

PROGRAMMAZIONE DIDATTICA

Disciplina: **CHIMICA FISICA E LABORATORIO**

Classi: **3^e Chimica**

Anno Scolastico 2009/10

Finalità:

- 1) Collegare le proprietà delle sostanze con la struttura elettronica degli elementi costitutivi e con la tipologia dei legami che li uniscono
- 2) Comprendere, in base a considerazioni teoriche strettamente connesse al calcolo ed alla elaborazione dei dati sperimentali, le ragioni per cui una reazione chimica, in determinate condizioni, si svolge in un determinato schema
- 3) Analizzare i processi chimici di equilibrio sulla base di considerazioni cinetiche
- 4) Individuare le interconnessioni con le altre discipline dell'area chimica

Obiettivi:

- 1) Prevedere le concentrazioni dei componenti di una miscela gassosa all'equilibrio in determinate condizioni di T e di P
- 2) Individuare la correlazione tra struttura molecolare e proprietà delle sostanze
- 3) Rapportare il testo di un problema ad una esperienza di laboratorio e viceversa
- 4) Impostare il calcolo matematico con controllo sotto il profilo chimico e matematico
- 5) Mettere in relazione la struttura di un composto e le sue interazioni con le radiazioni elettromagnetiche

Contenuti:

Classe terza

[5 (2)ore]

0. I concetti ed il linguaggio della chimica di base

- 0.1 Elementi e composti. Misura delle masse atomiche relative e delle masse molecolari; formula minima e formula molecolare.
- 0.2 Reazioni chimiche. Leggi di combinazione e bilanciamento delle reazioni chimiche. Principio di Avogadro e sue conseguenze.
- 0.3 La valenza come rapporto di combinazione tra elementi. Nomenclatura chimica. Il concetto di mole.
- 0.4 I fondamenti della classificazione periodica degli elementi.

1. La struttura dei problemi chimici.

- 1.1 Tipologie dei problemi chimici. Analisi del testo: dati in ingresso ed in uscita.
- 1.2 Suddivisione del problema in sottoproblemi ed individuazione delle variabili intermedie.
- 1.3 Criteri di assegnazione di un target per ogni variabile e richiamo dei concetti funzionali alla soluzione del problema.
- 1.4 Struttura dell'algoritmo risolutivo e stesura del listato (serie di istruzioni).
- 1.5 Schema di calcolo e verifica delle unità di misura.
- 1.6 Esecuzione del calcolo; verifica della significatività e della congruenza del risultato.

2. Modello quantistico degli atomi e proprietà periodiche

- 2.1 Modello elettrostatico elementare dell'atomo: particelle presenti nel nucleo; strati elettronici; isotopi. Numero atomico, numero di massa. Spettrometro di massa e massa delle particelle. Massa relativa.
- 2.2 Andamento delle energie di prima ionizzazione; quantizzazione dell'energia degli elettroni negli atomi. Conferma sperimentale della quantizzazione dell'energia elettronica: carattere quantico dell'energia radiante, fotoni, spettri a righe.
- 2.3 Stabilità e reattività degli elementi: concetto di minima energia; gas nobili e regola dell'ottetto: la periodicità delle proprietà.

3. Molecole, legame chimico e strutture

- 3.1 Legame chimico come stato di minima energia relativa. La natura elettrica del legame; distanza di legame ed energia di legame. Modelli di legame chimico: ionico, covalente, metallico. Elettronegatività e polarità dei legami. Formazione del legame nei composti di coordinazione. Stabilità delle molecole; concetti di risonanza e delocalizzazione degli elettroni.
- 3.2 Direzionalità dei legami chimici ed assetto spaziale delle molecole. Esempi di assetti molecolari lineari, trigonali, tetraedrici ed ottaedrici.
- 3.3 I limiti del modello elettrostatico. Principio di indeterminazione di Heisenberg: certezza e probabilità. Diffrazione di onde e particelle: dualismo onda-corpuscolo.
- 3.4 La meccanica ondulatoria: un modello matematico per rappresentare il moto e l'energia delle particelle. La funzione Ψ (psi) e il suo quadrato quale fonte di informazione sulla distribuzione della probabilità di rinvenire particelle. Rappresentazione della distribuzione spaziale della carica elettronica mediante superficie e linee di equiprobabilità.
- 3.5 Stabilità e reattività delle molecole: fattori energetici e cinetici nelle trasformazioni chimiche.

. Cinetica chimica

- 4.1 La distribuzione delle velocità e delle energie molecolari e relativa rappresentazione grafica.
- 4.2 Velocità di reazione. Fattori che influiscono sulla velocità: natura dei reagenti, concentrazione, temperatura. Teoria elementare degli urti. Complesso attivato. Energia di attivazione e temperatura. Meccanismi di reazione e stadio cineticamente determinante. Catalisi.

Modalità di lavoro:

- 1) Presentazione da parte del docente dell'argomento
- 2) Lettura e commento del testo
- 3) Rielaborazione dell'argomento da parte dell'allievo a livello individuale
- 4) Esercitazioni di gruppo
- 5) Analisi individuali di alcuni prodotti chimici tramite le apparecchiature disponibili
- 6) Attività di ricerca

Strumenti di lavoro:

- A) Lavagna, lavagna luminosa e lucidi
- B) Videoregistratore con filmati
- C) Cartelloni
- D) Schede di lavoro
- E) Grafici e tabelle
- F) Testo in dotazione
- G) Laboratorio e relativa strumentazione

Tipologie di verifica:

- a) Test a scelta multipla
- b) Test a completamento
- c) Vero o falso con motivazione di risposta
- d) Interrogazione su griglia predisposta
- e) Correlazioni
- f) Colloqui

PROGRAMMAZIONE ANNUALE ESPERIENZE DI LABORATORIO

PIANO DI LAVORO

Classi:

3^e

Anno Scolastico: 2009/10

Disciplina: **CHIMICA FISICA E LABORATORIO**

PERIODO	ARGOMENTI	CONTENUTI	OBIETTIVI	MODALITA'	STRUMENTI	VERIFICHE	ORE
Settembre Ottobre Novembre	1. Il linguaggio della chimica di base 2. Struttura dei problemi.	<ul style="list-style-type: none"> - Elementi e componenti. - Reazioni chimiche. - Tipologie dei problemi. - Schema di calcolo. 	3 - 4	1 - 2 - 3 - 4	Tutti	e - f	2
Dicembre Gennaio	Modello quantistico degli atomi e proprietà periodiche.	<ul style="list-style-type: none"> - Periodicità delle proprietà. 	2 - 3 - 5	1 - 2 - 3 - 4	Tutti	e - f	2
Febbraio Marzo	Molecole, legame chimico e strutture.	<ul style="list-style-type: none"> - Modelli di legame. 	2 - 3 - 5	1 - 2 - 3 - 4	Tutti	e - f	2
Aprile Maggio Giugno	Cinetica chimica.	<ul style="list-style-type: none"> - Velocità di reazione. - Catalisi. 	1 - 2 - 3	1 - 2 - 3 - 4	Tutti	e - f	2

GRIGLIA DI DEFINIZIONE DEI REQUISITI MINIMI PER L'ATTRIBUZIONE DELLA SUFFICIENZA

MATERIA: chimica fisica	CLASSE: 3^a	INDIRIZZO: chimica
--------------------------------	------------------------------	---------------------------

<i>CONTENUTI</i>	<i>CONOSCENZE MINIME PER L'ACCESSO ALLA CLASSE SUCCESSIVA</i>	<i>COMPETENZE MINIME PER L'ACCESSO ALLA CLASSE SUCCESSIVA</i>
ATOMI E MOLECOLE <ul style="list-style-type: none"> • Particelle subatomiche e loro scoperta • Numero atomico e massa atomica 	<ul style="list-style-type: none"> • particelle subatomiche • significato di numero e massa atomica 	<ul style="list-style-type: none"> • descrivere le esperienze che hanno portato alla loro scoperta • individuare il numero di particelle subatomiche dai numeri di massa e atomico
NATURA E PROPRIETÀ DELLA LUCE <ul style="list-style-type: none"> • Onda elettromagnetica • Parametri che la contraddistinguono • Fenomeni ottici • Teoria ondulatoria • Teoria corpuscolare • Equazione di Planck 	<ul style="list-style-type: none"> • ampiezza, lunghezza d'onda, frequenza, periodo, energia • i fenomeni ottici e le leggi che li regolano • le teorie ondulatoria e corpuscolare • gli effetti della natura ondulatoria e corpuscolare 	<ul style="list-style-type: none"> • calcolare i parametri • applicare l'equazione di Planck • rappresentare graficamente i fenomeni ottici studiati • descrivere il fenomeno della diffrazione e l'effetto fotoelettrico
<ul style="list-style-type: none"> • MODELLI ATOMICI • Dalton, Thomson, Bohr, Sommerfeld • Numeri quantici • Meccanica quantistica • Orbitale atomico • Equazione di Schrodinger • Configurazione elettronica degli elementi 	<ul style="list-style-type: none"> • modelli atomici e le esperienze che hanno condotto alla loro proposta • numeri quantici • definizione di orbitale • regole di Hund 	<ul style="list-style-type: none"> • descrivere i modelli atomici • ricavare i numeri quantici di un elettrone • individuare il tipo di orbitale dai numeri quantici • scrivere la configurazione elettronica di un elemento
TAVOLA PERIODICA <ul style="list-style-type: none"> • Moderna classificazione periodica degli elementi • Proprietà periodiche 	<ul style="list-style-type: none"> • la tavola periodica • le proprietà periodiche 	<ul style="list-style-type: none"> • individuare la posizione di un elemento nella tavola dalla configurazione elettronica • interpretare la tavola, indicando il significato dei gruppi e dei periodi • prevedere le proprietà di un elemento in base alla posizione sulla tavola

<p>MOLECOLE</p> <ul style="list-style-type: none"> • I legami chimici primari • Geometria molecolare • Legami chimici secondari • Polarità delle molecole 	<ul style="list-style-type: none"> • legami : • ionico,covalente omo ed eteropolare,covalente di coordinazione,metallico • teoria V.S.E.P.R. • forze di Van der Waals • legami dipolo-dipolo • legami a idrogeno 	<ul style="list-style-type: none"> • riconoscere i legami all' interno di una formula • rappresentare una formula secondo Lewis • prevedere la forma delle molecole secondo la teoria V.S.E.P.R. • prevedere i legami intermolecolari • individuare le molecole polari
<p>TEORIA QUANTISTICA DEL LEGAME COVALENTE</p> <ul style="list-style-type: none"> • Teoria del legame di valenza • Teoria dell' orbitale molecolare • Ibridazione degli orbitali 	<ul style="list-style-type: none"> • teorie che spiegano la formazione dei legami • orbitali ibridi 	<ul style="list-style-type: none"> • spiegare la formazione delle molecole secondo le due teorie • ibridare gli orbitali
<p>STECIOMETRIA</p> <ul style="list-style-type: none"> • Formula delle sostanze • Peso atomico • Peso molecolare • Peso formula • Grammoatomo,grammomolecola, grammoformula 	<ul style="list-style-type: none"> • definizioni delle grandezze e le loro unità di misura 	<ul style="list-style-type: none"> • svolgere problemi di stechiometria
<p>LEGGI DELLA MATERIA IN FASA GASSOSA</p> <ul style="list-style-type: none"> • Gas ideali • Leggi dei gas ideali • Dissociazione termica • Grado di dissociazione 	<ul style="list-style-type: none"> • leggi • reazione di dissociazione termica 	<ul style="list-style-type: none"> • svolgere problemi di applicazione delle leggi • calcolare il grado di dissociazione termica di un gas
<p>CINETICA CHIMICA</p> <ul style="list-style-type: none"> • Concetto di velocità di reazione • Fattori che influenzano la velocità di reazione 	<ul style="list-style-type: none"> • definizione di velocità • relazione tra la velocità ed i fattori che la influenzano • funzione dei catalizzatori 	<ul style="list-style-type: none"> • rappresentare in grafico la velocità di reazione • riconoscere in un grafico l' energia di attivazione
<p>EQUILIBRIO CHIMICO</p> <ul style="list-style-type: none"> • Equilibrio in fase gassosa • Equilibrio in soluzione acquosa • Fattori che influenzano l' equilibrio • Principio di Le Chatelier 	<ul style="list-style-type: none"> • concetto di equilibrio dinamico • legge dell'azione di massa 	<ul style="list-style-type: none"> • calcolare la costante di equilibrio di una reazione • effettuare calcoli a partire dalla costante
<p>DISSOCIAZIONE ELETTROLITICA</p>	<ul style="list-style-type: none"> • teoria di Debye e Huckel 	<ul style="list-style-type: none"> • calcolare attività e concentrazione

<ul style="list-style-type: none"> Elettroliti forti e deboli 		<ul style="list-style-type: none"> distinguere gli elettroliti forti dagli elettroliti deboli
<p>TEORIA DEGLI ACIDI E DELLE BASI</p> <ul style="list-style-type: none"> Equilibri acido base 	<ul style="list-style-type: none"> teorie acidobase reazione di autoprotolisi dell' acqua significato di pH grado di dissociazione degli elettroliti 	<ul style="list-style-type: none"> calcolare il pH di soluzione di acidi o di basi individuare e calcolare il termine incognito in una soluzione acida o basica: K di dissociazione, grado di dissociazione, concentrazione iniziale, concentrazione delle specie presenti
<p>EQUILIBRIO DI SOLUBILITA'</p> <ul style="list-style-type: none"> Prodotto di solubilità Effetto ione comune effetto sale 	<ul style="list-style-type: none"> prodotto di solubilità ed i fattori che lo influenzano 	<ul style="list-style-type: none"> prodotto di solubilità ed i fattori che lo influenzano

PROGRAMMAZIONE DIDATTICA

Disciplina: **CHIMICA FISICA E LABORATORIO**

Classi: *4^e Chimica*

Anno Scolastico 2009/10

Finalità:

- 1) Analizzare con sufficiente ragionevolezza lo sviluppo più probabile delle reazioni chimiche
- 2) Analizzare i processi chimici di equilibrio sulla base di considerazioni termodinamiche e cinetiche
- 3) Comprendere in base a considerazioni teoriche strettamente connesse al calcolo ed alla elaborazione dei dati sperimentali, le ragioni per cui una reazione chimica in determinate condizioni, si svolge secondo un determinato schema.
- 4) Individuare le interconnessioni con le altre discipline dell'area chimica.

Obiettivi:

- 1) Utilizzare in chiave esplicativa e previsionale i principali concetti di termodinamica
- 2) Calcolare le variazioni di energia, di entalpia e di entropia alle varie temperature
- 3) Individuare la correlazione tra struttura molecolare e proprietà
- 4) Saper mettere in relazione lo stato di aggregazione delle sostanze con il loro comportamento alle diverse temperature e pressioni
- 5) Mettere in relazione la struttura di un composto e le sue interazioni con le radiazioni elettromagnetiche
- 6) Prevedere lo spostamento di un equilibrio di reazione in base a considerazioni termodinamiche

Contenuti:

Gli stati di aggregazione

- 1.1 Lo stato gassoso. Curve PV/P. Equazione di stato dei gas. Equazione di Van der Waals. Teoria cinetica. Principio di equipartizione. Gradi di libertà. Interpretazione molecolare della energia interna per i gas. Grandezze critiche. Liquefazione dei gas.
- 1.2 Lo stato liquido. Forze intermolecolari e struttura a breve raggio. Legame a idrogeno. Pressione del vapore saturo. Tensione superficiale, tensioattivi; capillarità, viscosità.
- 1.3 Stato colloidale. Dialisi. Cristalli liquidi.
- 1.4 Lo stato solido. Cristalli e reticoli cristallini. Sistemi cristallini. Riflessione, diffrazione, richiami alla rifrazione. Capacità termica dei solidi. Lo stato metallico. Cenni alla struttura dei semiconduttori.
- 1.5 Le transizioni di stato. Curve di raffreddamento. Concetto di fase. Diagrammi sperimentali pressione di vapore/temperatura.
- 1.6 Miscele binarie. Legge di Henry. Legge di Raoult. Diagrammi temperatura/composizione di miscele binarie. Azeotropi. Eutettici. Soluzioni ideali e soluzioni reali. Proprietà colligative. Pressione osmotica e determinazione della massa molecolare (es.: macromolecole). Processi di trasporto attraverso le membrane.

2. Termodinamica chimica

- 2.1 Lavoro PV: trasformazioni reversibili e irreversibili. Capacità termica a volume e a pressione costante.
- 2.2 Temperatura e sua interpretazione molecolare. Temperatura assoluta. Sistema, ambiente, universo, proprietà intensive ed estensive. Esperienza di Joule, lavoro adiabatico ed energia interna. Calore ed equivalenza tra calore e lavoro.
- 2.3 Primo principio della termodinamica. Funzioni di stato e di percorso. Generalizzazione della interpretazione molecolare dell'energia interna (per gas, liquidi e solidi). Concetto di energia al punto zero ed energia termica. Calcolo di U , " C_v ", " C_p ". Entalpia e valori standard. Misure di H e di " C_p ". Legge di Hess. Calcoli entalpici e diagrammi di entalpia. Applicazioni termodinamiche.
- 2.4 Secondo principio della termodinamica nell'enunciato di Kelvin e in quello di Clausius. Rendimento di una macchina termica: entropia come funzione di stato e trasformabilità del calore.
- 2.5 Processi spontanei in un sistema isolato: entropia, secondo principio, massimazione dell'entropia. Ordine/disordine. Peso statistico di una configurazione $S=k \cdot \ln W$. Spontaneità e probabilità; preferenza per gli stati a più elevato peso statistico. Esempi: diffusione, evaporazione, mescolamento.
- 2.6 Diagramma S/T di una macchina ideale. Calcolo della variazione di entropia per trasformazioni semplici; calcolo della sua variazione in funzione della temperatura. Identità dell'entropia statistica e termodinamica.
- 2.7 Terzo principio della termodinamica ed entropia "assoluta". Entropia dei corpi materiali (massa, stato di aggregazione, composizione, ecc.). Calcoli riferiti a semplici trasformazioni.
- 2.8 Funzione di Gibbs e lavoro utile. La funzione di Gibbs come indicatore di equilibrio e di spontaneità. Stati standard. Uso dei valori tabulati. Incidenza relativa dei fattori entalpico ed entropico nei sistemi chiusi. Dipendenza di H da T. Spontaneità e temperatura.
- 2.9 Esempi di bilanci energetici: estrazione dei metalli e diagrammi di Ellingham: reazioni accoppiate, idrolisi di ATP e concetto di efficienza termodinamica.

3. Interazione tra materia ed energia radiante

- 3.1 Discrepanza tra i valori classici della capacità termica ed i valori sperimentali: quantizzazione dell'energia. Confronto tra intervalli energetici traslazionali, rotazionali, vibrazionali, elettronici ed energia media traslazionale. Distribuzione dell'energia nella traslazione. Distribuzione dell'energia sui livelli accessibili.
- 3.2 Stati fondamentali e stati eccitati. Spettroscopia a microonde, spettroscopia IR, UV e visibile; spettri a bande, spettri a righe e loro utilità analitica.

Modalità di lavoro:

- 1) Presentazione da parte del docente dell'argomento
- 2) Lettura e commento del testo
- 3) Rielaborazione dell'argomento da parte dell'allievo a livello individuale
- 4) Esercitazioni di gruppo
- 5) Analisi individuali di alcuni prodotti chimici tramite le apparecchiature disponibili
- 6) Attività di ricerca

Strumenti di lavoro:

- A) Lavagna, lavagna luminosa e lucidi
- B) Videoregistratore con filmati
- C) Cartelloni
- D) Schede di lavoro
- E) Grafici e tabelle
- F) Testo in dotazione
- G) Laboratorio e relativa strumentazione

Tipologie di verifica:

- a) Test a scelta multipla
- b) Test a completamento
- c) Vero o falso con motivazione di risposta
- d) Interrogazione su griglia predisposta
- e) Correlazioni
- f) Colloqui

DISCIPLINA: CHIMICA FISICA E LABORATORIO

PIANO DI LAVORO DELLE CLASSI **4^E Chimica**

ANNO SCOLASTICO 2009/10

PERIODO	ARGOMENTI	CONTENUTI	OBIETTIVI	MODALITA'	STRUMENTI	VERIFICHE	ORE
Settembre Ottobre Novembre	Stati di aggregazione della materia	Stato gassoso, stato liquido, stato cristallino	3 - 4	1 - 2 - 3 - 4 - 5 6	A - B - C - D - E F - G	a - b - c - d - e - f	20
Dicembre Gennaio	Stati di aggregazione della materia	Transizioni di stato. Miscele binarie. Legge di Raoult. Proprietà colligative.	3 - 4	1 - 2 - 3 - 4 - 5 6	A - B - C - D - E F - G	a - b - c - d - e - f	20
Febbraio Marzo	Termodinamica chimica	Calore, lavoro, $\Delta\mu$ Primo principio della termodinamica Secondo principio della termodinamica	1 - 2 - 6	1 - 2 - 3 - 4 - 5 6	A - B - C - D - E F - G	a - b - c - d - e - f	20
Aprile Maggio Giugno	Interazione materia energia	Funzione di Gills Distribuzione dell'energia nei diversi livelli Spettroscopia	5	1 - 2 - 3 - 4 - 5 6	A - B - C - D - E F - G	a - b - c - d - e - f	20

PROGRAMMAZIONE ESPERIENZE DI LABORATORIO

Disciplina: **CHIMICA FISICA E LABORATORIO**

Classi: 4^e *Chimica*

Anno Scolastico 2009/10

Finalità:

1. Analizzare con ragionevolezza lo sviluppo più probabile delle reazioni chimiche.
2. Analizzare i processi chimici sulla base di considerazioni termodinamiche e cinetiche.
3. Comprendere in base a considerazioni teoriche, le ragioni per cui una reazione chimica in determinate condizioni, si svolge secondo un determinato schema.
4. Individuare le interconnessioni con le altre discipline dell'area chimica.

Obiettivi:

1. Utilizzare i principali concetti di termodinamica.
2. Calcolare le variazioni di E., Entalpia e di Entropia alle varie temperature.
3. Comprendere la correlazione tra struttura molecolare e proprietà.
4. Porre in relazione lo stato di aggregazione delle sostanze con il loro comportamento alle diverse T. e P.
5. Mettere in relazione la struttura di un composto e le sue interazioni con le radiazioni elettromagnetiche.

Contenuti:

1. Stati di aggregazione.
2. Termodinamica.
3. Interazione tra materia ed energia.

Modalità di lavoro:

4. Esercitazioni di gruppo.
5. Analisi individuali di alcuni prodotti chimici tramite le apparecchiature disponibili.
6. Attività di ricerca.

Strumenti di lavoro:

- D. Schede di lavoro.
- E. Grafici e tabelle (uso del computer).
- F. Testo in dotazione.
- G. Laboratorio con relativa strumentazione.

Tipologie di verifica:

- E. Correlazioni.
- F. Colloqui.

PROGRAMMAZIONE ANNUALE ESPERIENZE DI LABORATORIO

PIANO DI LAVORO Classi: 4^e

Indirizzo: *Chimica*

Anno Scolastico: 2009/10

Disciplina: **CHIMICA FISICA E LABORATORIO**

PERIODO	ARGOMENTI	CONTENUTI	OBIETTIVI	MODALITA'	STRUMENTI	VERIFICHE	ORE
Ottobre Novembre	Viscosimetria.	Struttura della materia.	3 - 4	4 - 6	D - E - F - G	E - F	8
Dicembre	Misura tensione superficiale.	Struttura della materia.	3 - 4	4 - 6	D - E - F - G	E - F	3
Gennaio Febbraio	Analisi termica. Cristallizzazione. Spettroscopia.	Struttura della materia..	3 - 4	4 - 6	D - E - F - G	E - F	6
Marzo Aprile	Calorimetria e statistica.	Termodinamica.	3 - 4	4 - 6	D - E - F - G	E - F	10
Aprile Maggio	Proprietà colligative.	ΔT_c - ΔT_e - Pressione osmotica.	3 - 4	4 - 6	D - E - F - G	E - F	7
Giugno	Ripasso		3 - 4	1	D - E - F		2

ESPERIENZE DI LABORATORIO DI CHIMICA FISICA

Classi: **4^e**

Indirizzo **Chimica**

Anno Scolastico **2009/10**

- ◆ VISCOSIMETRIA: viscosimetro di Hengler, di Hoppler.
- ◆ MISURA DELLA TENSIONE SUPERFICIALE: conta del numero di gocce.
- ◆ PUNTO DI FUSIONE: mediante capillari; analisi termica; con grafico
Temperatura e tempo dell'Acido Benzoico.
- ◆ SPETTROSCOPIA: analisi di uno spettro IR di un alcol; chetone; composto aromatico.
- ◆ CALORIMETRIA: determinazione del potere calorifero della naftalina, dell'acido benzoico con la bomba calorimetrica di Mahler.
- ◆ PROPRIETÀ COLLIGATIVE: misura del salto termico crioscopico ed ebullioscopico con NaCl.

GRIGLIA DI DEFINIZIONE DEI REQUISITI MINIMI PER L'ATTRIBUZIONE DELLA SUFFICIENZA

MATERIA:chimica fisica	CLASSE: 4^a	INDIRIZZO:chimica
-------------------------------	------------------------------	--------------------------

<i>CONTENUTI</i>	<i>5. CONOSCENZE MINIME 6. PER L'ACCESSO ALLA CLASSE SUCCESSIVA</i>	<i>COMPETENZE MINIME PER L'ACCESSO ALLA CLASSE SUCCESSIVA</i>
TEORIA CINETICA MOLECOLARE : <ul style="list-style-type: none"> • Gas ideali . Equazione di Clausius Kronig. • Calcolo dell' energia cinetica media • Calcolo della velocità media • Numero urti, cammino libero medio • Distribuzione della velocità 	<ul style="list-style-type: none"> • leggi dei gas ideali • i postulati della teoria cinetica • l' equazione di Clausius Kronig • l'energia cinetica media e la velocità • media delle particelle 	<ul style="list-style-type: none"> • applicare l' equazione di Clausius Kronig • calcolare l'energia cinetica media e la velocità media delle molecole gassose
<ul style="list-style-type: none"> • GAS REALI • Coefficiente di compressibilità • Equazione di Van der Waals • Diagramma di Andrews e curva di Mathias • Temperature di Boyle, critica e di inversione • Effetto Joule 	<ul style="list-style-type: none"> • leggi dei gas ideali • i postulati della teoria cinetica • l' equazione di Clausius Kronig • l'energia cinetica media e la velocità • media delle particelle 	<ul style="list-style-type: none"> • applicare l' equazione di stato dei gas reali in semplici problemi • ricavare le T di Boyle , la T critica e di inversione • calcolare le percentuali di vapore e di liquido attraverso i diagrammi proposti
<ul style="list-style-type: none"> • LO STATO LIQUIDO • Teoria cinetica molecolare • Viscosità e sua misura • Tensione superficiale e sua misura • Tensioattivi 	<ul style="list-style-type: none"> • proprietà della materia allo stato liquido • viscosità e tensione superficiale, le loro unità di misura ed i metodi di misura sperimentali • le proprietà dei tensioattivi 	<ul style="list-style-type: none"> • calcolare la viscosità, la tensione superficiale e sa misurarle sperimentalmente • descrivere le proprietà dei tensioattivi
<ul style="list-style-type: none"> • LO STATO SOLIDO • Solidi amorfi e cristallini • Classificazione dei solidi • Polimorfismo e isomorfismo 	<ul style="list-style-type: none"> • proprietà della materia allo stato solido • le diverse classificazioni dei solidi • l' equazione dei Bragg per l'indagine del reticolo cristallino 	<ul style="list-style-type: none"> • distinguere e classificare un solido • applicare l' equazione dei Bragg allo studio di una cella elementare
STATO COLLOIDALE <ul style="list-style-type: none"> • Proprietà dei colloidi • Classificazione 	<ul style="list-style-type: none"> • proprietà dei colloidi 	<ul style="list-style-type: none"> • descrivere e classificare le soluzioni colloidali
PASSAGGI DI STATO		<ul style="list-style-type: none"> • rappresentare i passaggi di stato attraverso curve di riscaldamento e

		<ul style="list-style-type: none"> raffreddamento applicare l' equazione di Clapeyron
TERMODINAMICA <ul style="list-style-type: none"> Grandezze termodinamiche Trasformazioni termodinamiche Principi della termodinamica Calori specifici Teorema di equipartizione dell' energia Rendimento di un ciclo motore Ciclo e teorema di Carnot Uguaglianza e disuguaglianza di Clausius 	<ul style="list-style-type: none"> funzioni di stato e di percorso enunciati dei principi della termodinamica equazioni dei calori specifici dei gas perfetti il ciclo di Carnot ed il teorema il significato di entropia 	<ul style="list-style-type: none"> definire i sistemi e le trasformazioni termodinamiche distinguere le funzioni di stato e de percorso calcolare le variazioni delle grandezze durante i processi termodinamici calcolare i calori specifici dal teorema di equipartizione calcolare il rendimento di un ciclo motore calcolare la variazione di entropia di un sistema materiale
TERMOCHIMICA <ul style="list-style-type: none"> Legge di Hess Equazione di Kirchoff 	<ul style="list-style-type: none"> La legge e le sue applicazioni L'equazione e le sue applicazioni 	<ul style="list-style-type: none"> calcolare il DH di formazione di un composto ed il DH di una reazione a diverse temperature
EQUILIBRI TRA FASI <ul style="list-style-type: none"> Sistemi ad un solo componente Sistemi a due componenti Sistemi condensati 	<ul style="list-style-type: none"> regola delle fasi la legge di Raoult proprietà colligative delle soluzioni 	<ul style="list-style-type: none"> distinguere miscele zeotrope da azeotrope leggere diagrammi rappresentativi dei diversi sistemi

PROGRAMMAZIONE DIDATTICA

Disciplina: **CHIMICA FISICA**

Classi: **5^e Chimica**

Anno Scolastico 2009/10

Finalità:

1. Comprendere, in base a considerazioni teoriche strettamente connesse al calcolo ed alla elaborazione dei dati sperimentali, le ragioni per cui una reazione chimica in determinate condizioni, si svolge secondo un determinato schema.
2. Prevedere con sufficiente ragionevolezza lo sviluppo più probabile delle reazioni chimiche.
3. Analizzare i processi chimici di equilibrio sulla base di considerazioni termodinamiche e cinetiche.
4. Individuare le interconnessioni con le altre discipline dell'area chimica.

Obiettivi:

1. Utilizzare in chiave esplicativa e previsionale i principali concetti di termodinamica.
2. Indicare l'ordine di una reazione e saperne calcolare la costante cinetica.
3. Illustrare il meccanismo generale di una catalisi eterogenea.
4. Prevedere lo spostamento di un equilibrio di reazione in base a considerazioni termodinamiche.
5. Analizzare il comportamento delle soluzioni in relazione alla teoria di Debye Huckel.
6. Impostare il calcolo matematico con controllo sotto il profilo chimico e matematico.

Contenuti:

1. Funzione di Gibbs ed equilibri.

- Funzione di Gibbs: dipendenza dalla pressione a temperatura costante. Deduzione termodinamica della costante di equilibrio. ΔG° standard. Diagramma di Francis. Isoterma di Van't Hoff. Quoziente di reazione e costante di equilibrio nei sistemi reali: concetti di attività e di fugacità. Stati standard per liquidi e solidi puri.
- Equazione di Clapeyron, sua deduzione e sue implicazioni. Regola delle fasi e sua applicazione.
- Dipendenza dalla temperatura di entalpia e capacità termica. Funzione di Gibbs e costante di equilibrio.
- Funzione di Gibbs e composizione. Energia libera molare parziale. Volume molare parziale: cenni alle altre grandezze molari parziali.
- Equilibri di ripartizione: assorbimento cromatografico, estrazione con solventi e ripartizione.

2. Dalla termodinamica alla statistica.

- Calcolo della probabilità matematica (P). Macrostat, microstat e probabilità termodinamica (W).
- Equazione di Boltzmann e andamento statistico in funzione della temperatura.
- Dispersione, probabilità e stabilità (orbitali degeneri, risonanza e delocalizzazione). Equilibrio chimico ed equazione statistica di Boltzmann.

3. Cinetica chimica.

- Equazione cinetica. Ordine; molecolarità. Costante cinetica. Energia di attivazione e costante di Boltzmann. Catalisi omogenea ed eterogenea. Catalisi enzimatica. Equazione di Michaelis-Menten. Equazione di Lineweaver-Burk. Catalisi competitiva. Catalisi industriale.

4. Elettrochimica.

- Conducibilità elettrolitica. Teoria di Debye-Huckel. Migrazione indipendente degli ioni. Applicazioni analitiche. Fenomeni elettrocinetici.
- Meccanismi ossidoriduttivi. Lavoro elettrico e funzione di Gibbs. Dall'isoterma di Vant'Hoff alla legge di Nernst. Celle elettrochimiche. Forza elettromotrice. Potenziali elettrodi; potenziali elettrodi standard. Polarizzazione degli elettrodi. Potere ossidoriduttivo.
- Tipologia degli elettrodi con particolare riferimento a quelli a membrana. Equilibrio e potenziali di membrana. Elettrodi di riferimento. Applicazioni analitiche della potenziometria.
- Elettrolisi. Leggi di Faraday. Sovratensione e sue cause. Applicazioni analitiche e industriali.
- Corrosione, suoi meccanismi. Protezione.
- Principi generali della voltammetria. Polarografia.

Modalità di lavoro:

1. Presentazione da parte del docente dell'argomento.
2. Lettura e commento del testo.
3. Rielaborazione dell'argomento da parte dell'allievo a livello individuale.
4. Esercitazioni di gruppo.
5. Analisi individuali di alcuni prodotti chimici tramite le apparecchiature disponibili.
6. Attività di ricerca.

Strumenti di lavoro:

- A. Lavagna, lavagna luminosa e lucidi.
- B. Videoregistratore con filmati.
- C. Cartelloni.
- D. Schede di lavoro.
- E. Grafici e tabelle.
- F. Testo in dotazione.
- G. Laboratorio e relativa strumentazione.

Tipologie di verifica:

- a. Test a scelta multipla.
- b. Test a completamento.
- c. Vero o falso con motivazione di risposta.
- d. Interrogazione su griglia predisposta.
- e. Correlazioni.
- f. Colloqui.

DISCIPLINA: CHIMICA FISICA E LABORATORIOPIANO DI LAVORO DELLE CLASSI 5^E *Chimica*

ANNO SCOLASTICO 2009/10

PERIODO	ARGOMENTI	CONTENUTI	OBIETTIVI	MODALITA'	STRUMENTI	VERIFICHE	ORE
Settembre Ottobre Novembre	Funzione di Gibbs. Termodinamica Statistica	ISOTERMA DI Van't Hoff. Equazione di Clapeyron. Costante di equilibrio. Equazione di Boltzmann.	1 - 4 - 6	1 - 2 - 3 - 4 - 5 6	A - B - C - D - E F - G	a - b - c - d - e - f	20
Dicembre Gennaio	Cinetica. Elettrochimica.	Ordine e molecolarità. Catalisi. Conducibilità elettrica.	2 - 3	1 - 2 - 3 - 4 - 5 6	A - B - C - D - E F - G	a - b - c - d - e - f	20
Febbraio Marzo	Conducibilità. Pile.	Teoria di Debye-Huckel. Celle elettrochimiche. Polarizzazione.	3 - 5 - 6	1 - 2 - 3 - 4 - 5 6	A - B - C - D - E F - G	a - b - c - d - e - f	20
Aprile Maggio Giugno	Elettrolisi. Applicazioni dell'elettrolisi.	Leggi di Faraday. Applicazioni analitiche. Corrosione e protezione.	3 - 5 - 6	1 - 2 - 3 - 4 - 5 6	A - B - C - D - E F - G	a - b - c - d - e - f	20

PROGRAMMAZIONE DIDATTICA

Disciplina: **Chimica fisica**

Classe 5^a A chimica

Anno scolastico **2009/10**

Finalità:

1. Comprendere in base a considerazioni teoriche strettamente connesse al calcolo ed alla elaborazione dei dati sperimentali, le ragioni per cui una reazione chimica in determinate condizioni, si svolge secondo un determinato schema.
2. Prevedere con sufficiente ragionevolezza lo sviluppo più probabile delle reazioni chimiche.
3. Analizzare i processi chimici di equilibrio sulla base di considerazioni termodinamiche.
4. Individuare le interconnessioni con le altre discipline dell'area chimica.

Obiettivi:

1. Utilizzare in chiave esplicativa e previsionale i principali concetti di termodinamica ed elettrochimica.
2. Prevedere lo spostamento di un equilibrio di reazione in base a considerazioni termodinamiche ed elettrochimiche.
3. Impostare il calcolo matematico con controllo sotto il profilo chimico e matematico

Contenuti:

1. Funzioni di Gibbs ed equilibri
 - Energia libera ed affinità chimica delle sostanze .
 - Energia libera molare standard.
 - Variazione dell'energia libera in una reazione: equazione di Van't Hoff.
 - Importanza della funzione energia libera sulle condizioni di equilibrio
2. Elettrochimica
 - Conversione dell'energia chimica in energia elettrica: le pile. Pila Daniel. Equazione di Nerst. Elettrodi di prima, seconda, terza specie ed elettrodi a gas. Serie di potenziali standard di riduzione. Proprietà ossidanti e riducenti dei sistemi redox. Elettrodi di riferimento e di misura: elettrodo standard ad idrogeno, elettrodo a calomelano, elettrodo a cloruro d'argento, elettrodo a chinidrone, elettrodo a vetro. Pile a concentrazione.
 - Potenzimetri: titolazioni potenziometriche acido base. Potenziale dell'elettrodo al punto di equivalenza nelle reazioni redox. Curve di titolazione potenziometrica.
 - Conversione dell'energia elettrica in energia chimica: elettrolisi. Leggi di Faraday. Tensione di decomposizione. Polarizzazione chimica e di concentrazione. Sovratensione. Tensione pratica di elettrolisi. Potenziale anodico e catodico di scarica. Ordine di scarica anodica e catodica. Codeposizione.
 - Applicazioni dell'elettrolisi. Elettrolisi a intensità di corrente costante. Elettrolisi a potenziale costante. Elettrolisi a potenziale controllato. Raffinazione elettrolitica del rame. Preparazione della soda caustica. Accumulatore al piombo e al ferro nichel.
 - Corrosione galvanica e corrosione elettrolitica.
3. Conduttometria
 - Resistenza specifica e conducibilità specifica delle soluzioni. Celle conduttometriche. Conducibilità specifica e grado di dissociazione. Conducibilità equivalente. Conducibilità equivalente a diluizione infinita. Legge dell'indipendente migrazione degli ioni. Calcolo del grado di dissociazione, della costante di dissociazione, del prodotto di solubilità da misure di conducibilità. Titolazioni conduttometriche di acidi e basi.

Modalità di lavoro:

1. Presentazione da parte del docente dell'argomento.
2. Lettura e commento del testo.
3. Rielaborazione dell'argomento da parte dell'allievo a livello individuale.

Strumenti di lavoro:

- A. Schede di lavoro.
- B. Grafici a tabelle.
- C. Testo in dotazione.
- D. Laboratorio e relativa strumentazione.

Tipologie di verifiche:

- A. Interrogazione su griglia predisposta.
- B. Colloqui.

Classe: 5^a A

Indirizzo: Chimica

Anno scolastico: 2009/10

	ARGOMENTI	CONTENUTI	OBBIETTIVI	MODALITA'	STRUMENTI	VERIFICHE	ORE
Settembre Ottobre	Termodinamica. Funzione di Gibbs	Energia libera ed affinità chimica. Variazione dell'energia libera. Equazione di Van't Hoff	1-2-3	1-2-3	A - B - C - D	A - B	18
Novembre Dicembre Gennaio	Elettrochimica	Pile. Equazione di Nerst. Tipi di elettrodi. Elettrodi di misura e di riferimento. Applicazioni analitiche della potenziometria.	1-2-3	1-2-3	A - B - C - D	A - B	30
Febbraio Marzo	Elettrochimica	Elettrolisi. Legge dell'elettrolisi. Tensione di decomposizione. Polarizzazione. Tensione pratica di elettrolisi.	1-2-3	1-2-3	A - B - C - D	A - B	24
Aprile	Elettrochimica	Elettrolisi a corrente costante, a potenziale costante, a potenziale controllato. Elettrolisi industriali. Accumulatori. Fenomeni di corrosione.	1-2-3	1-2-3	A - B - C - D	A - B	15
Maggio Giugno	Elettrochimica	Conduttometria. Titolazioni conduttometriche	1-2-3	1-2-3	A - B - C - D	A - B	18

GRIGLIA DI DEFINIZIONE DEI REQUISITI MINIMI PER L'ATTRIBUZIONE DELLA SUFFICIENZA

<i>CONTENUTI</i>	<i>1. CONOSCENZE MINIME 2. PER L'ACCESSO ALLA CLASSE SUCCESSIVA</i>	<i>COMPETENZE MINIME PER L'ACCESSO ALLA CLASSE SUCCESSIVA</i>
TERMODINAMICA CHIMICA 1. Energia libera 2. Lavoro utile 3. Equazione di Gibbs 4.	5. energia libera molare standard 6. il potenziale chimico , l'attività ed il 7. coefficiente di attività 8. le condizioni termodinamiche di 9. equilibrio	10. calcolare la variazione di energia libera di una reazione 11. porre in relazione energia libera,entalpia ed entropia
EQUILIBRIO CHIMICO <ul style="list-style-type: none"> • Variazione dell'energia libera in una reazione • Equazione di Van't Hoff • Costante di equilibrio • Isobara di Van' t Hoff • Equazione di Clapeyron • Equazione di Clausius Clapeyron 12.	13. importanza della funzione energia 14. libera nell' equilibrio chimico, in 15. soluzione e tra fasi condensate	16. applicare le equazioni per calcolare la 17. costante di equilibrio e la sua variazione con 18. la temperatura
CINETICA CHIMICA 19. Velocità di reazione 20. Ordine di reazione 21. Molecolarità e meccanismo di reazione 22. Teoria della cinetica delle reazioni 23. Velocità e temperatura 24. Equazione di Arrhenius 25. Catalisi	26. equazioni cinetiche della velocità 27. delle reazioni di ordine zero,primo , 28. secondo ,terzo 29. la differenza tra ordine e molecolarità 30. l' equazione che regola la dipendenza 31. della velocità dalla temperatura 32. la teoria del complesso attivato e la 33. funzione dei catalizzatori 34.	35. 36. calcolare le costanti cinetiche delle reazioni 37. di ordini diversi 38. individuare il meccanismo di una reazione 39. chimica e la sua molecolarità 40. distinguere la catalisi omogenea 41. dall'eterogenea 42. spiegare la catalisi enzimatica
ELETTROCHIMICA 43. LA PILA 44. Potenziali all' elettrodo 45. Equazione di Nernst	46. funzionamento di una pila 47. differenti pile 48. diversi tipi di elettrodi 49. le applicazioni degli elementi galvanici 50. la potenziometria diretta ed indiretta	51. calcolare il potenziale all' elettrodo 52. la f.e.m. di una pila 53. la K di equilibrio di una reazione red-ox 54. come si misura la f.e.m. 55. calcolare il potenziale al punto di 56. equivalenza 57. eseguire titolazioni potenziometriche

<p>ELETTROLISI Leggi di Faraday</p>	<p>58. significato dell'elettrolisi</p> <p>59. le definizioni di : tensione di decomposizione, polarizzazione,</p> <p>60. sovratensione,tensione pratica di elettrolisi</p> <p>61.</p> <p>62.</p> <p>63. le principali applicazioni dell'</p> <p>64. elettrolisi</p>	<p>65. calcolare il potenziale anodico e catodico di scarica</p> <p>66.</p> <p>67. prevedere l' ordine di scarica anodica e</p> <p>68. catodica</p>
<p>CORROSIONE</p>	<ul style="list-style-type: none"> • diversi fenomeni di corrosione 	<p>69.</p>
<p>CONDUTTIVITA'</p> <p>70. Conduttanza specifica</p> <p>71. Conduttanza equivalente</p> <p>72. Conduttanza equivalente limite</p>	<p>73. conduttanza</p> <p>74. la relazione che lega la conduttanza al grado di dissociazione</p> <p>75.</p> <p>76.</p>	<p>77. calcolare il grado di dissociazione da misure di conduttanza</p> <p>78.</p> <p>79. applicare l' equazione di Ostwald</p> <p>80. eseguire una titolazione conduttometrica</p>
<p>81.</p>	<p>82.</p>	<p>83.</p>