

SCIENZE NATURALI



CHIMICA INORGANICA-SCIENZE DELLA TERRA-BIOLOGIA

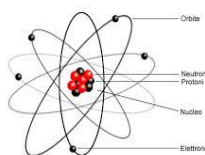
CLASSE TERZA

LICEO SCIENTIFICO SCIENZE APPLICATE

IIS PRIMO LEVI



CHIMICA INORGANICA



- 1. LEGAMI CHIMICI
- 2. REAZIONI E NOMENCLATURA

Periodic Table of the Elements, in Pictures

Key		Atoms		Molecules	
Symbol → C	← Atomic Number 6		Atoms have a nucleus of protons and neutrons surrounded by electrons. The number of electrons in an uncharged atom is the same as the number of protons.		Atoms combine to make molecules by sharing or trading their outer electrons. Many atoms prefer to have eight electrons in their outer orbit like the oxygen atom in H ₂ O.
Name → Carbon					
Use or Occurrence → Plants and Animals					
Color Key Alkali Metals Alkali Earth Metals Transition Metals Other Non-Metals Halogens Inert Gases Lanthanides Actinides Trans-Actinides					
Solid Liquid Gas Radioactive Man-Made					

Period	Group 1	Group 2	Transition Metals	Group 13	Group 14	Group 15	Group 16	Group 17	Group 18									
1	H Hydrogen	He Helium																
2	Li Lithium	Be Beryllium		B Boron	C Carbon	N Nitrogen	O Oxygen	F Fluorine	Ne Neon									
3	Na Sodium	Mg Magnesium		Al Aluminum	Si Silicon	P Phosphorus	S Sulphur	Cl Chlorine	Ar Argon									
4	K Potassium	Ca Calcium	Sc Scandium	Ti Titanium	V Vanadium	Cr Chromium	Mn Manganese	Fe Iron	Co Cobalt	Ni Nickel	Cu Copper	Zn Zinc	Ga Gallium	Ge Germanium	As Arsenic	Se Selenium	Br Bromine	Kr Krypton
5	Rb Rubidium	Sr Strontium	Yttrium	Zr Zirconium	Nb Niobium	Mo Molybdenum	Tc Technetium	Ru Ruthenium	Rh Rhodium	Pd Palladium	Ag Silver	Cd Cadmium	In Indium	Sn Tin	Sb Antimony	Te Tellurium	I Iodine	Xe Xenon
6	Cs Cesium	Ba Barium	Lanthanides	Hf Hafnium	Ta Tantalum	W Tungsten	Re Rhenium	Os Osmium	Ir Iridium	Pt Platinum	Au Gold	Hg Mercury	Tl Thallium	Pb Lead	Bi Bismuth	Po Polonium	At Astatine	Rn Radon
7	Fr Francium	Ra Radium	Actinides	Rf Rutherfordium	Db Dubnium	Sg Seaborgium	Bh Bohrium	Hs Hassium	Mt Meitnerium	Uun Ununilium	Uuu Ununium	Uub Ununbium	Uut Ununtrium	Uuq Ununquadium	Uup Ununpentium	Uuh Ununhexium	Uus Ununseptium	Uuo Ununoctium

Copyright © 1997 Keith Enevoldsen

1. I LEGAMI CHIMICI

Si chiama legame chimico ciò che tiene unito un atomo ad un altro e si forma sempre fra almeno due atomi. Per indicare che due atomi sono legati, si interpone un **trattino** fra i loro simboli (C-C, H-H, etc...). Gli atomi formano legami chimici per raggiungere una configurazione elettronica più stabile, generalmente la configurazione elettronica del gas nobile più vicino, quindi l'ottetto completo. I gas nobili non formano legami chimici perché hanno l'ottetto completo. Nelle molecole costituite da due atomi uguali (molecole biatomiche) come, per esempio, la molecola dell'idrogeno H₂, un solo legame è sufficiente a tenere insieme i due atomi.

● atomo di idrogeno

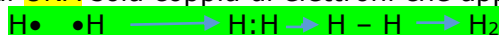
●—● molecola di idrogeno

1.1 Classificazione dei legami: COVALENTE E IONICO

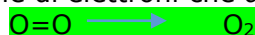
Legame covalente (tra non Metalli)

Nel legame covalente gli atomi che formano la molecola, **CONDIVIDONO una o più COPPIE** di elettroni esterni, per questo motivo può essere:

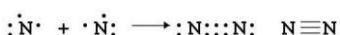
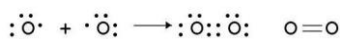
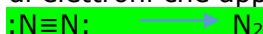
a) **semplice** per la condivisione di **UNA** sola coppia di elettroni che appartengono ad entrambi gli atomi



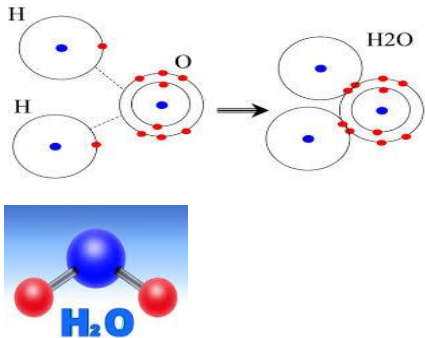
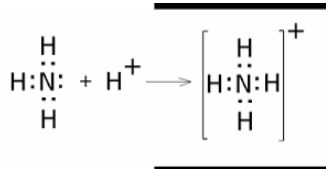
b) **doppio** per la condivisione di **DUE** coppie di elettroni che appartengono ad entrambi gli atomi



c) **triplo** per la condivisione di **TRE** coppie di elettroni che appartengono ad entrambi gli atomi



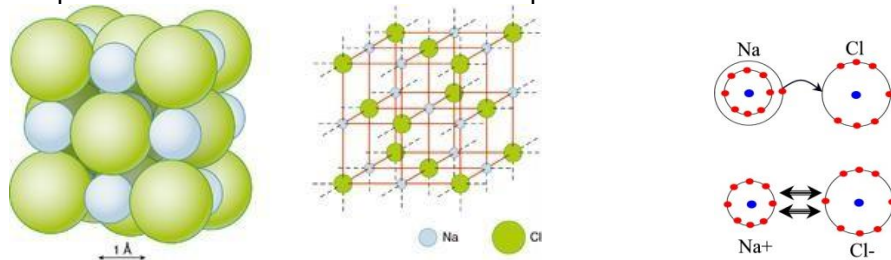
Il legame covalente porta alla formazione di una MOLECOLA e può essere:

PURO	POLARE	DATIVO
<p>Un legame covalente è detto "puro" quando si forma fra atomi con lo stesso valore di elettronegatività, oppure valori molto vicini. In questo caso, gli elettroni che vengono messi in comune fra i due atomi vengono attratti con la stessa forza da entrambi i nuclei e, perciò, vengono ad essere condivisi in maniera uguale fra i due atomi (c'è una distribuzione simmetrica della nube elettronica). La differenza di elettronegatività $\Delta e = 0$ o in prossimità di zero</p> <p>Esempi sono la molecola dell'idrogeno (H₂), del cloro (Cl₂) e del metano CH₄.</p>	<p>Un legame covalente polare si forma tra atomi che hanno diversa elettronegatività e la differenza dei valori di elettronegatività è sempre minore di 1,9. I due atomi mettono in comune i loro elettroni spaiati, tramite la sovrapposizione degli orbitali in cui si trovano questi elettroni. Tuttavia la coppia di elettroni non è equamente condivisa fra i due atomi: gli elettroni passano più tempo attorno all'atomo più elettronegativo, rendendolo parzialmente negativo, mentre l'altro atomo diviene parzialmente positivo. Si forma un DIPOLO perché le cariche sono distribuite in modo NON simmetrico.</p> <p>Esempio la molecola dell'acqua</p> <div style="text-align: center;">  </div>	<p>Il legame dativo (o di coordinazione) è un legame covalente in cui due elettroni (1 coppia) di legame provengono da uno stesso atomo. Si formano IONI complessi detti di COORDINAZIONE.</p> <p>Quindi, perché fra due atomi si possa formare un legame dativo, uno dei due deve avere una coppia di elettroni in uno stesso orbitale, non impegnata in un nessun legame, e l'altro atomo deve avere un orbitale vuoto nel quale poter "alloggiare" questa coppia. Allora la coppia di elettroni viene messa in comune fra i due atomi. I due orbitali si sovrappongono e si forma il legame. L'atomo che fornisce la coppia di elettroni si chiama agente nucleofilo o donatore, detto LEGANTE, mentre l'altro atomo si chiama agente elettrofilo o accettore detto COORDINANTE.</p> <div style="text-align: center;">  </div>

Legame ionico (tra un Metallo e un non Metallo)

Si ottiene per **TRASFERIMENTO** di elettroni quindi si formano **cationi e anioni**

Quando due atomi si avvicinano (un metallo e un non metallo), gli elettroni del livello più esterno dell'atomo meno elettronegativo passano all'atomo più elettronegativo. Quest'ultimo diviene quindi uno ione negativo (**ANIONE**), mentre l'altro atomo diviene uno ione positivo (**CATIONE**) (uno ione è un atomo, dotato di carica elettrica). Fra i due ioni con cariche elettriche opposte si stabilisce un'attrazione di tipo elettrostatico che li tiene uniti: quest'attrazione costituisce il legame.



I composti ionici a temperatura ambiente sono tutti solidi. Hanno in genere punti di fusione elevati e punti di ebollizione ancora più elevati, per cui è difficile farli passare allo stato di vapore. Ciò indica che l'attrazione fra gli ioni è forte, per cui occorre molta energia per separarli.

SCALA DELL'ELETTRONEGATIVITÀ E I LEGAMI



1.2 CLASSIFICAZIONE E NOMENCLATURA DEI COMPOSTI INORGANICI

L'esigenza di individuare i criteri per assegnare a ciascun composto inorganico un nome per identificarlo risale al 1787. Antoine Lavoisier fu il primo a dare una sistemazione ai nomi dei composti allora conosciuti. Oggi esiste un'associazione internazionale fondata nel 1959, **IUPAC** (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), che periodicamente si riunisce e aggiorna le regole della nomenclatura in base alle nuove conoscenze. Alla base della IUPAC ci sono alcuni criteri che favoriscono l'uniformità dei nomi. Per dare i nomi e scrivere in modo corretto i composti si deve considerare la **valenza** degli elementi combinati. Nella nomenclatura moderna, al posto della valenza, si utilizza il **numero di ossidazione (n.o.)**. Sulla **TAVOLA PERIODICA** sono riportati tutti i possibili numeri di ossidazione degli elementi.

Differenza tra valenza e numero di ossidazione

Valenza	Numero di ossidazione (n.o.)
<p>La valenza rappresenta il numero di elettroni che un atomo acquista/perde/ mette in comune quando forma un legame chimico con un altro atomo.</p> <p>Ciò corrisponde al numero di legami che l'atomo è in grado di formare.</p>	<p>Il numero di ossidazione rappresenta la carica formale che ogni atomo in una molecola o ione poliatomico assumerebbe se gli elettroni di legame fossero assegnati all'atomo più elettronegativo.</p> <p>Pertanto il n.o. è sempre preceduto dal segno - o +, il segno - spetta all'elemento più elettronegativo e il segno + all'elemento meno elettronegativo.</p>

2. REAZIONI E NOMECLATURA DEI COMPOSTI INORGANICI



2.1 PRINCIPALI TIPI DI REAZIONI

Le reazioni conosciute si classificano in categorie ognuna delle quali presenta caratteristiche comuni. Esistono quattro tipi fondamentali di reazioni:

- 1) **SINTESI**
- 2) **DECOMPOSIZIONE**
- 3) **SCAMBIO SEMPLICE**
- 4) **SCAMBIO DOPPIO**

REAZIONI DI SINTESI DETTE DI COMPOSIZIONE O COMBINAZIONE

Due o più sostanze si **combinano** e formano un **SOLO** prodotto.



REAZIONI DI DECOMPOSIZIONE

Da un composto si formano **DUE** o **PIÙ** sostanze semplici.



REAZIONI DI SCAMBIO SEMPLICE DETTE DI SOSTITUZIONE SEMPLICE

Un elemento **sostituisce** un altro in un composto



REAZIONI DI SCAMBIO DOPPIO DETTE DI SOSTITUZIONE DOPPIA

Due composti reagenti si **scambiano** due elementi formando **DUE** nuovi composti



2.2 Leggere e scrivere le formule

1. Una formula chimica è un insieme di simboli e indici numerici riportati in basso a destra del simbolo a cui si riferiscono.
2. In chimica il numero 1 non si scrive mai, perché è sottointeso.

Esempio: H_2SO_4

- a) si legge acca-due-esse-o-quattro
- b) sono presenti due atomi di idrogeno, un atomo di zolfo, quattro atomi di ossigeno

2.3 La classificazione dei composti inorganici

Si basa sulle proprietà chimiche, che dipendono dalla natura metallica e non metallica degli elementi che reagiscono con l'ossigeno atmosferico e l'acqua. L'idrogeno gassoso è pressoché assente in natura rispetto all'ossigeno e all'acqua, tuttavia anche l'idrogeno gassoso può formare composti binari con numerosi elementi del Sistema Periodico.

Se i composti sono formati da:

- a) due elementi diversi sono detti **BINARI**
- b) tre elementi diversi sono detti **TERNARI**

2.4 CLASSIFICAZIONE


Composti BINARI			Composti TERNARI		
Classe	Tipo di elementi	Struttura della formula	Classe	Tipo di elementi	Struttura della formula
OSSIDI BASICI	Metallo, Ossigeno	MeO Esempio MgO	IDROSSIDI	Metallo, ossigeno, idrogeno	MeOH Esempio NaOH
OSSIDI ACIDI	Non Metallo, Ossigeno	nonMeO Esempio P ₂ O ₅	OSSIACIDI	Idrogeno, nonMetallo, ossigeno	HnonMeO Esempio H ₂ SO ₄
IDRACIDI	Idrogeno, non metallo (alogeni e zolfo)	HnonMe Esempio HCl	SALI TERNARI _{da ossiacidi}	Metallo, nonMetallo, ossigeno	MenonMeO Esempio CaSO ₄
SALI BINARI _{da idracidi}	Metallo, nonMetallo	MenonMe Esempio NaCl			



2.5 REAZIONI DEI METALLI CON L'OSSIGENO E NOMENCLATURA

Reazioni di **sintesi**:

Metallo + Ossigeno \longrightarrow **OSSIDO BASICO** (COMPOSTO BINARIO)

Regola dell'incrocio: 



ESEMPI: le valenze del Cu sono 1 e 2



Ricordare che:

1. Si scrive prima il metallo e poi l'ossigeno
2. Si applica la regola dell'incrocio
3. L'indice con il valore 1 non si scrive
4. Se gli indici hanno un *divisore comune in tutti gli elementi presenti*, vanno semplificati
5. Si conclude la reazione con il bilanciamento
6. Infine si dà il nome al prodotto secondo la nomenclatura considerata (IUPAC o tradizionale)

Nomenclatura OSSIDO BASICO

TRADIZIONALE	IUPAC														
<p>• Se la valenza del Metallo è una sola</p> <p>OSSIDO di nome del metallo</p> <p>Esempio: ossido di sodio (Na₂O)</p> <p>• Se le valenze del Metallo sono due</p> <p>Esempio: come il caso del Cu visto prima</p> <p>a) Per la valenza più piccola si usa il suffisso -OSO</p> <p>OSSIDO nome del metallo OSO</p> <p>Esempio: ossido rameoso</p> <p>b) Per la valenza più grande si usa il suffisso -ICO</p> <p>OSSIDO nome del metallo ICO</p> <p>Esempio: ossido rameico</p>	<p>• Si contano il numero degli atomi di OSSIGENO e il numero di atomi del Metallo</p> <p>Per l'ossigeno si utilizzano:</p> <table border="1"> <tr><td>mono</td><td>Per 1 atomo di ossigeno</td></tr> <tr><td>di</td><td>Per 2 atomo di ossigeno</td></tr> <tr><td>tri</td><td>Per 3 atomo di ossigeno</td></tr> <tr><td>tetra</td><td>Per 4 atomo di ossigeno</td></tr> <tr><td>penta</td><td>Per 5 atomo di ossigeno</td></tr> <tr><td>esa</td><td>Per 6 atomo di ossigeno</td></tr> <tr><td>epta</td><td>Per 7 atomo di ossigeno</td></tr> </table> <p>Esempi:</p> <p>Na₂O monossido di disodio</p> <p>{ Cu₂O monossido di dirame (n.o. del Cu = +1) CuO monossido di rame (n.o. del Cu = +2)</p> <p>{ FeO monossido di ferro (n. o. del Fe = + 2) Fe₂O₃ triossido di diferro (n. o. del Fe = + 3)</p>	mono	Per 1 atomo di ossigeno	di	Per 2 atomo di ossigeno	tri	Per 3 atomo di ossigeno	tetra	Per 4 atomo di ossigeno	penta	Per 5 atomo di ossigeno	esa	Per 6 atomo di ossigeno	epta	Per 7 atomo di ossigeno
mono	Per 1 atomo di ossigeno														
di	Per 2 atomo di ossigeno														
tri	Per 3 atomo di ossigeno														
tetra	Per 4 atomo di ossigeno														
penta	Per 5 atomo di ossigeno														
esa	Per 6 atomo di ossigeno														
epta	Per 7 atomo di ossigeno														

2.6 REAZIONI DEI non-METALLI CON L'OSSIGENO E NOMENCLATURA

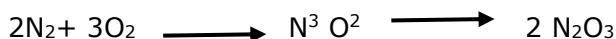
Reazioni di **sintesi**:



Regola dell'incrocio:



ESEMPI: le valenze dell'azoto sono 3 e 5



Ricordare che:

1. Si scrive prima il non-metallo e poi l'ossigeno
2. Si applica la regola dell'incrocio
3. L'indice con il valore 1 non si scrive
4. Se gli indici hanno un *divisore comune in tutti gli elementi presenti*, vanno semplificati
5. Si conclude la reazione con il bilanciamento
6. Infine si dà il nome al prodotto secondo la nomenclatura considerata (IUPAC o tradizionale)

Nomenclatura OSSIDO ACIDO

TRADIZIONALE	IUPAC																																							
<p>• Se la valenza del nonMe è una sola</p> <p>ANIDRIDE nome del nonmetallico ICA</p> <p>Esempio: anidride borica B₂O₃</p> <p>• Se le valenze del nonMe sono due</p> <p>Esempio: come il caso dell'azoto visto prima</p> <p>a) Per la valenza più piccola si usa il suffisso-OSA</p> <p>ANIDRIDE nome del nonmetallico OSA</p> <p>Esempio: anidride nitrosa</p> <p>a) Per la valenza più grande si usa il suffisso-ICA</p> <p>ANIDRIDE nome del nonmetallico ICA</p> <p>Esempio: anidride nitrica</p> <p>• Se le valenze del nonMe sono più di due si usano i prefissi e ipo e per e i suffissi OSA e ICA</p> <p>Esempio: Cloro (valenze: 1,3,5,7)</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>valenza</th> <th>nomenclatura</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>ANIDRIDE IPO nome del nonmetallico OSA Es: Anidride ipoclorosa Cl₂O</td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>ANIDRIDE nome del nonmetallico OSA Es: Anidride clorosa Cl₂O₃</td> </tr> <tr> <td>5</td> <td>ANIDRIDE nome del nonmetallico ICA Es: anidride clorica Cl₂O₅</td> </tr> <tr> <td>7</td> <td>ANIDRIDE PER nome del nonmetallico ICA Es: Anidride perclorica Cl₂O₇</td> </tr> </tbody> </table>	valenza	nomenclatura	1	ANIDRIDE IPO nome del nonmetallico OSA Es: Anidride ipoclorosa Cl ₂ O	3	ANIDRIDE nome del nonmetallico OSA Es: Anidride clorosa Cl ₂ O ₃	5	ANIDRIDE nome del nonmetallico ICA Es: anidride clorica Cl ₂ O ₅	7	ANIDRIDE PER nome del nonmetallico ICA Es: Anidride perclorica Cl ₂ O ₇	<p>• Si contano il numero degli atomi di OSSIGENO e il numero di atomi del nonMetallo</p> <p>Per l'ossigeno si utilizzano:</p> <table border="1"> <tbody> <tr> <td>mono</td> <td>Per 1 atomo di ossigeno</td> </tr> <tr> <td>di</td> <td>Per 2 atomo di ossigeno</td> </tr> <tr> <td>tri</td> <td>Per 3 atomo di ossigeno</td> </tr> <tr> <td>tetra</td> <td>Per 4 atomo di ossigeno</td> </tr> <tr> <td>penta</td> <td>Per 5 atomo di ossigeno</td> </tr> <tr> <td>esa</td> <td>Per 6 atomo di ossigeno</td> </tr> <tr> <td>epta</td> <td>Per 7 atomo di ossigeno</td> </tr> </tbody> </table> <p>Esempi:</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>elemento e n.o.</th> <th>composto</th> <th>Nome IUPAC</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Cl (+1)</td> <td>Cl₂O</td> <td>Monossido di dicloro</td> </tr> <tr> <td>Cl (+3)</td> <td>Cl₂O₃</td> <td>Triossido di dicloro</td> </tr> <tr> <td>Cl (+5)</td> <td>Cl₂O₅</td> <td>Pentossido di dicloro</td> </tr> <tr> <td>Cl (+7)</td> <td>Cl₂O₇</td> <td>Eptossido di dicloro</td> </tr> </tbody> </table>	mono	Per 1 atomo di ossigeno	di	Per 2 atomo di ossigeno	tri	Per 3 atomo di ossigeno	tetra	Per 4 atomo di ossigeno	penta	Per 5 atomo di ossigeno	esa	Per 6 atomo di ossigeno	epta	Per 7 atomo di ossigeno	elemento e n.o.	composto	Nome IUPAC	Cl (+1)	Cl ₂ O	Monossido di dicloro	Cl (+3)	Cl ₂ O ₃	Triossido di dicloro	Cl (+5)	Cl ₂ O ₅	Pentossido di dicloro	Cl (+7)	Cl ₂ O ₇	Eptossido di dicloro
valenza	nomenclatura																																							
1	ANIDRIDE IPO nome del nonmetallico OSA Es: Anidride ipoclorosa Cl ₂ O																																							
3	ANIDRIDE nome del nonmetallico OSA Es: Anidride clorosa Cl ₂ O ₃																																							
5	ANIDRIDE nome del nonmetallico ICA Es: anidride clorica Cl ₂ O ₅																																							
7	ANIDRIDE PER nome del nonmetallico ICA Es: Anidride perclorica Cl ₂ O ₇																																							
mono	Per 1 atomo di ossigeno																																							
di	Per 2 atomo di ossigeno																																							
tri	Per 3 atomo di ossigeno																																							
tetra	Per 4 atomo di ossigeno																																							
penta	Per 5 atomo di ossigeno																																							
esa	Per 6 atomo di ossigeno																																							
epta	Per 7 atomo di ossigeno																																							
elemento e n.o.	composto	Nome IUPAC																																						
Cl (+1)	Cl ₂ O	Monossido di dicloro																																						
Cl (+3)	Cl ₂ O ₃	Triossido di dicloro																																						
Cl (+5)	Cl ₂ O ₅	Pentossido di dicloro																																						
Cl (+7)	Cl ₂ O ₇	Eptossido di dicloro																																						

2.7 REAZIONI DEGLI OSSIDI BASICI CON L'ACQUA E NOMENCLATURA

OSSIDO BASICO + ACQUA \longrightarrow **IDROSSIDO/BASE** (COMPOSTO TERNARIO)

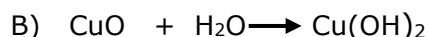
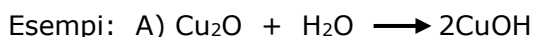
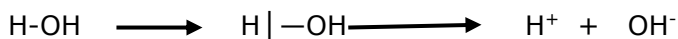
Regola dell'incrocio:




Ricordare che:

1. Si scrive sempre prima il metallo
2. Si scrive il gruppo -OH tra parentesi, se il Metallo ha valenza 1 la parentesi non si scrive e non si scrive il numero 1
3. Si bilancia la reazione iniziando dal metallo
4. Si dà il nome secondo la nomenclatura considerata (IUPAC o tradizionale)

-OH **gruppo ossidril**e, deriva dalla **dissociazione** della molecola dell'acqua ed ha sempre **valenza 1**



Nomenclatura IDROSSIDI

TRADIZIONALE	IUPAC										
<ul style="list-style-type: none"> • Se la valenza del Me è una sola <p>IDROSSIDO di <u>nome del metallo</u></p> <p>Esempio: idrossido di sodio, idrossido di magnesio</p> <ul style="list-style-type: none"> • Se le valenze del Me sono due <p>Esempio: come il caso del rame visto prima</p> <p>a) Per la valenza più piccola si usa il suffisso-OSO</p> <p>IDROSSIDO <u>nome del metallo</u> OSO</p> <p>Esempio: idrossido rameoso</p> <p>b) Per la valenza più grande si usa il suffisso-ICO</p> <p>IDROSSIDO <u>nome del metallo</u> ICO</p> <p>Esempio: idrossido rameico</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Si contano il numero degli dei gruppi ossidrili -OH e si indicano se è necessario con mono, di, tri, tetra ecc... • Poi si scrive IDROSSIDO con il nome del metallo <p>Numero di OH - IDROSSIDO- nome del metallo</p> <p>Esempi:</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>composto</th> <th>Nomenclatura IUPAC</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>CuOH</td> <td>Monoidrossido di rame</td> </tr> <tr> <td>Cu(OH)₂</td> <td>Diidrossido di rame</td> </tr> <tr> <td>Fe(OH)₃</td> <td>Triidrossido di ferro</td> </tr> <tr> <td>Sn(OH)₄</td> <td>Tetraidrossido di stagno</td> </tr> </tbody> </table> <ul style="list-style-type: none"> • Nel caso dell'idrossido di sodio, NaOH, il nome resta uguale a quello della nomenclatura tradizionale <div style="display: flex; justify-content: space-around;">   </div>	composto	Nomenclatura IUPAC	CuOH	Monoidrossido di rame	Cu(OH) ₂	Diidrossido di rame	Fe(OH) ₃	Triidrossido di ferro	Sn(OH) ₄	Tetraidrossido di stagno
composto	Nomenclatura IUPAC										
CuOH	Monoidrossido di rame										
Cu(OH) ₂	Diidrossido di rame										
Fe(OH) ₃	Triidrossido di ferro										
Sn(OH) ₄	Tetraidrossido di stagno										

2.8 REAZIONI DEGLI OSSIDI ACIDI CON L'ACQUA E NOMENCLATURA

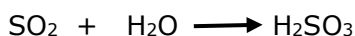
OSSIDI ACIDI + ACQUA \longrightarrow **OSSIACIDI** (semplicemente acidi ternari - COMPOSTI TERNARI)



Regola:

- 1) Si scrive sempre prima l'idrogeno
- 2) Per secondo si scrive il non metallo
- 3) Infine si scrive l'ossigeno
- 4) Si contano il numero degli atomi uguali tra i reagenti e si scrivono nel prodotto come indici
- 5) Se tutti gli indici hanno un divisore comune, vanno semplificati
- 6) In questo caso la reazione risulta automaticamente bilanciata perché è una reazione di ADDIZIONE

Esempi:

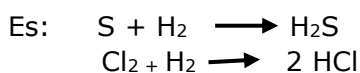


Nomenclatura OSSIACIDI

TRADIZIONALE	IUPAC																																		
<p>• Se la valenza del nonMe è una sola</p> <p>ACIDO nome del nonmetallo ICO</p> <p>Esempio: acido borico HBO₂</p> <p>• Se le valenze del nonMe sono due</p> <p>Esempio: come il caso dello zolfo visto prima</p> <p>a) Per la valenza più piccola</p> <p>ACIDO nome del nonmetallo OSO</p> <p>Esempio: acido solforoso</p> <p>b) Per la valenza più grande</p> <p>ACIDO nome del nonmetallo ICO</p> <p>Esempio: acido solforico</p> <p>• Se le valenze del nonMe sono più di due</p> <p>Esempio: come il caso del Cloro (valenze: 1,3,5,7)</p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; margin-top: 10px;"> <thead> <tr> <th>valenza</th> <th>nomenclatura</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td style="text-align: center;">1</td> <td>ACIDO IPO nome del nonmetallo OSO Es: Acido ipocloroso HClO</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">3</td> <td>ACIDO nome del nonmetallo OSO Es: Acido cloroso HClO₂</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">5</td> <td>ACIDO nome del nonmetallo ICO Es: Acido clorico HClO₃</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">7</td> <td>ACIDO PER nome del nonmetallo ICO Es: Acido perclorico HClO₄</td> </tr> </tbody> </table>	valenza	nomenclatura	1	ACIDO IPO nome del nonmetallo OSO Es: Acido ipocloroso HClO	3	ACIDO nome del nonmetallo OSO Es: Acido cloroso HClO ₂	5	ACIDO nome del nonmetallo ICO Es: Acido clorico HClO ₃	7	ACIDO PER nome del nonmetallo ICO Es: Acido perclorico HClO ₄	<p>• Si scrive ACIDO, si specifica il numero degli atomi di ossigeno con mono, di, tri ecc... e si fa seguire il prefisso OSSO, segue il nome del non metallo con la desinenza ICO e tra parentesi in numero romano il numero di ossidazione corrispondente.</p> <p>ACIDO + numero di atomi di ossigeno + OSSO+ nome del nonMetallo+ di+ (n.o.)</p> <p>Esempi:</p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; margin-top: 10px;"> <thead> <tr> <th>composto</th> <th>Nomenclatura IUPAC</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>HBO₂</td> <td>Acido diossoborico (III)</td> </tr> <tr> <td>H₂SO₃</td> <td>Acido triossosolforico (IV)</td> </tr> <tr> <td>H₂SO₄</td> <td>Acido tetraossosolforico (VI)</td> </tr> <tr> <td>HClO</td> <td>Acido ossoclorico (I)</td> </tr> <tr> <td>HClO₂</td> <td>Acido diossoclorico (III)</td> </tr> <tr> <td>HClO₃</td> <td>Acido triossoclorico (V)</td> </tr> <tr> <td>HClO₄</td> <td>Acido tetraossoclorico (VII)</td> </tr> </tbody> </table> <p>Acidi del Cloro</p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; margin-top: 10px;"> <tbody> <tr> <td style="text-align: center;">n.o. +1</td> <td>Cl₂O + H₂O → H₂Cl₂O₂ → 2HClO</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">n.o. +3</td> <td>Cl₂O₃ + H₂O → H₂Cl₂O₄ → 2HClO₂</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">n.o. +5</td> <td>Cl₂O₅ + H₂O → H₂Cl₂O₆ → 2HClO₃</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">n.o. +7</td> <td>Cl₂O₇ + H₂O → H₂Cl₂O₈ → 2HClO₄</td> </tr> </tbody> </table>	composto	Nomenclatura IUPAC	HBO ₂	Acido diosso borico (III)	H ₂ SO ₃	Acido triosso solforico (IV)	H ₂ SO ₄	Acido tetraosso solforico (VI)	HClO	Acido osso clorico (I)	HClO ₂	Acido diosso clorico (III)	HClO ₃	Acido triosso clorico (V)	HClO ₄	Acido tetraosso clorico (VII)	n.o. +1	Cl ₂ O + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₂ → 2HClO	n.o. +3	Cl ₂ O ₃ + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₄ → 2HClO ₂	n.o. +5	Cl ₂ O ₅ + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₆ → 2HClO ₃	n.o. +7	Cl ₂ O ₇ + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₈ → 2HClO ₄
valenza	nomenclatura																																		
1	ACIDO IPO nome del nonmetallo OSO Es: Acido ipocloroso HClO																																		
3	ACIDO nome del nonmetallo OSO Es: Acido cloroso HClO ₂																																		
5	ACIDO nome del nonmetallo ICO Es: Acido clorico HClO ₃																																		
7	ACIDO PER nome del nonmetallo ICO Es: Acido perclorico HClO ₄																																		
composto	Nomenclatura IUPAC																																		
HBO ₂	Acido diosso borico (III)																																		
H ₂ SO ₃	Acido triosso solforico (IV)																																		
H ₂ SO ₄	Acido tetraosso solforico (VI)																																		
HClO	Acido osso clorico (I)																																		
HClO ₂	Acido diosso clorico (III)																																		
HClO ₃	Acido triosso clorico (V)																																		
HClO ₄	Acido tetraosso clorico (VII)																																		
n.o. +1	Cl ₂ O + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₂ → 2HClO																																		
n.o. +3	Cl ₂ O ₃ + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₄ → 2HClO ₂																																		
n.o. +5	Cl ₂ O ₅ + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₆ → 2HClO ₃																																		
n.o. +7	Cl ₂ O ₇ + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₈ → 2HClO ₄																																		

2.9 ACIDI BINARI (senza l'ossigeno) detti IDRACIDI

Sono un piccolo gruppo di composti costituiti solo dall'idrogeno e il nonMetallo.



Regola:

1. Si scrive prima l'idrogeno
2. Per secondo si scrive il nonMetallo diverso dall'idrogeno
3. Si contano il numero degli atomi uguali tra i reagenti e si scrivono nel prodotto come indici
4. Ricordare che tranne lo zolfo (S) gli altri nonMetalli nella reazione si scrivono in forma biatomica

I **nonMetalli** che danno gli idracidi sono:

simbolo del nonMetallo	n.o.	composto
S	-2	H ₂ S
Cl	-1	HCl
I	-1	HI
Br	-1	HBr
F	-1	HF

Nomenclatura IDRACIDI

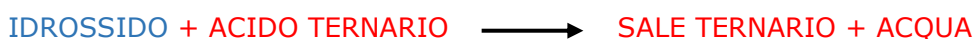
Tradizionale		IUPAC	
Si scrive Acido nome del nonMetallo + suffisso IDRICO		Si scrive il nome del nonMetallo seguito da URO poi dal numero degli atomi di idrogeno	
composto	Nome tradizionale	composto	Nome IUPAC
H ₂ S	Acido solfidrico	H ₂ S	Solfuro di diidrogeno
HCl	Acido cloridrico	HCl	Cloruro di idrogeno
HI	Acido iodidrico	HI	Ioduro di idrogeno
HBr	Acido bromidrico	HBr	Bromuro di idrogeno
HF	Acido fluoridrico	HF	Fluoruro di idrogeno

2.10 SALI

I **SALI** si possono ottenere da reazioni di composti diversi:

1. IDROSSIDO + ACIDO TERNARIO \longrightarrow **SALE TERNARIO** + ACQUA
2. IDROSSIDO + ACIDO BINARIO \longrightarrow **SALE BINARIO** + ACQUA

1. SALI TERNARI

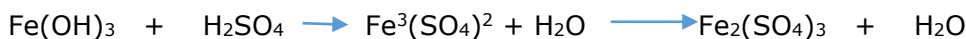


Regola dell'incrocio:



Che cos'è R.A.? È il **residuo acido** cioè il gruppo che si ottiene staccando gli atomi di H dall'acido. Quindi la valenza del R.A. si ottiene guardando gli atomi di H che si staccano (dissociano).

Esempio: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ la valenza del R.A. è 2 (perché sono 2 gli atomi di H che si staccano)



Regola:

- a. Si scrive prima il metallo
- b. Si scrive tra parentesi il R.A. e si guarda il numero di H per determinare la valenza
- c. Si applica la regola dell'incrocio
- d. Si bilancia in ordine:
 1. il nonMetallo diverso dall'ossigeno e dall'idrogeno
 2. il metallo
 3. l'idrogeno
 4. si controlla infine l'ossigeno

Nomenclatura SALI TERNARI

Tradizionale	IUPAC								
<ul style="list-style-type: none"> Se il nome dell'acido termina in -OSO, il sale assume il suffisso -ITO <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td>Acido</td> <td>Sale</td> </tr> <tr> <td>-OSO</td> <td>-ITO</td> </tr> </table> <ul style="list-style-type: none"> Se il nome dell'acido termina in -ICO, il sale assume il suffisso -ATO <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td>Acido</td> <td>Sale</td> </tr> <tr> <td>-ICO</td> <td>-ATO</td> </tr> </table> <ul style="list-style-type: none"> Se ci sono più valenze, restano inalterati i prefissi IPO- e PER- <ol style="list-style-type: none"> a. per il suffisso OSO nome dell'acido con ITO + nome dell'idrossido senza il prefisso idrossido b. per il suffisso ICO nome dell'acido con ATO + nome dell'idrossido senza il 	Acido	Sale	-OSO	-ITO	Acido	Sale	-ICO	-ATO	<ul style="list-style-type: none"> Si sopprime il termine acido Il suffisso -ICO dell'acido si sostituisce con il suffisso -ATO nel sale, si indica tra parentesi la valenza del nonMetallo diverso dall'O e H Si specifica il nome del catione metallico e si indica tra parentesi in numero romano la valenza del metallo considerata <p>Esempio: svolto prima $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ H_2SO_4 acido tetraossosolfurico(VI)</p> <p>Il sale Tetraossosolfato(VI)di ferro(III)</p> <p>Altro esempio: FeSO_3 l'acido è H_2SO_3 acido triossosolfurico(IV)</p> <p>Il sale Triossosolfato(IV)di ferro(II)</p>
Acido	Sale								
-OSO	-ITO								
Acido	Sale								
-ICO	-ATO								

<p>prefisso idrossido</p> <p>Esempio svolto prima $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ L'acido è l'acido solforico L'idrossido è l'idrossido ferrico Il sale si chiamerà: solfato ferrico</p> <p>Altro esempio: FeSO_3 Solfito ferroso Perché l'acido è H_2SO_3 acido solforoso L'idrossido è $\text{Fe}(\text{OH})_2$ idrossido ferroso</p>	
---	--

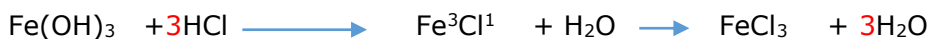
2. SALI BINARI

IDROSSIDO + ACIDO BINARIO (IDRACIDO) \longrightarrow SALE BINARIO + ACQUA

Regola dell'incrocio



Esempio



$\text{HCl} \longrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ la valenza **del R.A.** è 1 (perché 1 è l'atomo di H che si stacca)

Regola:

- Si scrive prima il metallo
- Si scrive il R.A. e si guarda il numero di H per determinare la valenza
- Si applica la regola dell'incrocio
- Si bilancia in ordine:
 - il nonMetallo diverso dall'ossigeno e dall'idrogeno
 - il metallo
 - l'idrogeno
 - infine si controlla l'ossigeno

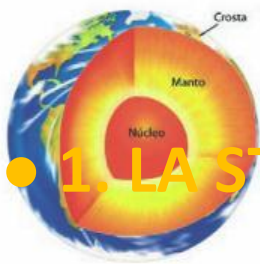
Nomenclatura SALI BINARI

Tradizionale	IUPAC
<ul style="list-style-type: none"> allo ione negativo si mette il suffisso -URO allo ione positivo invece se il metallo ha due valenze: <ol style="list-style-type: none"> per quella minore si usa il suffisso -OSO per quella maggiore si usa il suffisso -ICO <p>Esempi: FeCl_2 cloruro ferroso FeCl_3 cloruro ferrico</p> <ul style="list-style-type: none"> se la valenza del metallo (ione positivo) è un sola allo ione negativo si mette sempre il suffisso -URO per lo ione positivo si scrive la preposizione DI e il nome del metallo <p>Esempio Al_2S_3 solfuro di alluminio</p>	<ul style="list-style-type: none"> si individua la radice del nome dell'elemento scritto a destra della formula si aggiunge la desinenza -URO si scrive la preposizione "di" si riporta il nome dell'elemento scritto a sinistra e si indicano quanti atomi sono presenti <p>Esempi: FeCl_3 triclورو di ferro FeCl_2 dicloruro di ferro Al_2S_3 trisolfuro di dialluminio CuCl monocloruro di rame CuCl_2 dicloruro di rame</p>

SCIENZE DELLA TERRA



LA TERRA SOLIDA



● 1. LA STRUTTURA INTERNA DELLA TERRA

● 2. I MINERALI



● 3. LE ROCCE



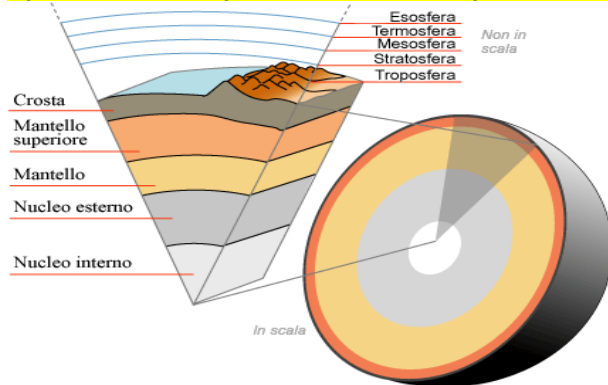
● 4. IL CICLO LITOGENETICO



1. LA STRUTTURA INTERNA DELLA TERRA

La Terra solida è studiata da una Scienza detta **GEOLOGIA**. Il metodo di studio dei geologi è in parte simile a quello GALILEANO perché non è semplice riprodurre in laboratorio i fenomeni naturali osservati e inoltre non esistono strumenti che permettano di osservare direttamente l'interno della Terra; di conseguenza la Terra solida viene studiata in **modo indiretto** attraverso le *onde sismiche*. In base alla propagazione delle onde sismiche la struttura interna della Terra viene suddivisa in tre strati concentrici:

A) CROSTA B) MANTELLO C) NUCLEO



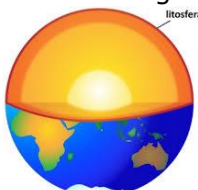
A) La **crosta** è lo strato più esterno, ha spessore di pochi Km: **6-7 Km** sotto gli oceani, **35 Km** nei continenti (raggiunge un massimo di 70 Km in corrispondenza delle montagne più alte). È separata dal mantello da una superficie di **discontinuità sismica** chiamata **Moho** (o Mohorovicic). Ha densità minore rispetto al mantello e quindi galleggia su di esso. Si divide in **crosta continentale (corrisponde ai continenti)** e **oceanica** (coperta dalle acque), le due croste sono formate da rocce diverse con densità diversa. La crosta oceanica è più pesante mentre quella continentale è più leggera. Le rocce continentali (silicati e carbonati) sono più antiche, hanno età diverse fino a circa 4 miliardi di anni, mentre le rocce oceaniche sono recenti comparse circa 200 milioni di anni fa e formano tre strati sovrapposti: sedimenti oceanici, basalti e gabbri. Nei fondali oceanici sono presenti i basalti (rocce effusive). La crosta terrestre tanto più è spessa, tanto più essa affonda. Quando una montagna viene erosa si abbassa, il galleggiamento della crosta richiede un volume minore di crosta e la parte che era sprofondata si risollewa. Questo fenomeno è detto **isostasia**. Se invece una catena montuosa si solleva le sue «radici si ispessiscono» - sprofonda.

B) Il **mantello** è la parte centrale che arriva fino a circa **2900 Km** di profondità, dove è presente la **discontinuità sismica** detta superficie **di Gutenberg**. La temperatura aumenta passa da alcune centinaia di gradi presso la crosta fino ad arrivare a circa **3000°C** vicino al nucleo; anche la pressione aumenta passa da circa **9000 a 1,4 milioni di atmosfere**. Il mantello è formato principalmente da **silicati (verso l'esterno) e ossidi (in profondità)**. Ha densità intermedia tra la crosta e il nucleo.

Il mantello si suddivide in mantello superiore ed inferiore.

• Il **mantello superiore**, ha composizione chimica omogenea, simile a quelle delle peridotiti (ricche di Fe e Mg) dal p.d.v. del comportamento meccanico è possibile suddividerlo in tre involucri:

- mantello litosferico**, immediatamente sotto la Moho; esso presenta spessori diversi sotto le aree continentali ed oceaniche ed è in continuità con la crosta, i materiali hanno caratteristiche elastiche e rigide. Crosta e mantello litosferico costituiscono la **LITOSFERA**.



- astenosfera**, si estende dal limite inferiore della litosfera 100Km fino a circa 350 Km ed è costituita da materiali parzialmente fusi che conferiscono un comportamento plastico.

• **Il mantello inferiore** inizia in profondità di circa 700km; mantiene invariata la composizione chimica, ma i minerali che lo costituiscono riorganizzano la struttura del proprio reticolo cristallino, in risposta alle condizioni fisiche esistenti. **Quindi il mantello inferiore** è formato da materiali rigidi e solidi.

C) **Il nucleo** raggio di **3470 Km** e densità maggiore rispetto al mantello si suddivide in:

- **Nucleo esterno**

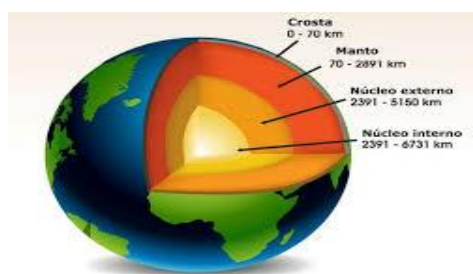
I dati sismici indicano che il materiale ha caratteristiche **fluide**. La temperatura del nucleo in prossimità del mantello è di circa 3000°C. **A 5170 Km** di profondità si incontra la **discontinuità di Lehmann**, che indica il passaggio a un nucleo interno solido.

- **Nucleo interno**

Solido, prevale la pressione (è altissima 3,6 milioni di atmosfere) nonostante l'alta temperatura circa 4000°C. Il nucleo è probabilmente metallico, formato da Nichel, Ferro e Cobalto oltre a qualche elemento più leggero, come il silicio e zolfo. Possiamo dire che la temperatura media al centro della Terra è intorno ai **5500°C** e in superficie intorno a **0°C**.

Cosa sono le discontinuità?

Sono zone di transizione "confine", dove cambiano le caratteristiche fisiche della materia ma non gli atomi.



2. I MINERALI



Gli elementi chimici in natura sono circa 90, ma 8 elementi principali costituiscono la CROSTA.

In ordine di %: O > Si > Al > Fe > Ca > Mg > Na > K > in percentuali minori altri minerali.

La Scienza che studia i minerali è la **MINERALOGIA**.

Si definisce **minerale** un solido inorganico naturale formato da atomi o ioni o molecole disposti nello spazio secondo una disposizione "geometrica" precisa e ordinata che forma una **STRUTTURA CRISTALLINA** o **reticolo cristallino**.

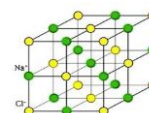
I minerali vengono individuati attraverso la **COMPOSIZIONE CHIMICA**.

Esempio: il salgemma



formula chimica **NaCl**

reticolo cristallino con forma cubica



Quando il minerale **non** ha un reticolo cristallino, si dice che ha una struttura **AMORFA** (senza forma) esempio l'ossidiana.



2.1 COME SI RICONOSCONO I MINERALI?



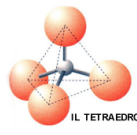



- A) Attraverso la formula chimica
- B) Attraverso le proprietà fisiche

PROPRIETÀ FISICHE:

<p>DUREZZA</p> 	<p>Resistenza di un minerale alla scalfitura e per misurarla si utilizza la scala di MOHS [da 1 (talco) a 10 (diamante)] dove il minerale con grado superiore scalfisce quello di grado inferiore</p> <p style="text-align: center; font-size: 2em; color: green;">scala di Mohs</p>  <p style="text-align: center; color: green;">ai 10 minerali di riferimento è assegnato un valore di durezza basato sulla capacità del minerale di scalfire quello precedente</p> <table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>durezza 1</td><td>durezza 2</td><td>durezza 3</td><td>durezza 4</td><td>durezza 5</td><td>durezza 6</td><td>durezza 7</td><td>durezza 8</td><td>durezza 9</td><td>durezza 10</td> </tr> <tr> <td>TALCO</td><td>GESSO</td><td>CALCITE</td><td>FLUORITE</td><td>APATITE</td><td>ORTOCLASIO</td><td>QUARZO</td><td>TOPAZIO</td><td>CORINDONE</td><td>DIAMANTE</td> </tr> <tr> <td colspan="3">teneri si rigano con l'unghia</td> <td colspan="2">semiduri si rigano con temperino</td> <td colspan="5">duri non si rigano con una punta di acciaio</td> </tr> </table>	durezza 1	durezza 2	durezza 3	durezza 4	durezza 5	durezza 6	durezza 7	durezza 8	durezza 9	durezza 10	TALCO	GESSO	CALCITE	FLUORITE	APATITE	ORTOCLASIO	QUARZO	TOPAZIO	CORINDONE	DIAMANTE	teneri si rigano con l'unghia			semiduri si rigano con temperino		duri non si rigano con una punta di acciaio				
durezza 1	durezza 2	durezza 3	durezza 4	durezza 5	durezza 6	durezza 7	durezza 8	durezza 9	durezza 10																						
TALCO	GESSO	CALCITE	FLUORITE	APATITE	ORTOCLASIO	QUARZO	TOPAZIO	CORINDONE	DIAMANTE																						
teneri si rigano con l'unghia			semiduri si rigano con temperino		duri non si rigano con una punta di acciaio																										
LUCENTEZZA	Capacità di riflettere la luce																														
SFALDATURA	Il minerale si rompe lungo superfici parallele																														
DENSITÀ	Rapporto tra massa e volume																														
COLORE	Non sempre valida come proprietà di riconoscimento per la presenza di impurezze, infatti lo stesso minerale può avere colori diversi.																														

2.2 CLASSIFICAZIONE DEI MINERALI

I minerali si classificano in base allo **IONE negativo**.

MONOATOMICI	POLIATOMICI																					
<p>1. ALOGENURI gli ioni negativi sono ad esempio: Cl⁻, F⁻ etc.... Un esempio è il salgemma NaCl</p> <p>2. SOLFURI lo ione negativo è S⁻². Esempio: la galena PbS, la pirite FeS₂</p>  <p style="text-align: center;">pirite</p> <p>3. OSSIDI lo ione negativo è O⁻². Esempio: l'ematite Fe₂O₃</p>  <p style="text-align: center;">ossido ferrico</p>	<p>SILICATI</p> <p>•Sono i più importanti e i più abbondanti sulla crosta terrestre.</p> <p>•Lo ione è SiO₄⁻⁴</p> <p>Detto ione silicato con forma tetraedrica, piramide con 4 facce triangolari</p>  <p style="text-align: center;">IL TETRAEDRO</p> <p>I tetraedri da soli non sono stabili e tendono a unirsi con altri tetraedri formando strutture tridimensionali complesse:</p> <table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>isolati</td><td>catene singole</td><td>catene doppie</td><td>catene infinite</td><td>strutture tridimensionali</td> </tr> <tr> <td></td><td></td><td></td><td></td><td></td> </tr> <tr> <td>silice</td><td>quarzo</td><td>amfibi</td><td>mica, silice</td><td>silice, quarzo</td> </tr> <tr> <td></td><td></td><td></td><td></td><td></td> </tr> </table>	isolati	catene singole	catene doppie	catene infinite	strutture tridimensionali						silice	quarzo	amfibi	mica, silice	silice, quarzo						<p>NON SILICATI</p> <p>1.FOSFATI Ione fosfato PO₄⁻³. Esempio l'apatite Ca₃F(PO₄)₃</p>  <p>2.SOLFATI Ione solfato SO₄⁻². Esempio il gesso CaSO₄*5H₂O</p>  <p>3.CARBONATI Ione carbonato CO₃⁻² Esempi: dolomite, calcite</p> 
isolati	catene singole	catene doppie	catene infinite	strutture tridimensionali																		
silice	quarzo	amfibi	mica, silice	silice, quarzo																		

Tuttavia esistono minerali allo stato **puro** detti **ELEMENTI NATIVI** come ad esempio l'oro, argento etc...



• I **SILICATI**:

a) **FEMICI/MAFICI**

hanno
 .bassa % di Si
 .alta % di Fe e Mg
 .densità alta
 .colore scuro
 esempi: olivina, anfiboli, pirosseni

c) **SIALICI/FELSICI**

hanno
 .alta % di Si
 .alta % di Al
 .densità bassa
 .colore chiaro
 esempi: quarzo, miche



4. BORATI

Ione borato BO_3^{-3}
 I borati vengono utilizzati nell'industria chimica, farmaceutica, cosmetica.



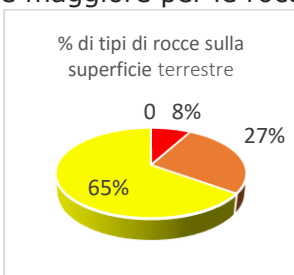
3. LE ROCCE



Le rocce sono aggregati di minerali diversi. Le rocce non sono definite da una formula chimica ma dalle percentuali di minerali che le compongono. Quindi le rocce si classificano in base al processo di formazione:

- a) **Processo magmatico**
- b) **Processo sedimentario**
- c) **Processo metamorfico**

E solo in un secondo tempo si guarda la composizione. La percentuale di rocce sulla superficie terrestre è maggiore per le rocce magmatiche.



8% rocce sedimentarie, 27% rocce metamorfiche, 65% rocce magmatiche

Bisogna tenere presente che:

- 1) la formazione delle rocce è la stessa da milioni di anni
- 2) lo studio delle rocce permette di ricostruire **la STORIA** della Terra
- 3) i tre tipi di rocce **NON** formano strati distinti, ma possono trovarsi in organizzazioni complesse e in ambienti diversi da dove si sono formate

3.1 PROCESSO MAGMATICO

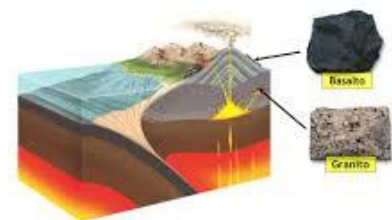
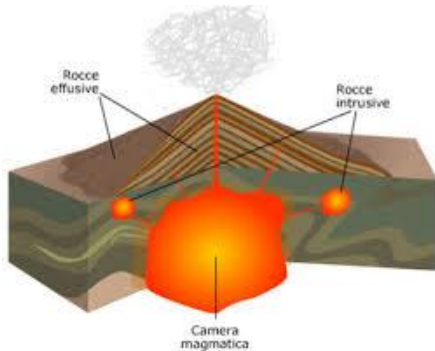
Le rocce magmatiche sono le più diffuse e si formano dal **magma**. **Il magma** è una miscela di minerali allo stato fuso in prevalenza di silicati associati a vapore acqueo e gas (H_2 , HCl , Cl_2 , H_2SO_4 , SO_2 , SO_3 , etc...).





Da dove proviene il magma? Proviene dalla fusione di porzioni solide di crosta e mantello superiore (litosfera).

La solidificazione del magma in condizioni diverse porta alla formazione di tre tipi di rocce:

Rocce intrusive	Rocce effusive	Rocce ipoabissali o filoniane
<p>Si formano in profondità all'interno della litosfera. Il processo di solidificazione è lento (milioni di anni) perché le rocce che circondano la massa magmatica assorbono e disperdono il calore molto lentamente.</p>	<p>Si formano per solidificazione della LAVA (magma privo di gas). Questo processo è rapido perché la diversa temperatura (in superficie circa 25°C)</p>	<p>Solidificazione rapida di masse piccole di magma in prossimità della superficie. Si formano in condizioni chimico-fisiche intermedie, simili alle rocce effusive. Hanno una struttura PORFIRICA (tra il macro e il microcristallina)</p>
	 	<p style="text-align: center;">Classificazione delle Rocce Magmatiche Alcune Rocce Ipoabissali</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div data-bbox="906 947 1193 1037"> <p>Struttura aplitica costituita da cristalli allotriomorfi equidimensionali di quarzo e feldspati a grana medio-fine</p>  </div> <div data-bbox="1201 947 1489 1014"> <p>Struttura pegmatitica costituita da cristalli di grandi dimensioni (centimetriche o decimetriche).</p>  </div> </div>



Le rocce magmatiche si possono classificare anche in base al contenuto di **SILICE**:

ROCCE ACIDE	ROCCE BASICHE
<p>Ricche di Silice, una percentuale maggiore del 59% con contenuto maggiore di feldspati. Sono CHIARE. Esempio il granito</p>	<p>Povere di silice, meno del 52 % ricche di anfiboli, pirosseni e olivina. Sono SCURE. Esempio il gabbro</p>
	

3.2 PROCESSO SEDIMENTARIO



Le rocce sedimentarie sono le più importanti per ricostruire la Storia della Terra perché possono contenere i **fossili** (resti di organismi o prodotti di essi).



Sulla superficie della crosta, le rocce sedimentarie formano uno spessore variabile e sono presenti ovunque. Si formano da rocce preesistenti che vengono alterate e disgregate dall'azione di agenti esogeni (fenomeni atmosferici come vento, pioggia etc...).

L'azione degli agenti esogeni è detta **DEGRADAZIONE METEORICA** che porta all'**EROSIONE** con formazione di **detriti** detti **clasti** che vengono **TRASPORTATI** altrove dagli stessi agenti atmosferici. L'azione degli agenti atmosferici si conclude con il **DEPOSITO** (sedimentazione) dei detriti e con il passare del tempo, per deposito di altri detriti si ha la loro sepoltura con formazione di **STRATI sedimentari**. Ogni strato corrisponde a un evento sedimentario, durante il quale le condizioni ambientali si mantengono costanti (o variano di poco).



Si ha la **LITIFICAZIONE** dei sedimenti dopo essere stati **compattati** grazie alla forte pressione degli strati sovrastanti e "**cementati**" tra loro per la presenza di acqua e sali minerali, si formano così i **conglomerati**.





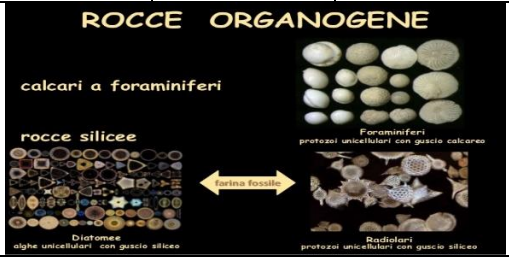
Ricapitolando, la **diagenesi** delle rocce sedimentarie avviene per:

- 1) degradazione meteorica
- 2) erosione
- 3) trasporto
- 4) deposito/sedimentazione



Classificazione delle rocce sedimentarie:



Rocce clastiche/detritiche			Rocce chimiche	Rocce organogene
<ul style="list-style-type: none"> Formate da frammenti detti CLASTI che possono essere: <ol style="list-style-type: none"> INCOERENTI (non cementati) COMPATTI (cementati) I sedimenti che formano queste rocce sono detti TERRIGENI 			<ul style="list-style-type: none"> Sono rocce formate da SALI Si formano da processi chimici come la precipitazione del soluto ed evaporazione dell'acqua. Esempio il travertino contiene il 50% di carbonato di calcio, è una roccia porosa che si ottiene per depositi di carbonati con spruzzi di acqua di una cascata. Altro esempio è l'alabastro che deriva da deposito di carbonato di calcio in grotte carsiche che originano le stallatiti e stalagmiti 	<ul style="list-style-type: none"> Sono di origine organica Si ottengono da cementazione di sabbie, fanghi e organismi vegetali/animali. La maggior parte si forma in ambiente marino Si classificano in tre gruppi:
Conglomerati	Arenarie	Argille	<ul style="list-style-type: none"> Rocce calcaree e dolomie Sono formate da esoscheletri di organismi viventi (coralli, spugne, crostacei etc..). Le più diffuse sono le dolomie (nelle Dolomiti). Le Dolomiti derivano da fondali di ex-mari, sono alte e hanno un'età di 200 milioni di anni. 	<ul style="list-style-type: none"> Rocce Silicee Sono formate da esoscheletri silicei di diatomee, radiolari, microrganismi. Le rocce di questo genere sono fragili
Ghiaia, depositi fluviali cementati 	Si formano nei deserti e nei fiumi	Si formano nei fondali marini, lagune, estuari		
				
				

3.4 PROCESSO METAMORFICO



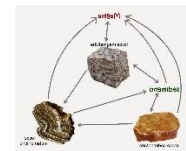
Il processo metamorfico avviene quando aumenta la temperatura o la pressione o entrambe.

Si ha la trasformazione della struttura cristallina o della composizione mineralogica senza il cambiamento dello stato solido, cioè la roccia NON si fonde. Queste rocce si formano nelle regioni più attive dal punto di vista geologico.

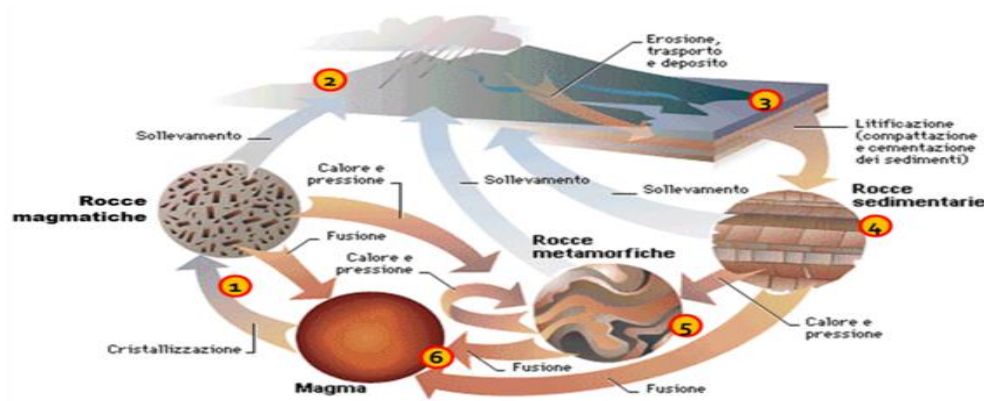
Si distinguono tre tipi di metamorfismo:

Contatto	Dinamico/cataclastico di faglia	Regionale
<p>La massa rocciosa a contatto con il magma che risale in superficie cambia perché la temperatura del magma è più alta e la riscalda modificandola. La pressione ha un ruolo secondario. Esempio il marmo</p> 	<p>In prossimità della superficie terrestre le rocce sono fragili e quando si hanno i movimenti delle faglie, si verifica la frantumazione e la polverizzazione delle rocce. Nel tempo agisce la pressione orientata che deforma le rocce.</p> <p>la pressione orientata</p> 	<p>Si ha la combinazione tra la pressione e la temperatura che aumentano in ampie zone di litosfera sottoposte a movimenti di sprofondamento, compressione e innalzamento</p> 

4. IL CICLO LITOGENETICO

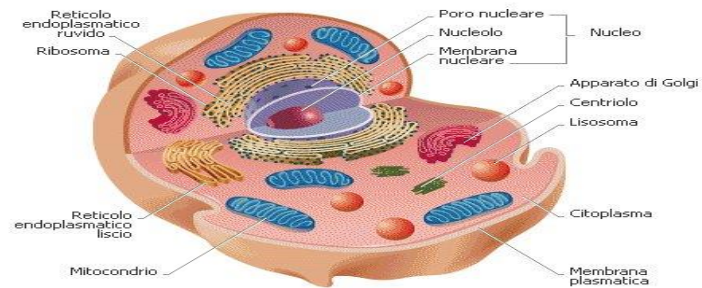


I tre processi magmatico, sedimentario e metamorfico sono collegati tra loro in **un CICLO LITOGENETICO.**

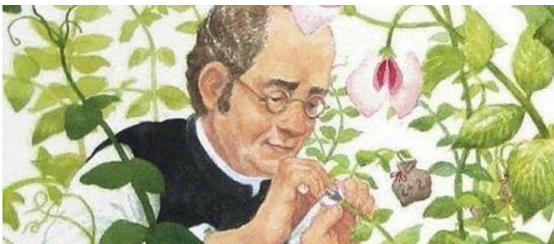


Si può iniziare a descrivere il ciclo litogenetico dal processo magmatico dove le rocce magmatiche intrusive per movimenti di sollevamento arrivano in superficie e con le rocce magmatiche effusive subiscono la degradazione meteorica, erosione, trasporto e sedimentazione. Si ha la litificazione e stratificazione delle rocce sedimentarie che sprofondano, si riscaldano, si deformano e formano le rocce metamorfiche che a loro volta si fondono per ricostituire il magma. Il ciclo continua ancora oggi sin dalla formazione della Terra solida avvenuta circa 4,5 miliardi di anni fa.

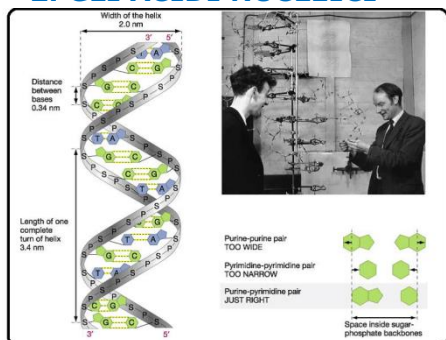
BIOLOGIA



• 1. LA GENETICA E LE LEGGI DI MENDEL



• 2. GLI ACIDI NUCLEICI



s = sugar P = phosorus A, G = basi puriniche T, C = basi pirimidiniche

STRUTTURA DEL DNA - WATSON E CRICK

• 3. LA BIOSINTESI PROTEICA



1. LA GENETICA

Già Ippocrate, nato nel 460 a.C. in Grecia sosteneva che i genitori trasmettono all'ovulo e allo spermatozoo delle "particelle" che danno al figlio i caratteri dei genitori; oggi è ovvio il collegamento tra "particelle" e i **cromosomi**.

Lo studio scientifico dell'ereditarietà, noto come **GENETICA**, è cominciato solo all'inizio del XX secolo con la riscoperta del lavoro di Gregor Johann **MENDEL** (1822-1884) effettuato nel giardino del suo monastero nella città di Brno, nella Repubblica Ceca.

Il grande merito di Mendel è di aver dimostrato che i caratteri ereditari vengono trasmessi come unità separate, che passano da una generazione all'altra in modo indipendente le une dalle altre. Le conclusioni di Mendel non furono riconosciute dai suoi contemporanei, perché non si conosceva l'esistenza del DNA. Il lavoro di Mendel rimase ignorato per 35 anni, il riconoscimento scientifico ci fu dopo la sua morte.

1.1 I CARATTERI EREDITARI

Le cellule somatiche degli organismi che si riproducono sessualmente sono **DIPLOIDI** (nell'uomo $2n=46$), cioè contengono due copie di ciascun cromosoma

Le cellule sessuali o gameti sono **APLOIDI** (nell'uomo $n=23$), cioè possiedono una copia di ciascun cromosoma.

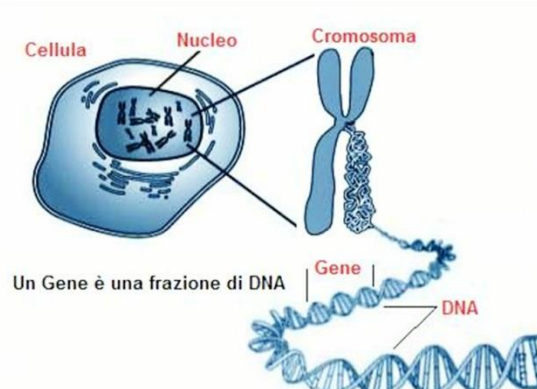
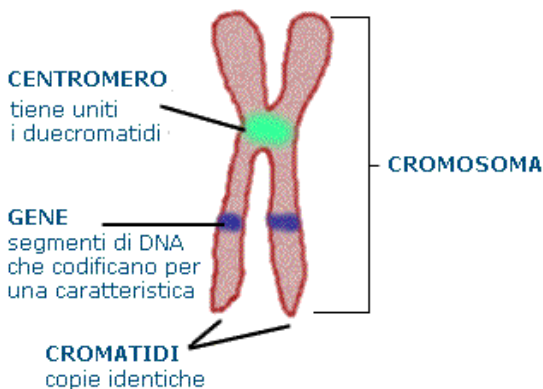
Lo zigote (cellula uovo + spermatozoo) è DIPLOIDE, perché riceve una copia dalla madre e una dal padre.

I caratteri ereditari NON sono identici in tutti gli individui della stessa specie, presentano una certa **variabilità**.

La variabilità si manifesta in diverse caratteristiche somatiche come: il colore degli occhi, dei capelli, la statura, la forma del naso, delle orecchie ecc.

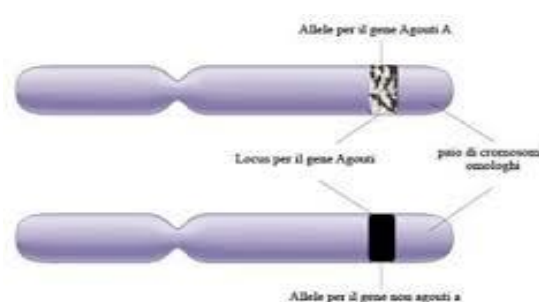
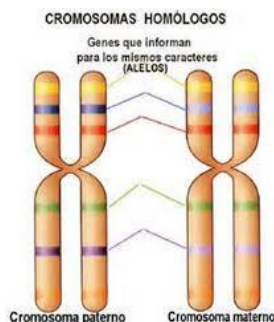
Le unità che trasmettono i caratteri ereditari sono i **GENI**.

I geni sono "pezzi" di DNA che forniscono istruzioni per la sintesi delle proteine (fondamentali per la vita).



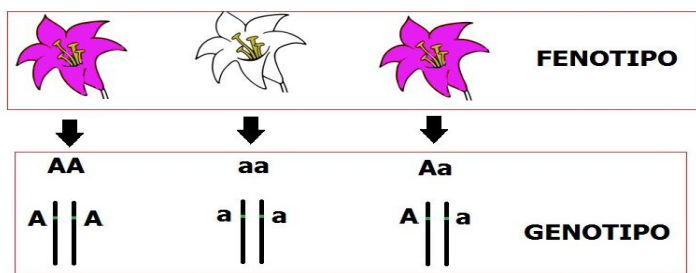
1.2 GENOTIPO E FENOTIPO

Ciascun carattere è presente in doppia copia nelle cellule diploidi, cioè nei cromosomi omologhi, però occupano la stessa posizione detta **LOCUS GENICO**.



Non è detto che le due copie siano identiche, infatti per ogni gene esistono diverse versioni chiamate **ALLELI**.

La combinazione degli alleli che determina un carattere costituisce il **GENOTIPO**, la caratteristica visibile è detta **FENOTIPO**.



Genetica online

1.3 LEGGI DI MENDEL

Gli esperimenti di Mendel furono condotti con la pianta di pisello (*Pisum Sativum*), perché le piante erano facilmente reperibili, coltivabili e crescevano rapidamente producendo nuove generazioni in tempi brevi.

Inoltre, presentavano una notevole varietà con caratteristiche diverse.



PRIMA LEGGE: LA DOMINANZA

Mendel iniziò il suo lavoro cercando caratteri e tratti che si prestavano per il suo studio.

Definì:

- **carattere** una caratteristica fisica visibile (esempio il colore)
- **tratto** una forma assunta dal carattere (specifica il colore)
- **tratto ereditario** quello che si trasmette da genitore a figlio

Mendel provò a incrociare due varietà di pisello:

- una varietà che produceva i semi gialli
- una varietà che produceva i semi verdi

Nella **prima legge di Mendel o della Dominanza** si afferma che gli individui ibridi della generazione F₁ manifestano solo uno dei tratti presenti nella generazione parentale.

Le piante che conservano sempre gli stessi caratteri di generazione in generazione sono definite **Linee Pure**.

Incroci secondo il Quadrato di Punnett

<p>Primo incrocio (P) (linee pure) generazione parentale</p> <p>Gli individui della F₁ sono <u>tutti</u> semi gialli.</p>	<p>Generazione parentale "P"</p> <p>Generazione filiale "F₁"</p>
	<p>Generazione parentale "P"</p> <p>Generazione filiale "F₁"</p>

SECONDA LEGGE: LA SEGREGAZIONE

Mendel continuò i suoi esperimenti e incrociò individui ottenuti dalla prima generazione.

Secondo incrocio tra eterozigoti (**ibridi**) della F1

rapporto 3:1 3 gialli:1verde

25% omozigote dominante

25% omozigote recessivo

F₂ (75% gialli e 25% verde)

50% giallo eterozigote

si ottiene quindi nella F₂ : 1/4 di semi verdi e 3/4 di semi gialli.

Ricompare il carattere che **NON** si era manifestato nella F1.

Mendel concluse che il tratto a seme giallo fosse **DOMINANTE** e il tratto a seme verde fosse **RECESSIVO**, cioè i due tratti **NON** si mescolano ma si separano l'uno dall'altro determinando nella progenie combinazioni diverse.

La **seconda legge** di Mendel quindi si può riassumere:

quando un individuo produce gameti, le copie di un gene (cioè gli alleli) si separano, cosicché ciascun gamete riceve soltanto una copia.

Se i due alleli sono uguali, l'individuo è **OMOZIGOTE**. Possono essere entrambi dominanti o recessivi.

Se i due alleli sono diversi, l'individuo è **ETEROZIGOTE** ("ibrido").

TERZA LEGGE: INDIPENDENZA DEI CARATTERI

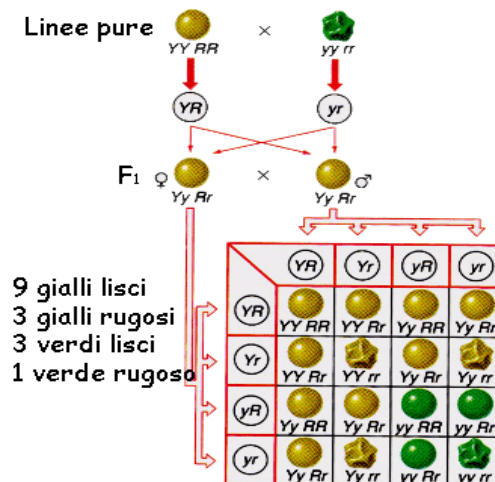
Mendel studiò anche la trasmissione contemporanea di più caratteri; ad esempio: seme giallo e liscio, seme giallo e rugoso, seme verde e liscio, seme verde e rugoso. I risultati furono:

9/16 giallo-liscio

3/16 giallo-rugoso

3/16 verde-liscio

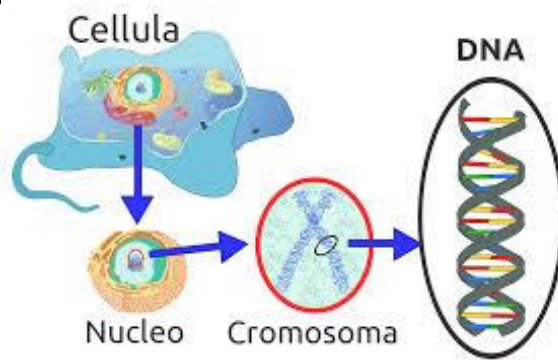
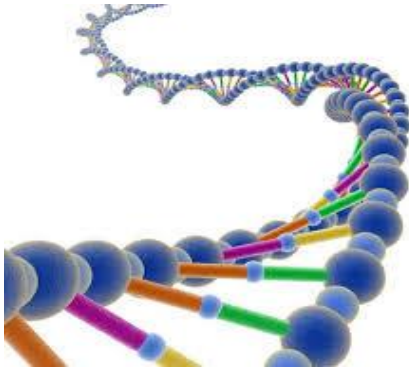
1/16 verde-rugoso



La **terza legge di Mendel** stabilisce che durante la formazione dei gameti, geni diversi si distribuiscono indipendentemente l'uno dall'altro.

2. GLI ACIDI NUCLEICI

2.1 DNA ACIDO DESOSSIRIBONUCLEICO

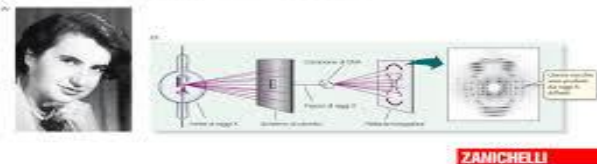


2.1.1 La struttura del DNA

Nei primi anni Cinquanta, la biofisica inglese **Rosalind Franklin** studiò il DNA utilizzando una tecnica detta **CRISTALLOGRAFIA A RAGGI X**, che consiste nella diffrazione delle radiazioni. Nella diffrazione le radiazioni della luce anziché procedere in linea retta, sembra che si pieghino di una certa angolazione.

La struttura elicoidale del DNA

Gli esperimenti di Rosalind Franklin con la cristallografia ai raggi X fornirono la prova decisiva per comprendere la forma elicoidale della molecola di DNA.

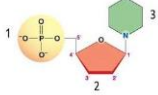


Questa tecnica suggerì a Franklin che la molecola di DNA fosse a forma **elicoidale** o a **spirale**.

2.1.2 Composizione chimica del DNA

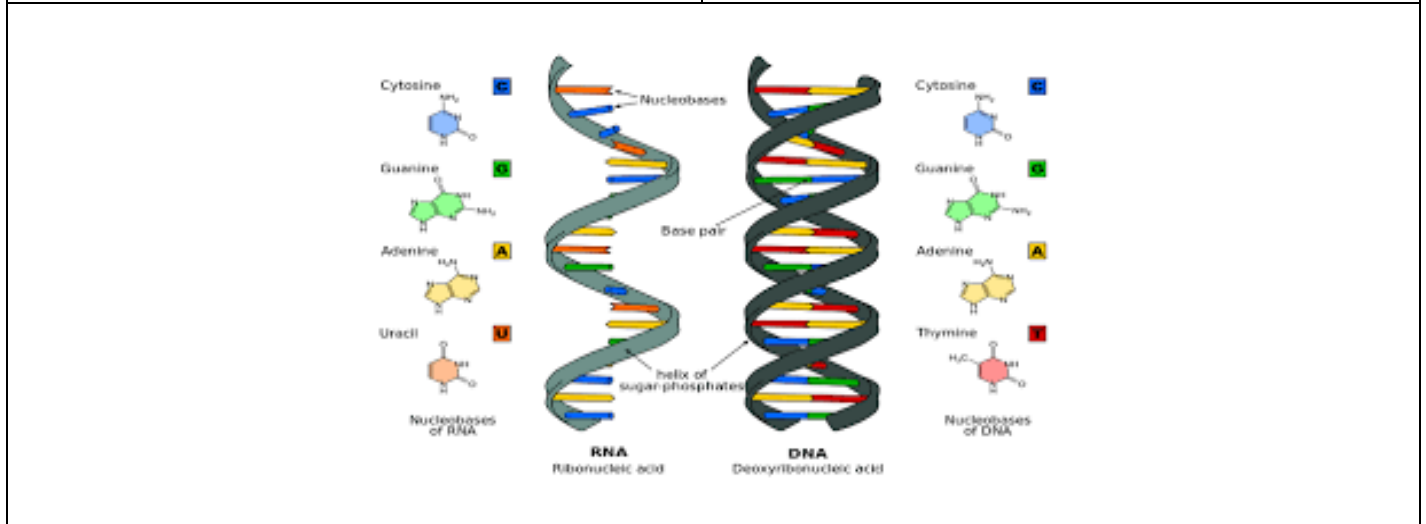
Il DNA è un polimero di **nucleotidi** cioè è un **polinucleotide**. Il **nucleotide** è formato da:

uno zucchero (**desossiribosio**) + un **gruppo fosfato** + una **base azotata**



Le **BASI AZOTATE** sono quattro:

PIRIMIDINE (1 anello)		PURINE (2 anelli)	
TIMINA (T) URACILE (U) nell'RNA al posto della Timina	CITOSINA (C)	GUANINA (G)	ADENINA (A)
Timina (T)	Citosina (C)	Guanina (G)	Adenina (A)

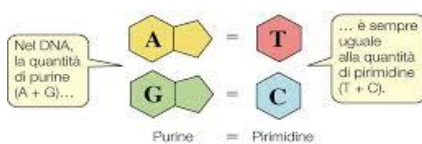


Nel 1950 il chimico austriaco **Erwin Chargaff** registrò alcune regolarità nella composizione del DNA:

1. La **percentuale dei nucleotidi** è sempre la stessa nelle cellule che provengono da tessuti diversi dello stesso individuo
2. Il **rapporto** della **percentuale** delle purine (A, G) varia da specie a specie
3. La **composizione** del DNA NON è influenzata da fattori esterni o dall'età dell'organismo
4. In tutte le specie, la **quantità** di timina (T) è uguale a quella dell'adenina (A) e la quantità della guanina (G) è uguale a quella della citosina (C), cioè le basi sono **complementari** (si legano ad incastro una purina e una pirimidina)

REGOLA DI CHARGAFF

NEL DNA LA QUANTITÀ DI **PURINE** È UNGUALE ALLA QUANTITÀ DI **PIRIMIDINE** CIOÈ SONO **COMPLEMENTARI**



La regola di Chargaff:
la quantità di A è uguale alla quantità di T
la quantità di G è uguale alla quantità di C
la quantità di G+A è uguale alla quantità di C+T

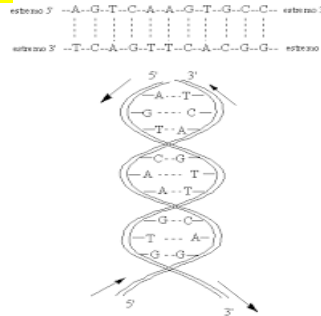




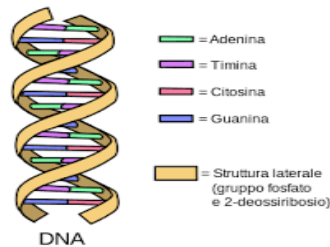
2.1.3 IL MODELLO A DOPPIA ELICA DI WATSON E CRICK

Nel 1953 il fisico inglese Francis Crick e il genetista statunitense James Watson sempre utilizzando la tecnica della cristallografia a raggi X dimostrarono che:

1. Il DNA è a forma di **doppia elica (spirale)**
2. Queste due catene polinucleotidiche risultano affiancate in modo **antiparallele** cioè decorrono diversamente in **direzione opposta**



3. Le basi azotate in accordo con la regola di Chargaff sono legate in modo preciso (purine e pirimidine), **complementari**

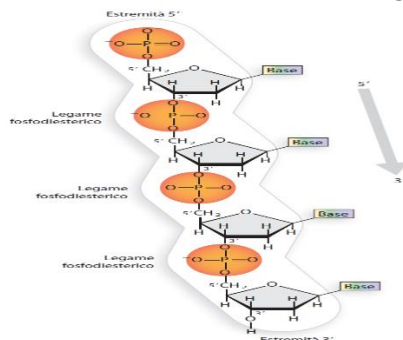


2.1.4 STRUTTURA MOLECOLARE DEL DNA

- È formato da **DUE catene polinucleotidiche** appaiate e avvolte intorno allo stesso asse, per formare una **doppia elica**.
- La molecola presenta caratteristiche importanti:
 - A. i nucleotidi di ciascuna catena sono legati tra loro da **legami covalenti detti fosfodiesterici**
 - B. le due catene invece sono legate tra loro da **legami ad H**
 - C. le due catene sono **antiparallele**
 - D. l'elica ha **diametro costante** e avvolgimento **destrogiro**

A. LEGAMI COVALENTI nel DNA sono detti fosfodiesterici

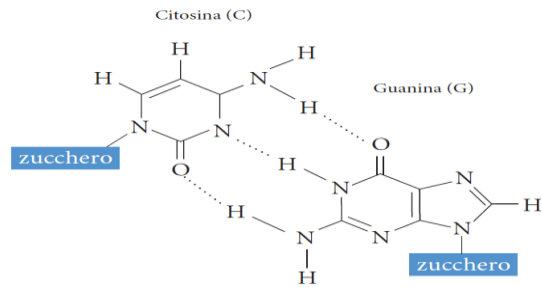
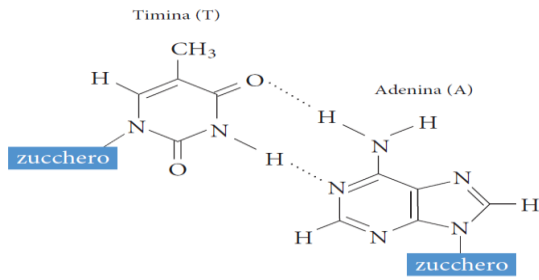
Si formano per reazione di condensazione (eliminazione di una molecola di acqua) tra il gruppo -OH dello zucchero e il gruppo fosfato -OPO³⁻ di un altro nucleotide, quindi ogni nucleotide forma nella stessa catena 2 legami covalenti.



B. LEGAMI AD H

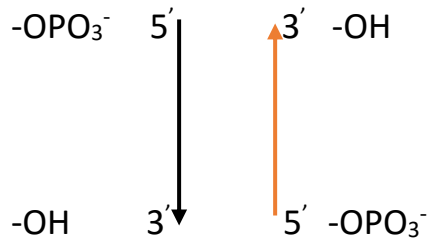
Si formano tra le due catene, tra le basi azotate complementari.

- Tra la **T** e la **A** si formano **DUE legami ad H**.
- Tra la **C** e la **G** si formano **TRE legami ad H**.



C. LE DUE CATENE SONO ANTIPARALLELE

I due filamenti di DNA sono orientati in direzione opposta (antiparallele) e ciascun filamento viene indicato con una freccia, le due frecce puntano in direzione opposta



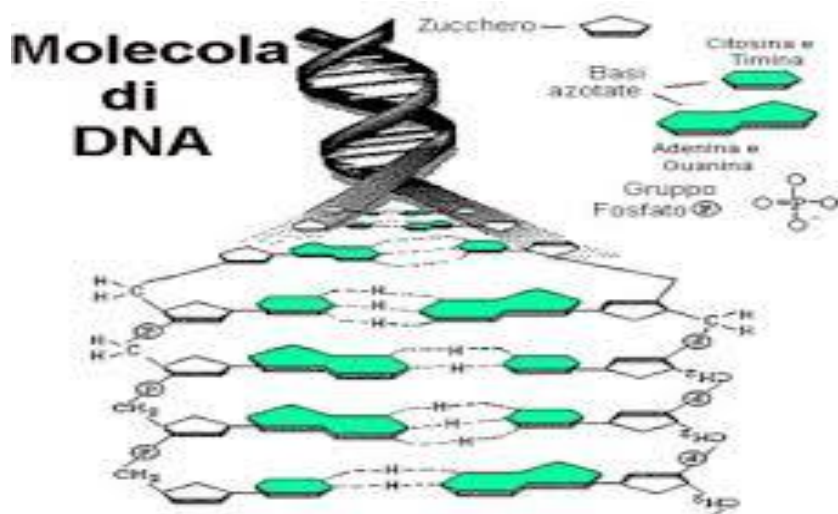
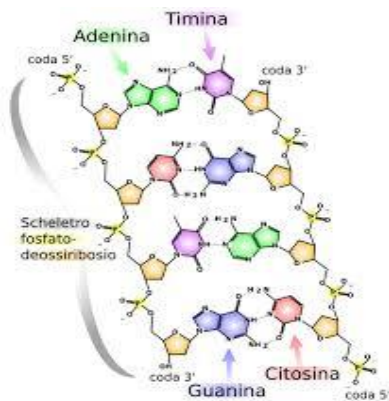
Siccome i gruppi fosfati $-OPO_3^-$ e i gruppi ossidrilici $-OH$ sono quelli interessati al legame covalente, sono **terminali** con numerazione diversa:

$-OH$ con numerazione 3'

$-OPO_3^-$ con numerazione 5'

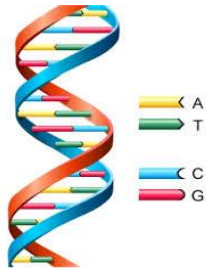
Per convenzione, il **primo nucleotide** di un filamento è quello con l'estremità 5'-fosfato (dà il legame fosfodiesterico).

L'**ultimo nucleotide** è quello dell'estremità 3'-OH libera

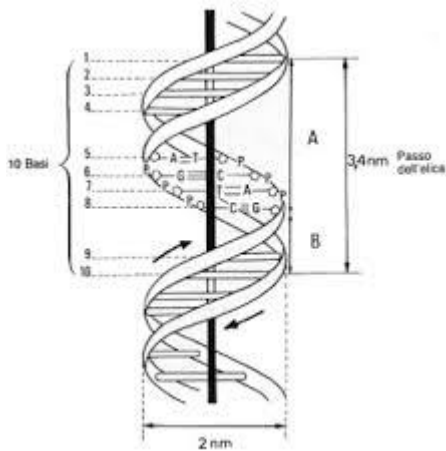


D. L'ELICA HA DIAMETRO COSTANTE E AVVOLGIMENTO DESTROGIRO

Per semplicità si può immaginare il DNA come una scala a chiocciola, i cui montanti sono i gruppi fosfati più gli zuccheri alternati e ogni scalino corrisponde alla coppia di basi azotate che sono distese orizzontalmente e legate da legami ad H.



Le coppie A=T, G≡C hanno la stessa lunghezza e si inseriscono tra i due montanti della scala (pioli della scala); ogni piolo è ruotato rispetto all'altro di 36°, l'elica per compiere **un giro** completo (360°) ha bisogno di **10 coppie** di basi azotate (10 giri di 36° fa 1 giro completo). L'elica è destrorsa dall'alto in basso in senso orario ed ha diametro costante.



RICORDARE

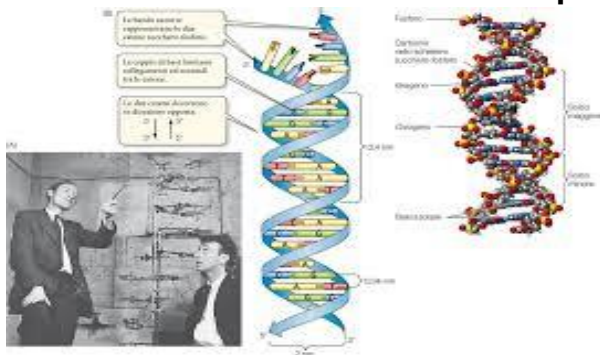
LA MOLECOLA DEL DNA HA LA FORMA DI UNA **DOPPIA ELICA** COSTITUITA DA DUE CATENE POLINUCLEOTIDICHE APPAIATE GRAZIE ALLA **COMPLEMENTARIETÀ** DELLE BASI AZOTATE CHE SONO **ANTIPARALLELE**, CIOÈ CON DIREZIONI OPPOSTE

Il modello di Watson e Crick spiega:

1. Le **informazioni genetiche** sono contenute nella sequenza lineare delle basi azotate che è la parte variabile del DNA, cioè dalla combinazione di queste basi.
2. Il filamento è formato da **milioni di nucleotidi** ed è per questo che l'informazione genetica è variabile da specie a specie e nella stessa specie (**variabilità genetica**)
3. Il DNA va incontro a **duplicazione**, è soggetto a **mutazioni** e trova espressione nel **fenotipo**

RICORDARE

LA **VARIABILITÀ** DELLA SEQUENZA E LA **COMPLEMENTARIETÀ** DELLE BASI AZOTATE CONSENTONO AL DNA DI ESSERE IL DEPOSITARIO DELL'**INFORMAZIONE** GENETICA E DI **DUPLICARSI** DURANTE IL CICLO CELLULARE

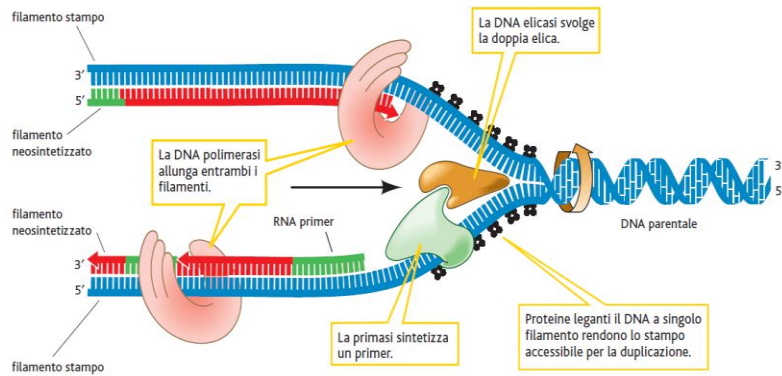


2.1.5 LA DUPLICAZIONE DEL DNA È SEMICONSERVATIVA

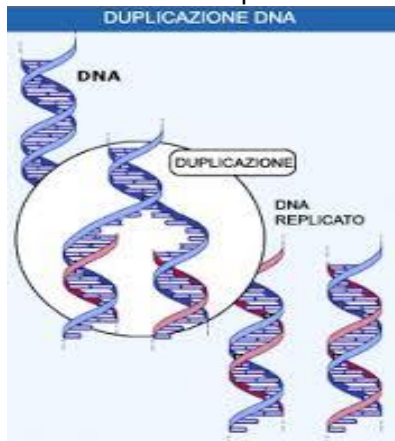
IL DNA SI AUTODUPLICA: modello semiconservativo

- La molecola del DNA fa copia esatta di se stessa e questo fa sì che l'informazione genetica possa essere trasmessa ai discendenti, contribuendo al mantenimento della specie.

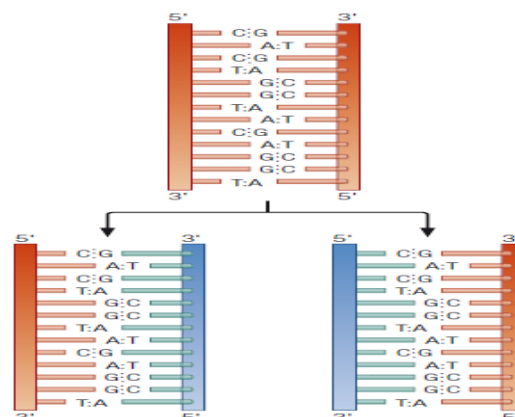
- Per duplicarsi la doppia elica si deve aprire, l'enzima elicasi provvede a "svolgere" l'elica del DNA e si rompono i legami ad H, perché sono deboli e si ottiene una forcella. Questo processo è detto **despiralizzazione** del DNA.



- Alla despiralizzazione segue la **polimerizzazione** e i due filamenti separati funzionano ciascuno da stampo per la sintesi di **due nuove catene di nucleotidi complementari** a quelle già presenti. L'enzima DNA-polimerasi provvede a unire i nucleotidi di nuova formazione, secondo il criterio della **complementarietà** che garantisce l'**esatta copiatura** della molecola originaria.
- Quando il processo è terminato, si ottengono come risultato due molecole di DNA, ciascuna delle quali è formata da un **filamento originario** (parentale) e da un **filamento di nuova sintesi**. Per questo motivo il modello di duplicazione del DNA viene definito **semiconservativo**.

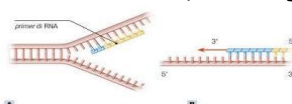


N.B. i nucleotidi si aggiungono sempre nella posizione 3' (-OH), quindi il filamento cresce sempre in direzione 5' → 3' con legami covalenti detti fosfodiesterici (un gruppo fosforico si lega sempre a due gruppi alcolici -OH)



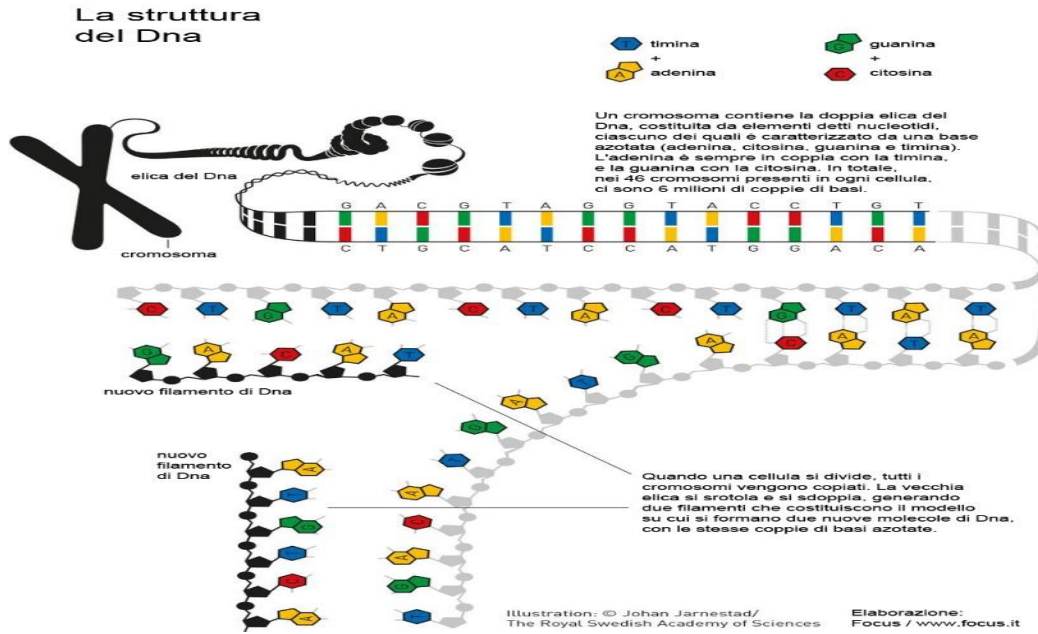
La **DNA-polimerasi** aggiunge nucleotidi solo in posizione 3' quindi l'allungamento nei due filamenti è diverso:

- a.** Nel filamento 3', l'allungamento è **continuo** e **veloce** infatti viene detto **filamento veloce**

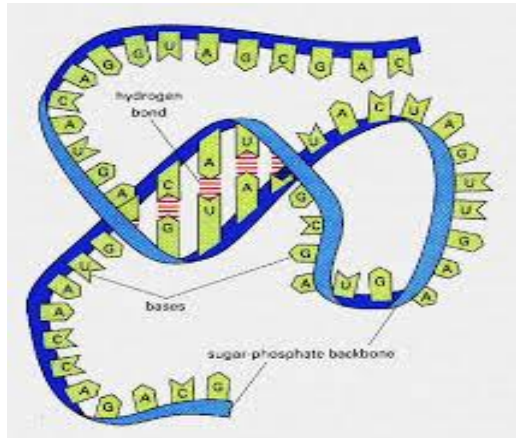


- b. Nell'altro filamento 5', l'allungamento è **discontinuo** a ritroso ed è *lento* viene detto **filamento lento**. Si formano tanti segmenti piccolissimi, isolati, discontinui detti **frammenti di Okazaki** che poi si uniscono. **Perché questo?** La motivazione è sempre la stessa perché i nucleotidi vengono aggiunti sempre in posizione 3'.

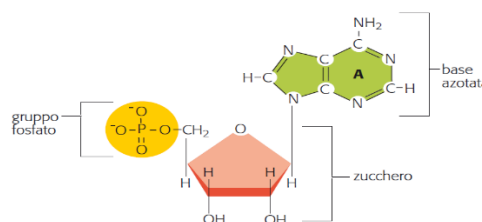
Ricapitolando:



2.2 RNA ACIDO RIBONUCLEICO

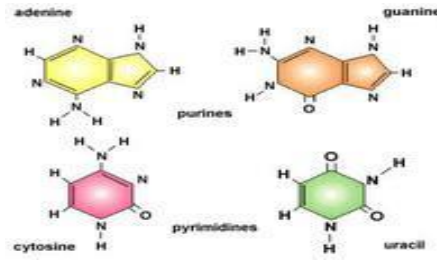


- Collabora con il DNA nella traduzione dell'informazione, cioè nella sintesi delle proteine
- Il monomero è il **nucleotide** formato da:
uno zucchero (**ribosio**) + **base azotata** + **gruppo fosfato**

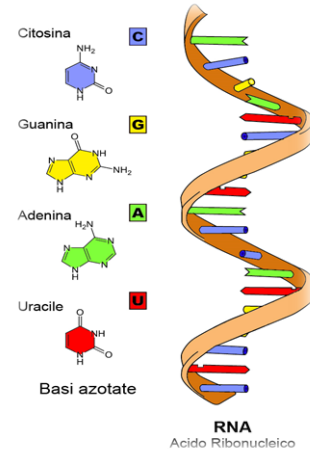
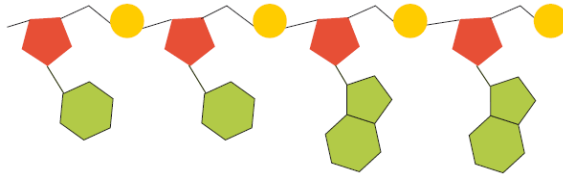


- **Basi azotate:** pirimidine e purine
Purine (2 anelli): Guanina (G) e Adenina (A)

Pirimidine (1 anello): Uracile (U) e Citosina (C)
 Basi complementari (**legate sempre una purina e una pirimidina**) **A=U** e **G≡C**

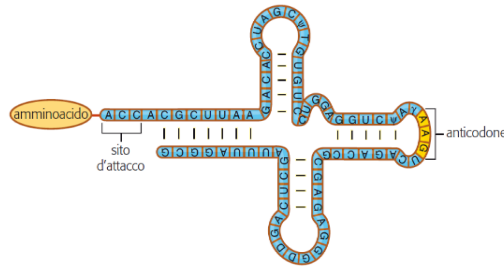


• Formato da una catena polinucleotidica

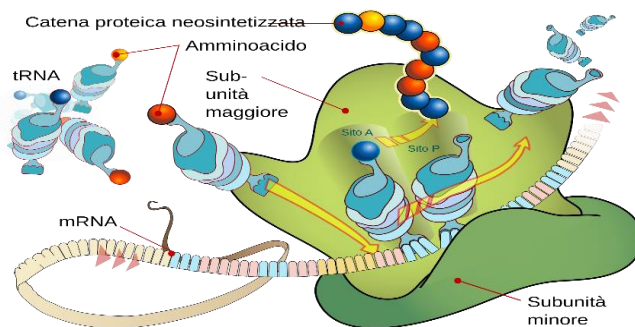


• Esistono tre classi di RNA:

1. **RNA messaggero (mRNA)**, **intermediario** trasporta il messaggio dal nucleo al citoplasma, ha sequenza lineare
2. **RNA transfer (tRNA)**, **adattatore** che porta gli amminoacidi specifici ai ribosomi, ha struttura tridimensionale



3. **RNA ribosomiale (rRNA)**, **permette** di **realizzare** la **sintesi proteica**, ha ruolo strutturale e funzionale



3. DAL DNA ALLE PROTEINE

BIOSINTESI PROTEICA

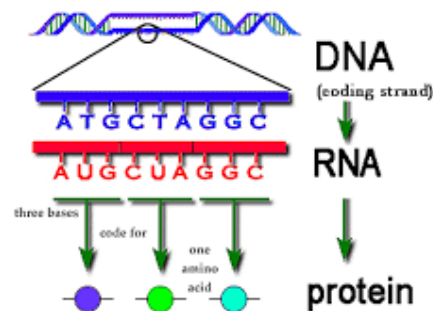
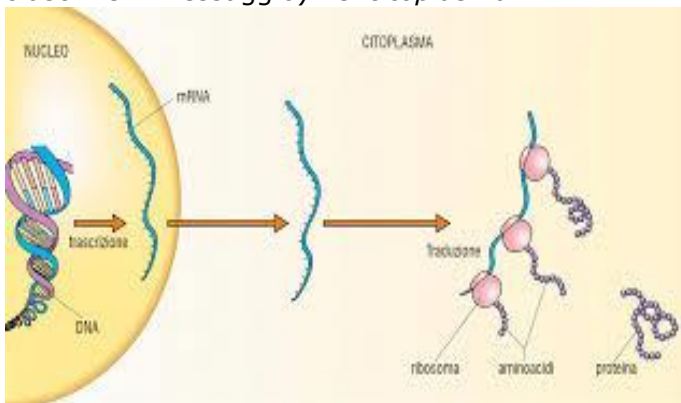


Il DNA contiene il **codice genetico** (informazioni ereditarie). Ogni amminoacido è codificato da una **TRIPLETTA** di basi azotate cioè da un **codone**. Il numero di triplette sono **64** perché la combinazione è 4^3 , in quanto le basi sono 4 e gli a.a. sono 20, di conseguenza uno stesso amminoacido può essere codificato da più CODONI (triplette) diversi. L'insieme dei **codoni** configura il **codice genetico**.

		Seconda lettera					
		U	C	A	G		
Prima lettera	U	UUU Fenilalanina UUC UUA Leucina UUG	UCU Serina UCC UCA UCG	UAU Tiroxina UAC UAA Codoni di stop UAG	UGU Cisteina UGC UGA Codone di stop UGG Triptofano	U	C
	C	CUU Leucina CUC CUA CUG	CCU Prolina CCC CCA CCG	CAU Istidina CAC CAA Glutammina CAG	CGU Arginina CGC CGA CGG	U	C
	A	AUU Isoleucina AUC AUA AUG Metionina; codone di inizio	ACU Treonina ACC ACA ACG	AAU Asparagina AAC AAA Lisina AAG	AGU Serina AGC AGA Arginina AGG	U	C
	G	GUU Valina GUC GUA GUG	GCU Alanina GCC GCA GCG	GAU Acido aspartico GAC GAA Acido glutammico GAG	GGU Glicina GGC GGA GGG	U	C
						A	G

Ogni **segmento di DNA** che codifica per **una proteina** rappresenta un **gene**.

Negli **Eucarioti il DNA dirige**, nel *nucleo*, la sintesi proteica, ma **non vi prende** parte **direttamente** perché **non esce mai dal nucleo**. Quindi veicola all'esterno il suo messaggio attraverso l'*mRNA* (che trascrive il messaggio) nel *citoplasma*.



La sintesi proteica la possiamo suddividere in due fasi localizzata in reparti diversi della cellula:

- 1) **TRASCRIZIONE** (nel nucleo)
- 2) **TRADUZIONE** (nel citoplasma)

1) **TRASCRIZIONE** (nel nucleo)

La doppia elica del DNA si separa e forma la forcella. La trascrizione avviene in **3 fasi**: inizio, allungamento e terminazione.

a) **INIZIO**- Avviene grazie a un **promotore**, che è una sequenza di DNA che segnala dove inizia il gene al quale si deve legare il primo ribonucleotide.

b) ALLUNGAMENTO- Entra in azione l'RNA-polimerasi che avvia alla trascrizione nella direzione 3'-5' del filamento stampo del DNA. Di conseguenza il filamento di mRNA si allunga in direzione 5'-3'. In direzione antiparallela.

N.B. i geni degli eucarioti non sono tutti formati da codoni che codificano per le proteine, ma possiedono anche **sequenze non codificanti**, dette **INTRONI**, che si intercalano tra le **sequenze codificanti** dette **ESONI**.

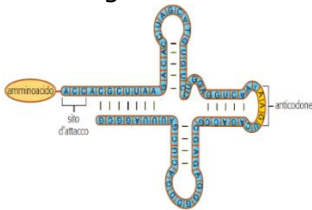
L'RNA trascritto nella seconda fase contiene entrambe le sequenze (sia codificante che non codificante).

Quindi l'mRNA prima di migrare nel citoplasma subisce delle modifiche che consiste nel taglio degli INTRONI e nella saldatura degli ESONI (processo detto **splicing**), che sarà unica sequenza codificante. Cioè mRNA detto **matturo**.

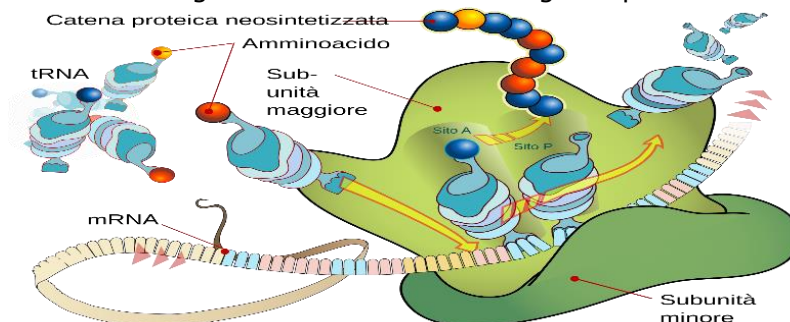
c) TERMINAZIONE- Interviene una sequenza di terminazione del DNA, situata dove termina il gene, che segnala all'RNA-polimerasi di arrestare la trascrizione.

2) **TRADUZIONE** (nel citoplasma)

La traduzione è il processo che porta alla formazione della proteina (catena con struttura primaria). L'mRNA si posiziona tra le due subunità dei ribosomi e l'RNAt provvede ad aggiungere gli a.a. specifici richiesti dai codoni dell'mRNA. L'tRNA ha un'estremità con una tripletta di basi, detta **ANTICONE**, con cui si lega al codone complementare dell'mRNA nel ribosoma.



I ribosomi sono costituiti da due subunità: una piccola e una grande. La subunità piccola contiene il sito di legame per l'mRNA e la subunità grande contiene i siti di legame per le molecole di RNAt.



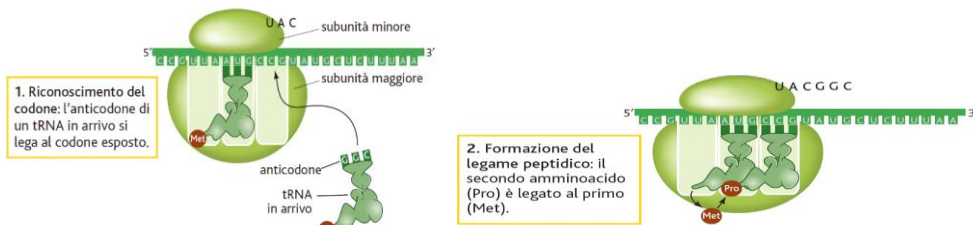
La subunità maggiore del ribosoma ha 3 siti:

- . **sito A** che accoglie l'tRNA con l'aa specifico
- . **sito P** detto anche **sito C**, che ospita la catena polipeptidica in via di formazione (dove si forma il legame peptidico)
- . **sito D** di distacco dell'RNAt dopo aver lasciato l'aa specifico per la catena polipeptidica.

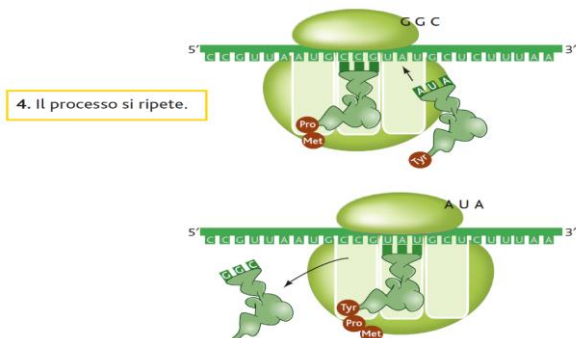
Anche la traduzione viene suddivisa in 3 fasi: inizio, allungamento e terminazione

a) INIZIO- una molecola di mRNA si lega alla subunità piccola del ribosoma. Il suo codone di inizio è **AUG**, che codifica l'amminoacido **metionina** (Met), segnala dove deve avvenire l'inizio della traduzione. Quindi l'tRNA che arriva ha l'anticodone **UAC** e l'a.a. che sarà all'estremità opposta dell'tRNA. Si forma un ribosoma completo che è il **complesso di inizio**.

b) ALLUNGAMENTO- Avviene nel **sito A**, perché il codone successivo dell'mRNA si viene a trovare in questo sito e viene riconosciuto da un altro tRNA con l'anticodone complementare (avviene l'appaiamento).

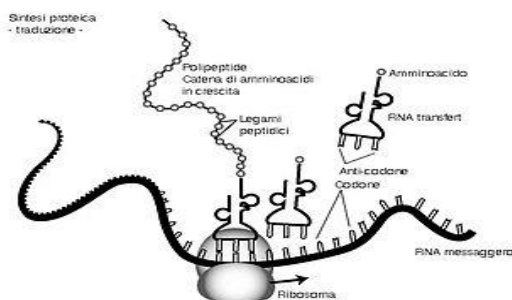


Il sito P scarica l'tRNA che passa al **sito D di distacco** e va al citoplasma. Così il sito P resta vuoto e ospita l'altro tRNA che libera il sito A dove arriverà un altro tRNA con un altro a.a. specifico.



Questo fino a che non arriverà il codone di **STOP** sull'mRNA.

c) **TERMINAZIONE**- Arriva il segnale di **STOP** che segnala il termine della sintesi proteica. Il polipeptide ottenuto ha una **struttura primaria** che si ripiega dopo, in seguito andrà nel comparto dove svolgerà la sua funzione.



Riassunto dei codoni di inizio e di stop

CODONI DI INIZIO	CODONI DI STOP
AUG codifica la Metionina (met)	<div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="display: flex; flex-direction: column; gap: 5px;"> UAA UAG UGA </div> <div style="font-size: 3em; margin: 0 10px;">}</div> <div style="text-align: center;"> <p style="background-color: #FFD700; padding: 5px;">NON CODIFICANO NESSUN</p> <p style="background-color: #FFD700; padding: 5px;">AMMINOACIDO</p> </div> </div> <p>Separano la catena polipeptidica dal ribosoma</p>

Ricordare:
 UN **gene** → una **proteina**
 UNA **tripletta** → un **amminoacido**

