

 <p>I.I.S. "A.Badoni" Lecco</p>	<b>MODULO</b>	MO 16.03
<b>PROGRAMMA SVOLTO</b>		Rev. 01 Data 01.09.10 <div style="text-align: right;">Pagina 1 di 1</div>

## Materia: scienze integrate – chimica e laboratorio

Docenti: prof.ssa Federica Maggioni e prof. De Luca

Anno scolastico: 2020/2021

Classe: 2 B mm

### Programma svolto

TEORIA	LABORATORIO
<p><b>Ripasso di quanto svolto a distanza (contenuti minimi)</b></p> <p>Le leggi fondamentali dei gas</p> <p>La stechiometria (uso dei coefficienti, concetto di reagente limitante)</p> <p>La struttura dell'atomo e la configurazione elettronica</p> <p>La tavola periodica e l'elettronegatività</p>	<p><b>Introduzione:</b></p> <p>Norme di sicurezza, pittogrammi, frasi di rischio e consigli di prudenza.</p> <p>La vetreria e gli strumenti di uso più comune; uso della bilancia e lettura della buretta.</p> <p><b>Esperienze:</b></p> <p>Saggi alla fiamma</p> <p>Reattività dei metalli alcalini e alcalino-terrosi</p>
<p><b>Dagli atomi alle molecole e ai reticoli: i legami chimici (racordo con la classe prima)</b></p> <p>I principi generali di stabilità di un sistema fisico ed in particolare delle molecole.</p> <p>Il numero di elettroni di valenza e la rappresentazione simbolica di Lewis.</p> <p>Regola dell'ottetto.</p> <p>I legami chimici di prima specie: legame ionico, legame metallico, legame covalente (teoria di Lewis).</p> <p>Strutture di Lewis e la polarità dei legami.</p> <p>Il criterio della repulsione delle coppie degli elettroni di valenza per definire la geometria molecolare (teoria VSEPR).</p>	<p><b>Le soluzioni e le proprietà colligative</b></p> <p>La concentrazione e le sue unità di misura. Le soluzioni elettrolitiche.</p> <p>Le proprietà colligative: innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico, la pressione osmotica.</p> <p><b>Esperienze:</b></p> <p>preparazione e diluizione di soluzioni</p> <p>verifica sperimentale delle proprietà colligative (abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico, osmosi)</p>
<p><b>Liquidi, solidi e forze intermolecolari</b></p> <p>Le forze attrattive intermolecolari: ione-dipolo, dipolo-dipolo, forze di dispersione di London, legame a idrogeno.</p> <p>Proprietà dello stato solido e classificazione (solidi metallici, ionici, covalenti, molecolari).</p> <p>Proprietà dello stato liquido (tensione superficiale)</p>	<p><b>Esperienze:</b></p> <p>prove di solubilità, miscibilità e conducibilità di soluzioni elettrolitiche e non elettrolitiche (oggetto di prova pratica al termine del 1° quadrimestre)</p>



## PROGRAMMA SVOLTO

Rev. 01  
Data 01.09.10Pagina  
1 di 1

<p><b>Le reazioni chimiche</b> Il numero di ossidazione e la formulazione dei composti. Nomenclatura tradizionale dei composti binari e ternari; nomenclatura IUPAC dei composti binari. Classificazione delle reazioni chimiche e completamento delle reazioni di doppio scambio. Il bilanciamento delle reazioni di ossidoriduzione (metodo della variazione del n. di ox.).</p>	<p><b>Esperienze:</b> n. di ox. del manganese reattività dell'alluminio "sintomi" di una reazione (oggetto di prova pratica al termine del 1° quadrimestre)</p>
<p><b>La termochimica e la spontaneità delle reazioni</b> Definizioni introduttive (sistema aperto, chiuso, isolato, calore e lavoro) L'energia interna di un sistema chimico. Il primo principio della termodinamica; l'entalpia e le applicazioni termochimiche. Il secondo principio della termodinamica applicato alle reazioni chimiche. L'entropia. L'energia libera di Gibbs come espressione del grado di spontaneità di un processo.</p>	<p><b>Esperienze:</b> reazioni endo/esotermiche (con cenni alla legge di Hess)</p>
<p><b>La velocità di una reazione chimica</b> La velocità di reazione e i fattori che la influenzano. L'equazione cinetica in funzione della concentrazione di reagente. Concetto di ordine di reazione e molecolarità. Teoria delle collisioni, urto efficace ed energia di attivazione; teoria del complesso attivato. Distribuzione di Boltzmann e cenni all'equazione di Arrhenius. Energia di attivazione e ruolo dei catalizzatori; il profilo energetico di una reazione.</p>	<p><b>Esperienze:</b> valutazione qualitativa dei fattori che influenzano la velocità (temperatura, catalizzatore) valutazione quantitativa dell'effetto della concentrazione</p>
<p><b>L'equilibrio chimico</b> Equilibrio chimico (concetti di reversibilità e dinamicità). Equilibrio in fase gas. La legge dell'azione di massa; le diverse forme delle costanti di equilibrio e le relazioni che intercorrono tra di esse. Le variabili che influenzano l'equilibrio: concentrazione, pressione e temperatura. Il principio di Le Châtelier.</p>	<p><b>Esperienze:</b> verifica sperimentale del principio di Le Châtelier precipitazione frazionata (applicazione del prodotto di solubilità)</p>
<p><b>Gli equilibri in fase condensata</b> La reazione di autoionizzazione e il prodotto ionico dell'acqua. Scala del pH. Teorie sugli acidi e le basi: Arrhenius, Brønsted-Lowry. Le costanti di equilibrio di acidi e basi, espresse in funzione della concentrazione di H<sup>+</sup> e OH<sup>-</sup>. L'idrolisi dei sali.</p>	<p><b>Esperienze:</b> gli indicatori e loro uso titolazioni di acidi e basi, con applicazioni pratiche (es. determinazione dell'acidità dell'aceto, grado di acidità di un vino) titolazione complessometrica per la determinazione della durezza dell'acqua</p>



I.I.S. "A.Badoni" Lecco

## MODULO

MO 16.03

### PROGRAMMA SVOLTO

Rev. 01  
Data 01.09.10

Pagina  
1 di 1

Le soluzioni tampone.  
Calcolo del pH di soluzioni semplici.

**PROVA COMUNE:** titolazione acido-base

#### **Elettrochimica**

Trasformazione di energia chimica in energia elettrica.  
Le pile: componenti e loro funzioni.  
La scala dei potenziali standard e il suo utilizzo.  
L'elettrolisi: aspetti qualitativi e sue applicazioni.  
Le leggi di Faraday.

#### **Esperienze:**

costruzione di pile con materiali vari (frutta, ortaggi, monete)