



ISTITUTO di ISTRUZIONE SECONDARIA SUPERIORE
"MAJORANA - GIORGI"

DIPARTIMENTO DI CHIMICA
PROGETTAZIONE- CLASSI SECONDE TECNICO

a.s. 2022-2023

CLASSI	MATERIA	ASSE CULTURALE
Seconde Tecnico	Scienze Integrate: Chimica	Scientifico-Tecnologico
COMPETENZE		
COMPETENZE di base attese a conclusione dell'obbligo di istruzione dell'asse SCIENTIFICO-TECNOLOGICO	ST1. Osservare, descrivere ed analizzare fenomeni appartenenti alla realtà naturale e artificiale e riconoscere nelle varie forme i concetti di sistema e di complessità ST2. Analizzare qualitativamente e quantitativamente fenomeni legati alle trasformazioni di energia a partire dall'esperienza ST3. Essere consapevole delle potenzialità e dei limiti delle tecnologie nel contesto culturale e sociale in cui vengono applicate	
COMPETENZE di cittadinanza (DM 139/2007)	C1 Imparare a Imparare C2 Progettare C3 Risolvere Problemi C4 Individuare Collegamenti e Relazioni C5 Acquisire e Interpretare Le Informazioni C6 Comunicare C7 Collaborare e Partecipare C8 Agire in Modo Autonomo e Responsabile	

* richiesti per esami integrativi/di idoneità

1. LA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

TRAGUARDI FORMATIVI				LABORATORIO
CONOSCENZE	COMPETENZE	ABILITA'	Obiettivi minimi	
<ul style="list-style-type: none"> Ripasso su struttura dell'atomo e particelle subatomiche, principio di indeterminazione di Heisenberg, dualismo onda-particella, quantizzazione dell'energia. Il modello atomico quanto-meccanico. Gli orbitali, definizione e tipi (s, p, d, f)*. I livelli o gusci elettronici Lo spin dell'elettrone. Il principio di esclusione di Pauli.* La configurazione elettronica* 	ST3 Risolvere situazioni problematiche utilizzando linguaggi specifici	<ul style="list-style-type: none"> – Descrivere gli orbitali atomici – Essere consapevole dell'esistenza di livelli e sottolivelli energetici e della loro disposizione in ordine di energia crescente verso l'esterno – Interpretare le transizioni elettroniche nell'atomo come salti tra livelli elettronici – Scrivere la configurazione elettronica completa degli atomi 	<ul style="list-style-type: none"> – Essere consapevole dell'esistenza di livelli e sottolivelli energetici e della loro disposizione in ordine di energia crescente verso l'esterno – Capire come si rappresenta la configurazione elettronica degli atomi 	

2. LA TAVOLA PERIODICA

TRAGUARDI FORMATIVI				LABORATORIO
CONOSCENZE	COMPETENZE	ABILITA'	Obiettivi minimi	
<ul style="list-style-type: none"> Il guscio di valenza*, la simbologia di Lewis Correlazione fra configurazione elettronica e Tavola Periodica * Il Sistema Periodico degli elementi : origini e strutture* Le proprietà periodiche e il loro andamento: il raggio atomico, l'energia di ionizzazione, l'affinità elettronica, l'elettronegatività*, il carattere metallico Proprietà di metalli, semimetalli e non metalli* Le famiglie chimiche* (metalli alcalini, alcalino-terrosi, metalli di transizione, alogeni, gas nobili, terre rare) 	ST1 Classificare adoperando adeguati modelli Effettuare connessioni logiche	<ul style="list-style-type: none"> – Spiegare la relazione tra configurazione elettronica e disposizione degli elementi nella Tavola Periodica – Spiegare gli andamenti delle proprietà periodiche degli elementi nei gruppi e nei periodi – Descrivere le principali proprietà di metalli, semimetalli e non metalli – Elencare le famiglie chimiche e illustrare alcune proprietà chimiche che le caratterizzano – Correlare la posizione di un elemento nella tavola periodica con le sue proprietà fisiche e chimiche 	<ul style="list-style-type: none"> – Spiegare la relazione tra configurazione elettronica esterna e posizione nella tavola periodica – Individuare gli elettroni presenti nello strato di valenza – Conoscere le caratteristiche delle principali famiglie chimiche 	<ul style="list-style-type: none"> • Proprietà fisiche e chimiche di metalli e non metalli. • Reattività chimica degli elementi e relazione con la loro posizione nella Tavola Periodica

* richiesti per esami integrativi/di idoneità

3. I LEGAMI CHIMICI

TRAGUARDI FORMATIVI					LABORATORIO
CONOSCENZE	COMPETENZE		ABILITA'	Obiettivi minimi	
<ul style="list-style-type: none"> • La notazione di Lewis* • La regola dell'ottetto* • I LEGAMI PRIMARI <ul style="list-style-type: none"> – legame IONICO, – legame COVALENTE: legame singolo, doppio, triplo; ; il legame covalente omopolare e eteropolare.* il legame covalente dativo, le strutture di Lewis* . La polarità delle molecole* – La forma delle molecole: la teoria VSEPR (cenni) – legame METALLICO. * • Proprietà dei composti ionici, dei composti covalenti, dei metalli* • I LEGAMI SECONDARI <ul style="list-style-type: none"> – FORZE INTERMOLECOLARI: forze di attrazione dipolo-dipolo, forze di dispersione di London, il legame a idrogeno*. – INTERAZIONI IONE-DIPOLO la dissociazione ionica in acqua * • La solubilizzazione/miscibilità delle sostanze in funzione del tipo di legame 	ST1	<p>Classificare adoperando adeguati modelli</p> <p>Risolvere situazioni problematiche e adoperando linguaggi specifici</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Distinguere e confrontare i diversi legami chimici (ionico, covalente, metallico) – Prevedere, in base alla configurazione elettronica esterna e alla regola dell'ottetto, il numero e il tipo di legami che un atomo può formare – Definire la natura di un legame sulla base della differenza di elettronegatività – Scrivere la struttura di Lewis di semplici specie chimiche – Individuare le cariche parziali in un legame covalente polare – Stabilire se una molecola è polare o apolare – Comprendere i principi della teoria VSEPR – Conoscere i legami chimici secondari – Associare le proprietà macroscopiche dei composti ionici, delle sostanze molecolari e dei metalli ai loro legami chimici – Comprendere i processi di dissociazione e di ionizzazione – Correlare le proprietà fisiche dei solidi e dei liquidi alle interazioni interatomiche e intermolecolari – Interpretare i processi di dissoluzione in base alle interazioni tra soluto e solvente – Prevedere se due sostanze sono solubili/miscibili 	<ul style="list-style-type: none"> – Applicare la regola dell'ottetto per prevedere la formazione di ioni – Spiegare la formazione del legame ionico, covalente e metallico – Stabilire la polarità di un legame – Comprendere come i legami secondari influiscono sul comportamento macroscopico delle sostanze 	<ul style="list-style-type: none"> • Proprietà delle sostanze in funzione dei loro tipi di legame: <ul style="list-style-type: none"> a) Polarità dei liquidi b) Miscibilità e solubilità di liquidi e solidi. c) Conducibilità elettrica di soluzioni di composti ionici e molecolari.

* richiesti per esami integrativi/di idoneità

4. I COMPOSTI CHIMICI

TRAGUARDI FORMATIVI				LABORATORIO
CONOSCENZE	COMPETENZE	ABILITA'	Obiettivi minimi	
<ul style="list-style-type: none"> • Il numero di ossidazione (N.O.)* • Classificazione dei composti chimici tra inorganici e organici • I principali composti chimici inorganici: ossidi acidi e basici, idrossidi, idracidi, ossiacidi, sali*. Cenni di nomenclatura IUPAC. 	ST1 Classificare Risolvere situazioni problematiche adoperando linguaggi specifici	<ul style="list-style-type: none"> – Utilizzare il numero di ossidazione degli elementi per determinare la formula dei composti – Saper classificare i composti inorganici – Riconoscere la classe di appartenenza dalla formula di un composto – Scrivere la formula di un composto ionico binario o ternario utilizzando le tabelle degli ioni più comuni 	<ul style="list-style-type: none"> – Assegnare il numero di ossidazione in un composto binario – Scrivere la formula di un composto ionico binario o ternario utilizzando le tabelle degli ioni più comuni 	<ul style="list-style-type: none"> • Composti chimici di metalli e non metalli e loro proprietà acide e basiche

5. LE PROPRIETA' DELLE SOLUZIONI

TRAGUARDI FORMATIVI				LABORATORIO
CONOSCENZE	COMPETENZE	ABILITA'	Obiettivi minimi	
<ul style="list-style-type: none"> • La solubilità dei solidi e dei gas e la dipendenza dalla temperatura*. Le curve di solubilità • Ripasso sulla mole, numero di Avogadro, massa molare, numero di moli (quantità chimica). • La concentrazione molare (molarità) e molale (molalità) • Le proprietà colligative: innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico, osmosi* 	ST1 Riconoscere e stabilire relazioni Applicare le conoscenze acquisite a situazioni della vita reale	<ul style="list-style-type: none"> – Leggere i diagrammi di solubilità (solubilità/temperatura; solubilità/pressione) – Conoscere i vari modi di esprimere le concentrazioni delle soluzioni – Calcolare la molarità e la molalità di una soluzione – Riconoscere le diverse proprietà colligative – Riconoscere le proprietà colligative nella vita di tutti i giorni 	<ul style="list-style-type: none"> – Eseguire semplici calcoli per determinare la concentrazione molale e molare utilizzando le formule – Spiegare che cosa caratterizza le proprietà colligative ed elencarle 	<ul style="list-style-type: none"> • Preparazione di una soluzione con una determinata molarità

(* richiesti per esami integrativi/di idoneità)

6. REAZIONI CHIMICHE ED ENERGIA

TRAGUARDI FORMATIVI				LABORATORIO	
CONOSCENZE	COMPETENZE	ABILITA'	Obiettivi minimi		
<ul style="list-style-type: none"> Ripasso su definizioni di equazione chimica, reagenti, prodotti, coefficiente stechiometrico, bilanciamento* Tipi di Reazioni Chimiche*: <ul style="list-style-type: none"> R. di sintesi, R. di decomposizione, R. di scambio, R. di doppio scambio. <p>La stechiometria delle reazioni Energia termica e chimica.</p> <ul style="list-style-type: none"> Definizioni di energia: energia termica, energia chimica, energia interna Trasformazioni di energia durante le reazioni <ul style="list-style-type: none"> Reazioni esotermiche ed endotermiche* Le reazioni di combustione Le funzioni di stato: entalpia (H) ed entropia (S) 	ST2	Riconoscere e stabilire relazioni	<ul style="list-style-type: none"> Riconoscere i vari tipi di reazione chimica Individuare il prodotto che caratterizza una reazione di precipitazione Interpretare un'equazione chimica in termini di quantità di sostanza Spiegare come varia l'energia chimica durante una trasformazione esotermica/endotermica Stabilire se una trasformazione è esoenergetica o endoenergetica anche interpretando rappresentazioni grafiche Comprendere il significato della variazione di entalpia durante una trasformazione 	<ul style="list-style-type: none"> Classificare una reazione Individuare il flusso di calore in una reazione esotermica ed endotermica 	<ul style="list-style-type: none"> Reazioni di doppio scambio: reazioni di precipitazione. Entalpia di una reazione. Reazioni eso e endotermiche

* richiesti per esami integrativi/di idoneità

7. LA CINETICA CHIMICA E L'EQUILIBRIO

		TRAGUARDI FORMATIVI			
CONOSCENZE	COMPETENZE	ABILITA'		Obiettivi minimi	LABORATORIO
<ul style="list-style-type: none"> Definizione e calcolo della velocità di una reazione Teoria delle collisioni (urti).* <ul style="list-style-type: none"> L'energia di attivazione il complesso attivato Il profilo di reazione Fattori che influenzano la velocità di una reazione:* <ul style="list-style-type: none"> Concentrazione Temperatura Stato di suddivisione Presenza di catalizzatori e inibitori 	ST1	Riconoscere e stabilire relazioni	<ul style="list-style-type: none"> Spiegare le reazioni chimiche alla luce della teoria degli urti Descrivere al livello microscopico il comportamento delle molecole durante una reazione chimica Calcolare la velocità di reazione a partire dai dati sperimentali Comprendere l'importanza di conoscere come varia la velocità nelle reazioni che si incontrano nella vita di tutti i giorni. 	<ul style="list-style-type: none"> Comprendere come viene calcolata la velocità di una reazione Illustrare i fattori che influenzano la velocità di reazione sia al livello macroscopico che microscopico Comprendere l'importanza di conoscere come varia la velocità nelle reazioni che si incontrano nella vita di tutti i giorni. 	<ul style="list-style-type: none"> Velocità di reazione e fattori che la influenzano (temperatura, concentrazione, dimensione dei reagenti catalizzatori)
		Trarre conclusioni basate sui risultati ottenuti e sulle ipotesi verificate	<ul style="list-style-type: none"> Illustrare i fattori che influenzano la velocità di reazione sia al livello macroscopico che microscopico Spiegare l'azione dei catalizzatori Costruire il profilo energetico che descrive l'andamento della reazione. Distinguere tra energia di reazione e di attivazione 		
<ul style="list-style-type: none"> Reazioni reversibili e irreversibili* Il concetto di equilibrio chimico La costante di equilibrio e la legge di azione di massa Cenni sul principio di Le Chatelier 	ST1	Riconoscere e stabilire relazioni	<ul style="list-style-type: none"> Spiegare il concetto di reazione reversibile e irreversibile Comprendere il concetto di equilibrio dinamico e comprendere che il valore di K_c non dipende dalle concentrazioni iniziali Data una reazione chimica in fase omogenea scrivere l'espressione della K_c 	<ul style="list-style-type: none"> Spiegare il concetto di reazione reversibile e irreversibile Comprendere il concetto di equilibrio dinamico 	

* richiesti per esami integrativi/di idoneità

9. GLI ACIDI E LE BASI

TRAGUARDI FORMATIVI				LABORATORIO
CONOSCENZE	COMPETENZE	ABILITA'	Obiettivi minimi	
<ul style="list-style-type: none"> • La reazione di ionizzazione (dissociazione ionica) in acqua • Gli elettroliti. • Le proprietà degli acidi e delle basi* • La teoria di Arrhenius • La teoria di Brønsted-Lowry.* Le coppie coniugate • Acidi/basi forti e deboli, elettroliti forti e deboli. La costante di dissociazione acida e basica • La reazione di dissociazione (autoionizzazione) dell'acqua e il prodotto ionico dell'acqua K_w. • Il pH: significato e relazione matematica per il suo calcolo, gli indicatori di pH.* • La reazione di neutralizzazione fra un acido e una base. La titolazione acido-base e il punto di viraggio 	ST1	<p>Riconoscere e stabilire relazioni</p> <ul style="list-style-type: none"> – Comprendere i meccanismi della dissociazione ionica /ionizzazione – Classificare correttamente una sostanza come acido/base di Arrhenius, Brønsted-Löwry, – Rappresenta le reazioni di dissociazione ionica di acidi e basi in acqua. 	<ul style="list-style-type: none"> – Classificare una sostanza come acido/base secondo Arrhenius, Brønsted-Löwry 	<ul style="list-style-type: none"> • Misure di pH con indicatori e con pHmetro • Titolazione tra un acido forte e una base forte
		<p>Effettuare connessioni</p> <ul style="list-style-type: none"> – Calcolare il pH di soluzioni di acidi/basi forti – Determinare sperimentalmente il pH di una soluzione – Applicare la relazione $M_A \cdot V_A = M_B \cdot V_B$ e determinare, in base ai dati, il titolo di una soluzione 	<ul style="list-style-type: none"> – Descrivere i passaggi da eseguire per svolgere una titolazione acido-base 	

* richiesti per esami integrativi/di idoneità