$mol\ m^{-3}$	
Forza	Newton	N	$kg\ m\ s^{-2}$	massa·accelerazione
Pressione	Pascal	Pa	$kg\ m^{-1}\ s^{-2}$	forza / superficie
Energia	Joule	J	$kg\ m^2\ s^{-2}$	forza·spostamento
Potenza	Watt	W	$kg\ m^2\ s^{-3}$	energia/sec. ($J\ s^{-1}$)
Carica elettrica	Coulomb	C	A s	
Intensità di corrente	Ampere	A	A	coulomb/sec.
Differenza di Potenziale	Volt	V	$kg\ m^2\ A^{-1}\ s^{-3}$	$J\ A^{-1}s^{-1}$
Resistenza elettrica	Ohm	Ω	$kg\ m^2\ A^{-2}\ s^{-3}$	$V\ A^{-1}$
Conducibilità elettrica	Siemens	S	$kg^{-1}\ m^{-2}\ A^2\ s^3$	AV^{-1}
Capacità elettrica	Farad	F	$m^{-2}\ kg^{-1}\ s^4\ A^2$	$A\ s\ V^{-1}$
Frequenza	Hertz	Hz	s^{-1}	