



  
*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](mailto:pvps05000q@istruzione.it) Pec: [pvps05000q@pec.istruzione.it](mailto:pvps05000q@pec.istruzione.it)  
[www.copernico.edu.it](http://www.copernico.edu.it)



**PROGRAMMA SVOLTO DI SCIENZE NATURALI**  
**CLASSE III C - ANNO SCOLASTICO 2023-2024**  
**DOCENTE: SANDRO GALLOTTI**

## **BIOLOGIA**

**Testo: Marielle Hoefnagels Biologia - Indagine sulla vita Linea blu - Seconda edizione Basi molecolari della vita, evoluzione e corpo umano - 2° biennio Arnoldo Mondadori**

Materiale fornito dal docente

La cellula eucariotica, struttura e funzione della membrana plasmatica; gli organuli e il sistema delle membrane interne; il sostegno, il movimento e l'adesione cellulare.

Che cosa studia l'anatomia; i diversi tipi di tessuti umani; funzioni di base degli organismi viventi. La nascita degli organismi dallo zigote ai foglietti embrionali.

Il circolo sanguigno; l'anatomia del cuore; i vasi sanguigni; il sangue. La coagulazione

Le funzioni dell'apparato respiratorio; l'anatomia dell'apparato respiratorio; la meccanica respiratoria; gli scambi gassosi; il controllo della respirazione.

Introduzione all'apparato digerente; l'inizio della digestione; le funzioni dello stomaco; l'intestino, il pancreas e il fegato; il metabolismo e la dieta.

L'equilibrio idrico: la struttura e la funzione dell'apparato urinario; la struttura dei reni; la vescica, i condotti urinari e l'urina.

Lo scheletro e i muscoli. Anatomia dello scheletro i principali muscoli e la fisiologia della contrazione.

## **CHIMICA**

**Testo: Testo: Chimica più – Dalla materia all'atomo. AA: V. Posca, T. Fiorani – Zanichelli**

Materiale fornito dal docente

Molecole, formule ed equazioni chimiche; le molecole sono formate da atomi uguali o diversi; le sostanze sono costituite di atomi, molecole e ioni; le formule chimiche sono le etichette delle sostanze; le reazioni chimiche si riassumono con uno schema; bilanciando lo schema si ottiene un'equazione chimica.

Tra gli atomi agiscono forze di natura elettrica; gli atomi contengono cariche elettriche positive e negative; Crookes e i raggi catodici; gli esperimenti di Thomson e Millikan; il protone; i modelli atomici di Thomson e Rutherford; gli atomi hanno un nucleo positivo; il diverso numero di protoni; i neutroni; isotopi e disposizione a strati degli elettroni; strato di valenza; gli atomi si uniscono; il legame ionico; il legame covalente.

**Testo: VALITUTTI GIUSEPPE CHIMICA: CONCETTI E MODELLI 3ED. (LDM) – DALLA STRUTTURA ATOMICA ALLA CHIMICA ORGANICA 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; la concentrazione delle soluzioni; 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.

### LAVORO ESTIVO PER TUTTI

RIPASSARE BENE LAPARTE RELATIVA ALLA NUMENCLATURA E RISOLVERE GLI ESERCIZI ALLEGATI (COMPITI DELLE VACANZE)  
STUDIARE I CAPITOLI RELATIVI AL DIGERENTE E ALL'ESCRETTORE.

**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 <sup>2-</sup>					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  $\delta^+$  e il  $\delta^-$  a ciascun elemento di un dipolo:

$\delta^-$        $\delta^+$

Esempio:      O -- N

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

LiF

P<sub>4</sub>

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:  $\text{SO}_2$

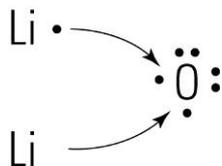
Considera la molecola di  $\text{F}_2$ :

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

Indica gli orbitali che partecipano al legame;

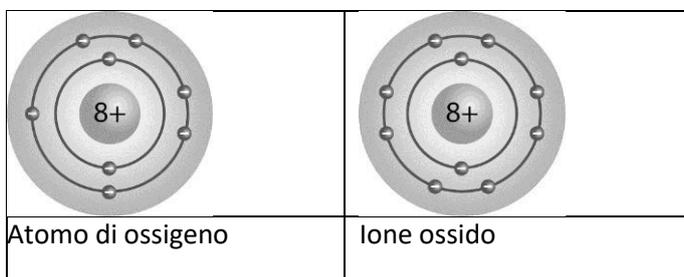
La molecola è omopolare o eteropolare? Perché?

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



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.  $\text{Cl}_2\text{O}_7$
2.  $\text{Na}_2\text{O}$
3.  $\text{CuO}$
4.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
5.  $\text{FeO}$
6.  $\text{MgO}$
7.  $\text{Cl}_2\text{O}_3$
8.  $\text{SO}_2$
9.  $\text{CO}$
10.  $\text{CO}_2$
11.  $\text{SO}_3$
12.  $\text{V}_2\text{O}_3$
13.  $\text{Br}_2\text{O}_3$
14.  $\text{I}_2\text{O}_7$
15.  $\text{Na}_2\text{O}_2$
16.  $\text{H}_2\text{O}_2$
17.  $\text{HClO}_4$
18.  $\text{HNO}_3$
19.  $\text{H}_3\text{PO}_4$
20.  $\text{H}_2\text{SO}_3$
21.  $\text{HCN}$
22.  $\text{H}_2\text{S}$
23.  $\text{HI}$
24.  $\text{Ba}(\text{OH})_2$
25.  $\text{KOH}$
26.  $\text{Fe}(\text{OH})_2$
27.  $\text{NaOH}$
28.  $\text{NH}_4\text{OH}$
29.  $\text{NH}_3$
30.  $\text{PH}_3$
31.  $\text{NaH}$
32.  $\text{Al}(\text{OH})_3$

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

Pavia, 08 giugno 2023

Il docente  
Sandro Gallotti