



Finanziato dall'Unione europea
NextGenerationEU



Ministero dell'Istruzione e del Merito



Italiadomani
Piano Nazionale di Ripresa e Resilienza




Ministero dell'Istruzione e del Merito
Liceo Scientifico Statale "Niccolò Copernico"
Via Verdi 23/25 - 27100 PAVIA Tel. 0382 29120
Cod. Mecc. PVPS05000Q C.F. 96000610186 C.U.F. UFGPJF
E-mail: pvps05000q@istruzione.it Pec: pvps05000q@pec.istruzione.it
www.copernico.edu.it



PROGRAMMA SVOLTO DI SCIENZE NATURALI
CLASSE III N - ANNO SCOLASTICO 2025-2026
DOCENTE: SANDRO GALLOTTI

Testo: VALITUTTI GIUSEPPE CHIMICA: CONCETTI E MODELLI 3ED. (LDM) – DALLA STRUTTURA ATOMICA ALL'ELETTROCHIMICA
ZANICHELLI EDITORE

Materiale fornito dal docente

I limiti del modello planetario di Rutherford e il modello atomico di Bohr; il modello atomico di Bohr per l'atomo di idrogeno; per il principio di indeterminazione l'orbita dell'elettrone non si può definire; gli orbitali atomici; i numeri quantici; la forma degli orbitali atomici; il numero quantico di spin; il principio di esclusione di Pauli; l'energia degli orbitali; l'ordine di riempimento; la configurazione elettronica.

Lo sviluppo storico della Tavola Periodica. La tavola di Mendeleev; nel sistema periodico le proprietà degli elementi variano; il sistema periodico; la configurazione elettronica esterna; le proprietà periodiche degli elementi; il raggio atomico; l'energia di ionizzazione; l'affinità elettronica; l'elettronegatività; gli elementi metallici, non metallici e semimetallici; come variano le caratteristiche metalliche.

I legami chimici; la configurazione elettronica stabile; i legami chimici primari; il legame ionico; il legame covalente; il legame covalente omopolare; il legame covalente eteropolare; il legame dativo; il tipo di legame dipende dalla differenza di elettronegatività; il legame metallico; il legame a idrogeno; le proprietà dell'acqua.

L'ibridazione e i suoi diversi tipi; l'atomo di carbonio e le sue ibridazioni; le formule di struttura indicano come si legano gli atomi; la risonanza; la teoria VSEPR; la polarità delle molecole. La teoria del legame di valenza e dell'orbitale molecolare.

La tendenza al massimo disordine spinge i soluti a disciogliersi nei solventi; un soluto si scioglie in un solvente se è simile al solvente; la solubilità di solidi e liquidi in acqua; la solubilità di un gas; l'acqua dissocia i solidi ionici e dissolve i solidi molecolari polari; come diluire le soluzioni concentrate; le

proprietà colligative; l'abbassamento della tensione di vapore; l'innalzamento del punto di ebollizione; la pressione osmotica.

Il numero di ossidazione e le regole per calcolarlo; come scrivere le formule dei composti; la IUPAC fissa le regole di nomenclatura sistematica; la nomenclatura dei composti binari; i composti binari dell'ossigeno; i composti binari dell'idrogeno, gli idrossidi; gli ossiacidi; gli ossoanioni; i composti del cromo, dello zolfo, dell'azoto e del manganese. La nomenclatura di ossiacidi particolari dei diversi elementi. Il comportamento anfotero. I Sali metodi di preparazione nomenclatura IUPAC e tradizionale. Gli ioni positivi e negativi.

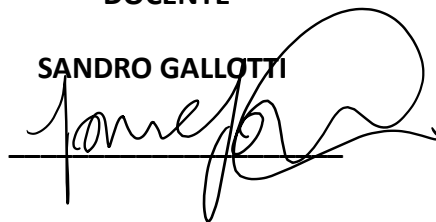
BIOLOGIA

Ripasso la struttura del DNA e dell'RNA sul ciclo cellulare, meiosi e mitosi.

Pavia 08-06-2026

DOCENTE

SANDRO GALLOTTI

A handwritten signature in black ink, appearing to read 'Sandro Gallotti', written over a horizontal line. The signature is stylized and cursive.

LAVORO ESTIVO PER TUTTI

RIPASSARE BENE LAPARTE RELATIVA ALLA NUMENCLATURA E RISOLVERE GLI ESERCIZI ALLEGATI (COMPITI DELLE VACANZE)

LEGGERE il libro “Quando la cellula perde il controllo – Capire il cancro per sconfiggerlo” di Giovanni Maga – ed. Zanichelli

LAVORO ESTIVO PER ALUNNI CON GIUDIZIO SOSPESO e/o CON AIUTO

OLTRE AI COMPITI ASSEGNATI, EFFETTUARE GLI ESERCIZI E RISPONDERE ALLE DOMANDE AL TERMINE DI OGNI CAPITOLO DEI LIBRI DI TESTO ALLO SCOPO DI PREPARARSI A SOSTENERE LA PROVA SCRITTA PREDISPOSTA AL SUPERAMENTO DEL DEBITO

COMPITI DELEL VACANZE

MATERIA: SCIENZE NATURALI

Esegui su un foglio protocollo gli esercizi di seguito riportati, in modo che l’insegnante potrà correggerli

DOMANDE APERTE

1. Definisci: a) reazione chimica, b) reagente, c) prodotto, e) equazione chimica, f) coefficiente stechiometrico.
2. Dai la definizione di numero atomico, numero di massa e isotopo
3. Indica la differenza tra atomo e ione
4. Spiega la differenza tra i termini periodo/gruppo e elementi dei gruppi rappresentativi/elementi di transizione
5. Definisci il raggio atomico, l’energia di ionizzazione, l’affinità elettronica e l’elettronegatività e spiega come variano tali grandezze nel sistema periodico.
6. Quale elemento ha gli atomi con il raggio maggiore fra: Li, Be, N, F
7. Quale elemento ha gli atomi con la maggiore affinità elettronica fra: Li, Na, K, Cl.
8. Quale elemento ha gli atomi con la maggiore energia di ionizzazione fra: Li, Mg, Rb, F.

1) Scrivi la formula e la reazione di formazione di tutti gli ossidi possibili del piombo e del fosforo attribuendo loro il nome tradizionale

2) Scrivi la formula dei seguenti composti:

Ossido di magnesio ; ossido ferroso ; anidride clorica ; ossido rameico
ossido di calcio; Ossido manganico ;ossido nitroso ; ossido di boro (III)
ossido aurico ; anidride carboniosa ; ossido di argento ; Anidride bromica

3) Consultando la tavola periodica completa la seguente tabella:

Simbolo	Z	A	n. protoni	n. elettroni	n. neutroni	Carica del nucleo	Elettroni di valenza	Simbolismo di Lewis
Ge		72						
		28		14				

	53				78			
S ²⁻					18			

	IA																		VIIIA
1	1 H	IIA																	2 He
2	3 Li	4 Be																	
3	11 Na	12 Mg																	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra																	

Valori di elettronegatività di alcuni elementi chimici:

Al	B	Be	Br	C	Ca	Cl	Cr	F	H	K	Li	Mn	N	Na	O	P	S	Se	
1,5	2	1,5	2,8	2,5	1	3	1,6	4	2,1	0,8	1	1,5	3	0,9	3,5	2,1	2,5	2,4	

Il primo tipo di esercizi consiste nell'ordinare una serie di elementi chimici in base ai valori di elettronegatività crescenti.

Esempio: S, Se, O ==> R: .

Vengono proposte diverse coppie di elementi che formano legami; occorre stabilire se si tratterà di legami ionici, covalenti o di altro tipo

Esempio: Ca -- C ==> R:

3) In questo esercizio bisogna assegnare il δ^+ e il δ^- a ciascun elemento di un dipolo:

δ^- δ^+

Esempio: O -- N

Qui si deve indicare il tipo di legame presente in ciascuna delle coppie e dare una spiegazione:

LiF

P₄

HF

I legami tra le seguenti coppie di elementi sono tutti covalenti. Ordinali secondo la polarità a partire dal più polare

H-Cl
H-F
O-O

Rappresenta, con la simbologia di Lewis, i legami nelle molecole seguenti ; evidenzia quelli dativi col simbolo :|□.

Esempio: SO_2

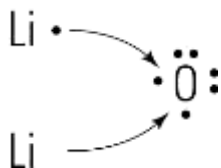
Considera la molecola di F_2 :

Evidenzia gli elettroni esterni e di legame con la simbologia di Lewis;

Indica gli orbitali che partecipano al legame;

La molecola è omopolare o eteropolare? Perché?

Osserva il modello.



- Quanti elettroni esterni ha l'atomo di litio?
- Quanti elettroni esterni ha l'atomo di ossigeno?
- Quando gli atomi di litio e l'atomo di ossigeno reagiscono tra loro, come fanno a formare la particella elementare del composto?
- Che tipo di legame si forma tra il litio e l'ossigeno?

ESERCIZIO 7

Atomo di ossigeno	Ione ossido

Confronta la struttura dell'atomo di ossigeno e dello ione ossido.

- Che cosa hanno in comune le strutture dell'atomo di ossigeno e dello ione ossido?
- Quali sono le differenze tra le strutture dell'atomo di ossigeno e dello ione ossido?
- Spiega come dall'atomo di ossigeno si forma lo ione ossido.
- Che tipo di carica elettrica ha lo ione ossido?

- e) Perché la struttura dello ione ossido è più stabile della struttura dell'atomo di ossigeno?
- f) Scrivi il simbolo chimico dello ione ossido.

ESERCIZIO 8

Il sodio e il fluoro formano un composto ionico.

- a) Quali sono i simboli chimici del sodio e del fluoro?
- b) A quale gruppo principale della tavola periodica appartiene il sodio, e quanti elettroni ha l'atomo di sodio sul guscio elettronico esterno?
- c) A quale gruppo principale della tavola periodica appartiene il fluoro, e quanti elettroni ha l'atomo di fluoro sul guscio elettronico esterno?
- d) Quando gli atomi di sodio e di fluoro reagiscono tra loro, come fanno a raggiungere l'ottetto?
- e) Quali sono le cariche elettriche degli ioni che si formano e quali i loro simboli chimici?

ESERCIZIO 9

La carica dello ione di un elemento di un gruppo principale è +2.

- a) A quale gruppo principale appartiene l'elemento?
- b) Lo ione si è formato acquistando o cedendo elettroni? Motiva la risposta.
- c) Lo ione si è formato da un atomo metallico o non metallico? Motiva la risposta.
- d) Scrivi due esempi di elementi che possono formare ioni con carica +2.
- e) Disegna il modello a gusci per uno degli atomi che hai indicato al punto precedente.

Esercizi di Nomenclatura Chimica Scrivere

la formula dei seguenti composti

1. Ossido ferroso
2. Ossido rameico
3. Ossido manganoso
4. Ossido di bario
5. Pentossido di vanadio
6. Triossido di ferro
7. Anidride ipoclorosa
8. Anidride perclorica
9. Anidride fosforica
10. Anidride solforosa
11. Triossido di dicloro
12. Biossido di carbonio
13. Triossido di zolfo
14. Idrossido di calcio
15. Idrossido ferrico
16. Diidrossido di bario
17. Idrossido di sodio
18. Acido carbonico

19. Acido perclorico
20. Acido solforico
21. Acido solforoso
22. Acido ipobromoso
23. Acido clorico
24. Acido cianidrico
25. Acido bromidrico
26. Acido solfidrico
27. Acido fosforoso
28. Anidride arseniosa
29. Anidride borica
30. Monossido di azoto
31. Biossido di azoto

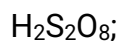
Scrivere il nome corrispondente alle seguenti formule:

1. Cl_2O_7
2. Na_2O
3. CuO
4. Fe_2O_3
5. FeO
6. MgO
7. Cl_2O_3
8. SO_2
9. CO
10. CO_2
11. SO_3
12. V_2O_3
13. Br_2O_3
14. I_2O_7
15. Na_2O_2
16. H_2O_2
17. HClO_4
18. HNO_3
19. H_3PO_4
20. H_2SO_3
21. HCN
22. H_2S
23. HI
24. $\text{Ba}(\text{OH})_2$
25. KOH
26. $\text{Fe}(\text{OH})_2$
27. NaOH
28. NH_4OH
29. NH_3
30. PH_3
31. NaH
32. $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 33.
- 34.

$\text{Cu}(\text{OH})_2$;

H_2SO_3 ;

35.



Scrivere la formula molecolare dei seguenti sali binari e ternari e prepararli dato il loro nome in nomenclatura tradizionale.

- i) ioduro di litio
- j) bromuro ferroso

6. Effettuare la sintesi dei seguenti composti:

- b) Ossido di calcio
- c) Perossido di calcio
- d) Idrossido di calcio
- e) Idruro di alluminio
- f) Ossido di alluminio
- g) Idrossido di alluminio
- h) Perossido di idrogeno

- b) Idruro rameico
- c) Idruro di cesio
- d) Idrossido di cesio
- e) Ossido di cesio
- f) Perossido di cesio
- l) Idrossido tannico

Individuare le formule brute errate e spiegare l'errore:

- b) $\text{Zn}(\text{OH})_4$
- e) HgOH
- f) Hg_2O_3
- g) HgO_2
- h) Na_2O_2

12. Scrivere le formule brute e di struttura dei seguenti ossiacidi:

- a) Acido carbonico
- b) Acido bromico
- c) Acido arsenioso

13. impostare e bilanciare le equazioni di sintesi degli acidi dell'esercizio precedente.

14. scrivere le formule dei seguenti composti e impostare e bilanciare le relative equazioni di sintesi:

- a) acido borico
- c) ioduro di litio
- e) idrossido di potassio

f)

perossido di berillio

*Buone Vacanze e Buon
lavoro!!!!!!!!!!*

Pavia, 08 giugno 2026

Il docente
Sandro Gallotti