

Anno scolastico 2017/2018

Docente : Susanna Prando

Materia : Scienze Naturali

Classe : 4^C

Indirizzo : Liceo Scientifico delle Scienze Applicate

Argomenti (indicare anche eventuali percorsi di ripasso)

Ripasso: definizione di chimica, trasformazioni fisiche e chimiche, classificazione della materia, definizione di atomo, particelle subatomiche, numero atomico, numero di massa. Isotopi: definizione ed esempi. Ioni: definizione ed esempi. La mole.

Chimica inorganica

Capitolo 10. La configurazione elettronica degli atomi

10.1 I limiti del modello planetario di Rutherford e il modello atomico di Bohr. 10.2 Il modello atomico di Bohr per l'atomo di idrogeno. 10.3 Per il principio di indeterminazione l'orbita dell'elettrone non si può definire. 10.4 Gli orbitali atomici esprimono la probabilità di trovare l'elettrone in una regione dello spazio intorno al nucleo. 10.5 I numeri quantici definiscono la dimensione e l'energia, la forma e l'orientamento degli orbitali atomici. 10.6 La forma degli orbitali atomici è definita dal numero quantico secondario. 10.7 Il numero quantico di spin definisce il moto di rotazione dell'elettrone. 10.8 Il principio di esclusione di Pauli definisce il numero di elettroni in un orbitale. 10.9 L'energia degli orbitali aumenta con i valori di n e di l . 10.10 L'ordine di riempimento degli orbitali è definito da tre principi. 10.11 La configurazione elettronica è la disposizione degli elettroni negli orbitali di un atomo.

Capitolo 11. La tavola periodica degli elementi

11.1 Nella tavola di Mendeleev le proprietà degli elementi variano con la massa atomica. 11.2 Nel sistema periodico le proprietà degli elementi variano con il numero atomico. 11.3 Il sistema periodico è costituito da sette periodi e diciotto gruppi. 11.4 La configurazione elettronica esterna nello stato fondamentale è definita dal numero del gruppo. 11.5 Le proprietà periodiche degli elementi sono distinte in fisiche e chimiche. 11.6 Il raggio atomico diminuisce lungo un periodo e aumenta lungo un gruppo. 11.7 L'energia di ionizzazione aumenta in un periodo e diminuisce in un gruppo. 11.8 L'affinità elettronica è bassa negli alcalini e alta negli alogeni. 11.9 L'elettronegatività aumenta in un periodo e diminuisce in un gruppo.

Capitolo 12. I legami chimici

12.1 I legami chimici sono forze attrattive tra atomi o tra molecole. 12.2 La configurazione elettronica dell'ottetto è stabile. 12.3 I legami chimici primari sono distinti in ionico, covalente e metallico. 12.4 Il legame ionico si forma tra atomi di metalli e atomi di non metalli. 12.5 Il legame covalente si forma tra atomi di non metalli uguali o diversi. 12.6 Il legame covalente omopolare o puro si forma tra atomi dello stesso non metallo. 12.7 Il legame covalente eteropolare o polare si forma tra atomi diversi di non metalli. 12.8 Nel legame covalente dativo gli elettroni di legame sono forniti da un solo atomo. 12.9 Il tipo di legame dipende dalla differenza di elettronegatività tra due atomi. 12.10 Il legame metallico si forma tra atomi dello stesso metallo. 12.11 I legami chimici secondari sono distinti in interazioni intermolecolari e ione-dipolo. 12.12 Il legame a idrogeno.

Capitolo 13. La geometria delle molecole

13.6 La teoria VSEPR definisce la geometria delle molecole.

Capitolo 14. Le proprietà delle soluzioni

14.1 La tendenza al massimo disordine spinge i soluti a disciogliersi nei solventi. 14.2 Un soluto si scioglie in un solvente se è simile al solvente. 14.3 La solubilità di solidi e liquidi in acqua dipende dalla temperatura e dalla natura del soluto. 14.4 La solubilità di un gas in acqua dipende anche dalla pressione. 14.6 La concentrazione delle soluzioni indica la quantità di soluto (la molarità, la molalità).

Capitolo 15. La nomenclatura

15.1 Il numero di ossidazione e le regole per calcolarlo. 15.2 Come scrivere le formule dei composti a partire dai numeri di ossidazione. 15.4 La nomenclatura dei composti binari. 15.5 I composti binari dell'ossigeno sono gli ossidi, i perossidi e i superossidi. 15.6 I composti binari dell'idrogeno sono gli idruri. 15.7 I sali binari sono formati da un metallo e da un non metallo. 15.8 Gli idrossidi sono composti

ternari formati da un catione e dallo ione idrossido. 15.9 Gli ossoacidi sono formati da idrogeno, non metallo e ossigeno. 15.11 I sali di ossoacidi sono costituiti da cationi metallici e ossoanioni.

Capitolo 16. Le reazioni chimiche

16.1 Le reazioni si rappresentano attraverso le equazioni chimiche. 16.2 Il bilanciamento delle reazioni osserva la legge di conservazione della massa. 16.3 Esistono diversi tipi di reazioni chimiche. 16.4 L'equazione ionica netta evidenzia gli ioni che partecipano alla reazione. 16.5 La stechiometria descrive gli aspetti quantitativi delle reazioni. 16.6 Stabilire le quantità di reagenti e prodotti in una reazione. 16.7 Il reagente limitante determina la quantità dei prodotti di una reazione. 16.8 La resa di una reazione è la quantità di prodotto che si forma.

Capitolo 17. La termodinamica e la termochimica

17.1 L'energia nelle reazioni chimiche si trasforma.

Capitolo 19. L'equilibrio chimico

19.1 Le reazioni chimiche possono essere irreversibili o reversibili. 19.2 Le reazioni reversibili raggiungono l'equilibrio (sino alla legge di azione di massa). 19.3 La costante di equilibrio fornisce informazioni qualitative e quantitative.

Capitolo 20. Gli acidi e le basi

20.1 La reazione di dissociazione ionica consiste nella formazione di ioni di carica opposta. 20.2 I composti che in acqua si dissociano in ioni sono elettroliti. 20.3 Gli acidi e le basi si identificano per le diverse proprietà. Acidi e basi nei viventi. 20.4 La teoria di Arrhenius: gli acidi in acqua liberano ioni H^+ , le basi ioni OH^- . 20.5 La teoria di Brønsted-Lowry: gli acidi cedono protoni, le basi accettano protoni. 20.6 Nella reazione di protolisi si trasferisce un protone. 20.7 I composti anfoteri possono comportarsi sia da acidi sia da basi. 20.8 Gli acidi si classificano in forti e deboli secondo la loro tendenza a cedere protoni. 20.9 Le basi si classificano in forti e deboli secondo la loro tendenza ad accettare protoni. 20.11 La teoria di Lewis: gli acidi accettano un doppietto elettronico, le basi lo condividono.

Capitolo 21. Gli equilibri in soluzione acquosa

21.1 L'acqua dà origine a una reazione di autoionizzazione. 21.2 Le soluzioni possono essere acide, neutre e basiche (Il grado di acidità o basicità di una soluzione: pH e pOH).

Scienze della Terra

Capitolo 2B. Atomi, elementi, minerali e rocce

2.1 Elementi e composti naturali. 2.2 I minerali. 2.3 La struttura cristallina dei minerali. 2.5 Formazione dei minerali. 2.6 Proprietà fisiche dei minerali. 2.7 Polimorfismo. 2.8 Isomorfismo. 2.10 Classificazione dei minerali. 2.11 Classificazione dei silicati. 2.12 Silicati mafici e felsici. 2.13 Minerali non silicati. 2.14 Le rocce della crosta terrestre.

Capitolo 3B. Processo magmatico e rocce ignee

3.1 Il processo magmatico. 3.2 Il magma. 3.3 Genesi dei magmi. 3.5 Le rocce ignee. 3.6 Le rocce ignee nel sottosuolo.

Capitolo 4B. I vulcani

4.1 Definizione e relazioni geologiche. 4.2 Il meccanismo eruttivo. 4.3 Tipi di eruzione. 4.5 Attività vulcanica esplosiva (sino a colata piroclastica). 4.6 Attività vulcanica effusiva. 4.8 Manifestazioni gassose. 4.9 Rischio vulcanico.

Capitolo 5B. Processo sedimentario e rocce sedimentarie

5.1 La degradazione meteorica. 5.2 Alterazione chimica delle rocce. 5.3 Disgregazione fisica delle rocce. 5.4 Azione degli organismi sulle rocce. 5.6 Dai sedimenti alle rocce sedimentarie. 5.7 Le proprietà fondamentali delle rocce sedimentarie. 5.8 Rocce terrigene. 5.9 Rocce carbonatiche. 5.10 Evaporiti.

Capitolo 6B. Processo metamorfico e rocce metamorfiche

6.1 I processi metamorfici.

Capitolo 7B. La Terra deformata: faglie, pieghe, orogenesi

7.3 Come si deformano le rocce. 7.4 Fattori che influenzano le deformazioni delle rocce. 7.7 Diaclasi e faglie (sino a faglie trascorrenti). 7.8 Pieghie.

Capitolo 8B. I terremoti

8.1 Il terremoto. 8.2 Comportamento elastico delle rocce. 8.3 Ciclicità statistica dei fenomeni sismici. 8.4 Onde sismiche. 8.5 Misura delle vibrazioni sismiche. 8.6 Determinazione dell'epicentro di un terremoto. 8.7 Dove avvengono i terremoti. 8.8 Energia dei terremoti. 8.9 Intensità dei terremoti. 8.10 Previsione dei terremoti. 8.11 Prevenzione dei terremoti.

Laboratorio

Scala di Mohs.

Le proprietà delle soluzioni.

Riconoscimento di sostanze acide e basiche con cartina indicatrice.

Testi in adozione

Titolo: Chimica più Dalla struttura atomica all'elettrochimica

Autore: V. Posca, T. Fiorani

Editore: Zanichelli

Titolo: Le scienze della Terra Minerali, rocce, vulcani, terremoti. Vol. B

Autore: A. Bosellini

Editore: Italo Bovolenta

DATA _____

FIRMA DEL DOCENTE _____

Firme dei rappresentanti di classe _____
