

PROGRAMMAZIONE DELLA ATTIVITA' DIDATTICA
Scienze integrate "CHIMICA"
Anno Scolastico 2015-2016
Classe 2C ITI

Prof.sse Maria Teresa Berchicci- Marina Masciovecchio

Unità Didattica	Conoscenze	Ore	Abilità/Competenze	Strumenti e Metodi	Laboratorio	Verifiche
1. Leggi dei gas e determinazione masse atomiche relative	Gas ideale e modello particellare dei gas. La legge generale dei gas ideali. Legge di Avogadro Determinazione delle masse atomiche relative e delle masse molecolari	10	Saper utilizzare il modello cinetico per interpretare il comportamento dei gas a livello macroscopico. Saper interpretare la legge di Avogadro e il suo ruolo nella determinazione delle masse atomiche relative	Lezione frontale Libro di testo Piattaforma di e-learning. Esercizi in classe Laboratorio	Determinazione sperimentale della legge di Boyle	Verifiche scritte Colloquio orale Relazioni
2. La mole: l'unità di misura dei chimici	La mole: l'interprete tra gli atomi e la bilancia. La centralità della mole: dai grammi alle moli e viceversa. Sostanze in soluzione: la concentrazione molare e i calcoli stechiometrici.	10	Convertire le moli in numero di particelle e viceversa, convertire le moli in grammi e viceversa. Esprimere la concentrazione delle soluzioni in termini di molarità. E calcolare la massa di soluto necessaria per preparare una soluzione Saper trasformare in molarità la concentrazione espressa in percentuale in massa, conoscendo la densità della soluzione. Saper preparare una soluzione diluita partendo da una soluzione concentrata.	Lezione frontale Libro di testo Piattaforma di e-learning Esercizi in classe	Determinazione della massa di una mole di diverse sostanze Preparazione di soluzioni a concentrazione nota partendo dal soluto solido e per diluizioni di soluzioni concentrate.	Verifiche scritte Colloquio orale Relazioni
3. Come	Le forze elettriche: la carica	10	Spiegare l'origine delle forze elettriche e applicare la legge di Coulomb.	Lezione	Le cariche elettriche	Verifiche scritte

<p>sono fatti gli atomi</p>	<p>elettrica e la legge di Coulomb. Il modello atomico nucleare di Rutherford, le particelle subatomiche. La carta d'identità degli atomi: il numero atomico, il numero di massa e gli isotopi, le reazioni nucleari e la radioattività. Natura della luce. Teoria di Bohr. Un modello per la struttura elettronica: l'energia di ionizzazione, livelli di energia per gli elettroni. Struttura elettronica degli atomi.</p>		<p>Illustrare le caratteristiche delle principali particelle subatomiche e la loro disposizione reciproca. Illustrare come la composizione del nucleo consente di individuare l'identità chimica dell'atomo e di spiegare l'esistenza di isotopi. Descrivere le prove sperimentali che hanno determinato l'evoluzione dei modelli atomici. Spiegare come attraverso lo studio delle energie di ionizzazione è possibile individuare livelli e sottolivelli di energia per gli elettroni.</p>	<p>frontale Libro di testo Piattaforma di e-learning Esercizi in classe</p>	<p>Tube catodico Saggi alla fiamma Spettri atomici dei gas Spettrometro e lunghezze d'onda</p>	<p>Colloquio orale Relazioni</p>
<p>4.La Tavola Periodica</p>	<p>Il sistema periodico: la tavola periodica di Mendeleev, la struttura elettronica a livelli e la tavola periodica attuale. La tavola periodica e la classificazione degli elementi: elementi naturali e artificiali; metalli, non metalli e semimetalli. Famiglie chimiche e proprietà.</p>	<p>5</p>	<p>Rappresentare la struttura elettronica di un atomo conoscendo il numero atomico. Individuare il numero di elettroni di valenza di un elemento in base alla sua posizione nella tabella periodica Rappresentare gli atomi degli elementi con i simboli di Lewis. Classificare un elemento in base alla posizione che occupa nella tabella periodica Descrivere le principali caratteristiche dei metalli e dei non metalli. Conoscere le caratteristiche della Tavola periodica degli elementi, la sua organizzazione e i criteri che l'hanno definita, le caratteristiche e le proprietà dei gruppi.</p>	<p>Lezione frontale Libro di testo Piattaforma di e-learning Esercizi in classe</p>	<p>Costruzione di una tavola periodica (ogni studente prepara il "quadrato" di due oltre elementi) differenza tra metalli e non metalli attraverso reazioni di ossidazione Proprietà delle famiglie chimiche</p>	<p>Verifiche scritte Colloquio orale Relazioni</p>
<p>5.I legami chimici</p>	<p>Elettroni di valenza e proprietà chimiche, i simboli di Lewis, la regola dell'ottetto e i legami tra gli atomi. Il legame ionico: elettroni che passano da un atomo all'altro, la struttura dei composti ionici. Il legame covalente: elettroni condivisi tra due atomi, doppi e tripli legami, le sostanze covalenti, il legame</p>	<p>10</p>	<p>Spiegare che cosa si intende in generale per legame chimico e utilizzare la regola dell'ottetto per prevedere la formazione dei legami tra gli atomi. Illustrare i modelli fondamentali di legame: legame ionico, legame metallico, legame covalente puro, polarizzato e dativo. Associare le proprietà macroscopiche dei composti ionici, delle sostanze molecolari e dei metalli ai diversi modi di legarsi degli atomi. Prevedere, in base alla posizione nella tavola periodica, il tipo di legame che si può formare</p>	<p>Lezione frontale Libro di testo Piattaforma di e-learning Esercizi in classe</p>	<p>Osservazioni di composti ionici e delle loro proprietà. Osservazione dei composti covalenti e delle loro proprietà Osservazione dei metalli e delle loro proprietà</p>	<p>Verifiche scritte Colloquio orale Relazioni</p>

	covalente polarizzato, il legame covalente dativo. Il legame metallico: elettroni condivisi tra più atomi.		tra due atomi. Scrivere la formula e il nome di un composto ionico utilizzando le tabelle degli ioni più comuni.			
6. Classi, formule e nomi dei composti	Numero di ossidazione e valenza La nomenclatura IUPAC e tradizionale dei composti: formule e nomi di ossidi, idrossidi, acidi, sali.	10	Spiegare che cosa si intende per valenza. Differenziare gli ossidi dei metalli da quelli dei non-metalli Definire le principali classi di composti inorganici e, data la formula di un composto, riconoscere la classe di appartenenza. Utilizzare il numero di ossidazione degli elementi per scrivere le formule dei composti. Applicare le regole di nomenclatura IUPAC e tradizionale per assegnare il nome ai composti e viceversa.	Lezione frontale Libro di testo Piattaforma di e-learning Esercizi in classe	Lettura delle etichette e riconoscimento dei composti “la pesca dei foglietti “di anioni e cationi	Verifiche scritte Colloquio orale Relazioni
7. Le forze intermolecolari e le proprietà delle sostanze	La forma delle molecole: la geometria molecolare, il modello VSEPR., Sostanze polari e sostanze apolari: le molecole polari e le molecole apolari. Forze intermolecolari e stati di aggregazione delle sostanze covalenti: forze dipolo-dipolo, forze di dispersione di London, il legame a idrogeno. Forze tra molecole diverse: miscibilità e solubilità: sostanze polari come solventi, sostanze apolari come solventi. Le soluzioni elettrolitiche: dissociazione in acqua di composti ionici, ionizzazione in acqua di composti polari, gli elettroliti.	8	Individuare se una molecola è polare o apolare, dopo averne stabilito la forma in base alle regole del modello VSEPR. Interpretare i processi di dissoluzione in base alle forze intermolecolari che si possono stabilire tra le particelle di soluto e di solvente. Descrivere e rappresentare in modo simbolico i processi di dissociazione e di ionizzazione che portano alla formazione di soluzioni elettrolitiche	Lezione frontale Libro di testo Piattaforma di e-learning Esercizi in classe	Riconoscimento delle proprietà delle sostanze polari e apolari Miscibilità e solubilità Elettroliti forti e deboli	Verifiche scritte Colloquio orale Relazioni
8. Le	Moli ed equazioni chimiche:	10	Padroneggiare il concetto di mole per	Lezione	Cinetica di una reazione chimica	Verifiche scritte

trasformazioni chimiche : aspetti stechiometrici ,energia e velocità.	coefficienti stechiometrici e moli di sostanza, come si risolvono gli esercizi di stechiometria. Gli scambi di energia nelle trasformazioni: processi esoenergetici ed endoenergetici Fattori che influenzano la velocità di reazione Teoria degli urti Diagramma energetico sull'andamento di reazione		risolvere esercizi relativi alla stechiometria di una trasformazione chimica. Determinare la variazione di energia nei processi chimici Esprimere l'unità di misura della velocità di una reazione Descrivere il diagramma energetico riguardante l'andamento di una reazione con o senza catalizzatore. Saper interpretare con la teoria degli urti l'influenza dei diversi fattori sulla velocità di reazione	frontale Libro di testo Piattaforma di e-learning Esercizi in classe	e fattori che la influenzano	Colloquio orale Relazioni
9.L'equilibrio Chimico	Reazioni reversibili e sistema chiuso Equilibrio chimico di tipo dinamico Aspetti quantitativi dell'equilibrio :K _{eq} . Principio di Le Chatelier e influenza di T, P, e C sulle condizioni di equilibrio	10	Descrivere a livello macroscopico e molecolare cosa accade in una reazione che ha raggiunto l'equilibrio Valutare la resa dei prodotti in base al valore della K_{eq} della reazione Comprendere come la variazione delle grandezze fisiche può influire sulla formazione dei prodotti di reazione	Lezione frontale Libro di testo Piattaforma di e-learning Esercizi in classe	Reazioni chimiche all'equilibrio ed effetto della variazione della concentrazione e della temperatura : Principio di Le Chalelier	
10.Acidi e basi	Acidi e basi in soluzione acquosa, lTeoria di Arrhenius. Teoria di Broensted. L'equilibrio di autoionizzazione dell'acqua: l'acqua è un elettrolita debolissimo, neutralità dell'acqua e scala di pH. La reazione di neutralizzazione, la proticità di un acido. Acidi forti e acidi deboli, basi forti e basi deboli. Indicatori acido-base.	10	Definire acidi e basi secondo la teoria di Arrhenius. Definire acidi e basi secondo la teoria di Broensted Scrivere l'equilibrio di autoionizzazione dell'acqua ed il valore di Kw. Definire la scala di pH e/o stabilire se una soluzione è neutra, acida o basica in base a valori di pH Scrivere l'equazione di una reazione di neutralizzazione tra un acido e un idrossido in forma molecolare, in forma ionica e in forma ionica semplificata. Spiegare la differenza tra acidi forti e deboli, tra basi forti e deboli.	Lezione frontale Libro di testo Piattaforma di e-learning Esercizi in classe	Riconoscimento degli acidi e delle basi tTitolazione acido base	Verifiche scritte Colloquio orale Relazioni

N.B. Gli obiettivi minimi sono evidenziati in grassetto