

Anno scolastico 2017/2018

Docente :Amidei Paola

Materia :Scienze Naturali

Classe :IV A

Indirizzo :LS

<u>Argomenti</u> (indicare anche eventuali percorsi di ripasso)	<u>Capitoli e/o pagine</u>
<u>CHIMICA</u>	
<p>CAPITOLO 10 La configurazione elettronica degli atomi</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. I limiti del modello planetario di Rutherford e il modello atomico di Bohr 2. Il modello atomico di Bohr per l'atomo di idrogeno 3. Per il principio di indeterminazione l'orbita dell'elettrone non si può definire 4. Gli orbitali atomici esprimono la probabilità di trovare l'elettrone in una regione dello spazio intorno al nucleo 5. I numeri quantici definiscono la dimensione e l'energia, la forma e l'orientamento degli orbitali atomici 6. La forma degli orbitali atomici è definita dal numero quantico secondario 7. Il numero quantico di spin definisce il moto di rotazione dell'elettrone 8. Il principio di Pauli definisce il numero di elettroni in un orbitale 9. L'energia degli orbitali aumenta con i valori di n e di l 10. L'ordine di riempimento degli orbitali è definito da tre principi 11. La configurazione elettronica è la disposizione degli elettroni negli orbitali di un atomo 	<p>Chimica più</p> <p>Da pag.233 a pag.249</p>
<p>CAPITOLO 11 La tavola periodica degli elementi</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Nella tavola di Mendeleev le proprietà degli elementi variano con la massa atomica 2. Nel sistema periodico le proprietà degli elementi variano con il numero atomico 3. Il sistema periodico è costituito da sette periodi e diciotto gruppi 4. La configurazione elettronica esterna nello stato fondamentale è definita dal numero del gruppo 5. Le proprietà degli elementi sono distinte in fisiche e chimiche (escluso densità) 6. Il raggio atomico diminuisce lungo un periodo e aumenta lungo un gruppo 7. L'energia di ionizzazione aumenta in un periodo e diminuisce in un gruppo 8. L'affinità elettronica è bassa negli alcani e alta negli alogeni 9. L'elettronegatività aumenta in un periodo e diminuisce in un gruppo 10. Gli elementi si classificano in metalli, non metalli e semimetalli 11. Il carattere metallico diminuisce in un periodo e aumenta in un gruppo. 	<p>Da pag. 255 a pag 275</p>
<p>CAPITOLO 12 I LEGAMI CHIMICI</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. I legami chimici sono forze attrattive tra atomi o tra molecole 2. La configurazione elettronica dell'ottetto è stabile 3. I legami chimici primari sono distinti in ionico, covalente e metallico 4. Il legame ionico si forma tra atomi di metalli e atomi di non metalli 5. Il legame covalente si forma tra atomi di non metalli uguali o diversi 6. Il legame covalente omopolare o puro si forma tra atomi dello stesso non metallo 7. Il legame covalente eteropolare o polare si forma tra atomi diversi di non metalli 8. Nel legame covalente dativo gli elettroni di legame sono forniti da un solo 	<p>Da pag. 285 a pag.311</p>

<p>Istituto di Istruzione Superiore – LICEO BOCCHI-GALILEI</p>	<p>PROGRAMMA SVOLTO</p>	<p>Mod. 7.1-01-44 Rev. 2 del 01/02/14 Pag. 3/5</p>
--	--------------------------------	---

<p>atomo</p> <p>9. Il tipo di legame dipende dalla differenza di elettronegatività tra due atomi</p> <p>10. Il legame metallico si forma tra atomi dello stesso metallo</p> <p>11. I legami chimici secondari sono distinti in interazioni intermolecolari e ione-dipolo</p> <p>12. Il legame a idrogeno</p> <p>13. Le proprietà dell'acqua.</p>	
<p>CAPITOLO 14 LE PROPRIETA' DELLE SOLUZIONI</p> <p>1. La tendenza al massimo disordine spinge i soluti a disciogliersi nei solventi</p> <p>2. Un soluto si scioglie in un solvente se è simile al solvente</p> <p>3. La solubilità di solidi e liquidi in acqua dipende dalla temperatura e dalla natura del soluto</p> <p>4. La solubilità di un gas in acqua dipende anche dalla pressione</p> <p>5. L'acqua dissocia i solidi ionici e dissolve i solidi molecolari polari</p> <p>6. La concentrazione delle soluzioni indica la quantità di soluto</p> <p>7. Come diluire le soluzioni concentrate</p> <p>8. Le proprietà colligative dipendono dal numero di particelle di soluto (sino alla 12 riga di pag. 355)</p> <p>10 L'innalzamento del punto di ebollizione</p> <p>11 L'abbassamento del punto di congelamento</p> <p>12 La pressione osmotica</p>	<p>Da pag. 337 a pag.363</p>
<p>CAPITOLO 15 LA NOMENCLATURA</p> <p>1. Il numero di ossidazione e le regole per calcolarlo</p> <p>2. Come scrivere le formule dei composti a partire dai numeri di ossidazione</p> <p>3. La IUPAC fissa le regole della nomenclatura sistematica</p> <p>4. La nomenclatura dei composti binari</p> <p>5. I composti binari dell'ossigeno sono gli ossidi, i perossidi e i superossidi</p> <p>6. I composti binari dell'idrogeno sono gli idruri</p> <p>7. I Sali binari sono formati da un metallo e da un non metallo</p> <p>8. Gli idrossidi sono composti ternari formati da un catione e dallo ione idrossido</p> <p>9. Gli ossoacidi sono formati da idrogeno, non metallo e ossigeno</p> <p>10. Gli osso anioni si formano dagli ossoacidi che rilasciano H⁺</p> <p>11. I Sali di ossoacidi sono costituiti da cationi metallici e osso anioni</p> <p>12. I composti del cromo e del manganese</p> <p>13.</p>	<p>Da pag. 373 a pag.397</p>
<p>CAPITOLO 16 LE REAZIONI CHIMICHE</p> <p>1. Le reazioni si rappresentano attraverso le equazioni chimiche</p> <p>2. Il bilanciamento delle reazioni osserva la legge di conservazione della massa</p> <p>3. Esistono diversi tipi di reazioni chimiche</p> <p>4. L'equazione ionica netta evidenzia gli ioni che partecipano alla reazione</p> <p>5. La stechiometria descrive gli aspetti quantitativi delle reazioni</p> <p>6. Stabilire le quantità di reagenti e prodotti di una reazione</p> <p>7. Il reagente limitante determina la quantità dei prodotti di una reazione</p> <p>8. La resa di una reazione è la quantità di prodotto che si forma</p>	<p>Da pag. 405 a pag.421</p>
<p>CAPITOLO 18 LA CINETICA CHIMICA</p> <p>1. Il fattore tempo è determinante per il decorso delle reazioni chimiche</p>	<p>Da pag. 461 a pag 470</p>

Istituto di Istruzione Superiore – LICEO BOCCHI-GALILEI	PROGRAMMA SVOLTO	Mod. 7.1-01-44 Rev. 2 del 01/02/14 Pag. 4/5
<ol style="list-style-type: none"> 2. La teoria delle collisioni: in una reazione atomi e molecole si urtano 3. Il complesso attivato; uno stato di transizione con energia potenziale maggiore di quella dei reagenti 4. La velocità di reazione dipende da diversi fattori 		
<p>CAPITOLO 19 L'EQUILIBRIO CHIMICO</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Le reazioni chimiche possono essere irreversibili o reversibili 2. Le reazioni reversibili raggiungono l'equilibrio 3. La costante di equilibrio fornisce informazioni qualitative e quantitative 4. Il verso di svolgimento di una reazione chimica è definito dal quoziente di reazione 5. Il principio di Le Chatelier definisce la posizione dell'equilibrio quando cambiano le condizioni del sistema 	Da pag.485 a pag.503	
<p>CAPITOLO 20 GLI ACIDI E LE BASI</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. La reazione di dissociazione ionica consiste nella formazione di ioni di carica opposta 2. I composti che in acqua si dissociano in ioni sono elettroliti 3. Gli acidi e le basi si identificano per le diverse proprietà 4. La teoria di Arrhenius: gli acidi in acqua liberano ioni H⁺, le basi ioni OH⁻ 5. La teoria di Bronsted-Lowry: gli acidi cedono protoni, le basi accettano protoni 6. Nella reazione di protolisi si trasferisce un protone 7. I composti anfoteri possono comportarsi sia da acidi sia da basi 8. Gli acidi si classificano in forti e deboli secondo la loro tendenza a cedere protoni 9. Le basi si classificano in forti e deboli secondo la loro tendenza ad accettare protoni 10. I valori della K_a e K_b sono legati dal prodotto ionico dell'acqua 	Da pag.515 a pag.533	
<p>CAPITOLO 21 GLI EQUILIBRI IN SOLUZIONE ACQUOSA</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. L'acqua dà origine a una reazione di auto ionizzazione 2. Le soluzioni possono essere acide, neutre e basiche(no pag. 552 e 553) 3. Acidi e basi si neutralizzano a vicenda 4. Anche un sale in acqua può determinare la variazione del pH 5. Le soluzioni tampone si oppongono alle variazioni di pH 	Da pag.543 a pag. 569	
<p>SCIENZE DELLA TERRA</p>		
<p>CAPITOLO 2B ATOMI, ELEMENTI, MINERALI E ROCCE</p> <ol style="list-style-type: none"> 2.1 Elementi e composti naturali 2.2 I minerali 2.3 La struttura cristallina dei minerali 2.6 Proprietà fisiche dei minerali 2.7 Polimorfismo 2.8 Isomorfismo 2.9 Solidi amorfi 2.10 Classificazione dei minerali 2.11 Classificazione dei silicati 2.12 Silicati mafici e felsici 2.13 Minerali non silicati 	Da pag.B/24 a pag B/42	

Istituto di Istruzione Superiore – LICEO BOCCHI-GALILEI	PROGRAMMA SVOLTO	Mod. 7.1-01-44 Rev. 2 del 01/02/14 Pag. 5/5
--	-------------------------	---

2.14 le rocce della crosta terrestre 2.15 Come riconoscere le rocce (prime 10 righe) 2.16 Il ciclo litogenetico	
CAPITOLO 3 B PROCESSO MAGMATICO E ROCCE IGNEE 3.1 Il processo magmatico 3.2 Il magma 3.3 Genesi dei magmi 3.4 Cristallizzazione magmatica e differenziale 3.5 Le rocce ignee (sino tabella 3.2) 3.6 Le rocce ignee nel sottosuolo (solo definizione gialla)	Da pag.B/46 a pag B/56
CAPITOLO 4 I VULCANI 4.1 Definizione e relazioni geologiche 4.2 Il meccanismo eruttivo 4.4 Attività eruttiva 4.5 Attività vulcanica esplosiva (caduta gravitativa prime 12 righe, colata piroclastica prime 24 righe; ondata basale prime 18 righe) 4.6 Attività vulcanica effusiva (tranne ultime 7 righe) 4.7 Stili e forme dei prodotti e degli apparati vulcanici 4.8 Manifestazioni gassose	Da pag.B/62 a pag B/77
CAPITOLO 5 B PROCESSO SEDIMENTARIO E ROCCE SEDIMENTARIE 5.1 La degradazione meteorica 5.2 Alterazione chimica delle rocce (fino a figura 5.3) 5.3 Disgregazione fisica delle rocce 5.4 Azione degli organismi sulle rocce 5.5 Un archivio di pietra 5.6 Dai sedimenti alle rocce sedimentarie 5.7 Le proprietà fondamentali delle rocce sedimentarie 5.8 Rocce terrigene 5.9 Rocce carbonati che (prime 4 righe) 5.10 Evaporiti 5.11 Rocce silicee e altri gruppi minori di rocce sedimentarie 5.16 La facies (prime 29 righe)	Da pag. B/82 a pag B/105
CAPITOLO 6 B PROCESSO METAMORFICO E ROCCE METAMORFICHE 6.1 I processi metamorfici 6.2 Facies metamorfiche 6.3 Strutture delle rocce metamorfiche 6.4 Minerali indice 6.5 Classificazione geologica del metamorfismo 6.6 Classificazione delle rocce metamorfiche	Da pag.B/110 a pag B/119

DATA _____

FIRMA DEL DOCENTE _____

Firme dei rappresentanti di classe _____