

Prof.ing. Francesco Serafini

QUIZ DI CHIMICA

Semestre filtro di medicina

Nuova edizione
SYLLABUS 2026

ESTRATTO DIMOSTRATIVO

Questo documento è un estratto dal libro ad uso dimostrativo.
Per ciascuna U.D. sono presentati tre quiz completi



Logica
Test



L'autore

Francesco Serafini dopo la maturità classica si è laureato con lode in ingegneria chimica a ventitré anni.

Dopo cinque anni di esperienza nell'industria chimica si è dedicato alla formazione. Docente nelle scuole superiori, si occupa di preparazione al superamento dei test di ammissione alle facoltà a numero chiuso. Ha coordinato oltre cinquanta corsi seguendo più di mille studenti. Durante questa esperienza ha messo a punto un metodo personale di formazione particolarmente efficace.

Tiene corsi di preparazione ai test di ammissione a Perugia.

La distribuzione gratuita di questo estratto è consentita esclusivamente nella sua forma integrale e senza modifiche. Ne sono vietate la vendita, la modifica e la riproduzione parziale.

A norma di legge è vietata la riproduzione, anche parziale, del presente volume e di parte di esso con qualsiasi mezzo senza l'autorizzazione scritta dell'autore.

prof. ing. Francesco Serafini
SEMESTRE FILTRO - QUIZ DI CHIMICA
Tutti i diritti riservati
È vietata la riproduzione anche parziale

Il successo inizia dalle scelte

NOTA SULL'ESTRATTO DIMOSTRATIVO

Questo estratto riproduce l'impostazione del volume completo. Per ogni sezione delle varie Unità Didattiche sono stati mantenuti tre quesiti con le relative spiegazioni. La tabella delle risposte resta completa e, accanto a ciascun numero, indica sinteticamente l'argomento trattato dagli altri quiz presenti nel libro.

Le tabelle complete permettono quindi di valutare l'ampiezza e l'organizzazione dell'opera, mentre i quesiti riportati consentono di verificarne concretamente il livello e la qualità delle spiegazioni.

Per consultare o acquistare il volume completo vai su: <https://www.amazon.it/dp/B0HCM3G6VS>

Introduzione

Questo libro nasce con un obiettivo preciso: offrire agli studenti del primo semestre delle facoltà di Medicina, Odontoiatria e Veterinaria – il *semestre filtro*, ufficialmente detto semestre aperto – uno strumento aggiornato, mirato ed efficace per affrontare l'esame di Chimica, una delle prove più selettive e temute.

Avevamo già pubblicato un libro di quiz che si basava sul syllabus 2025. Per il 2026 il Ministero dell'Università e della Ricerca ha apportato alcune modifiche. Molti argomenti già trattati sono stati ricollocati all'interno delle diverse unità didattiche, mentre altri sono stati aggiunti o eliminati.

I quesiti proposti nel presente volume derivano in larga parte dalla precedente raccolta, ma sono stati accuratamente riordinati per seguire la struttura del nuovo syllabus 2026. Sono stati inoltre inseriti 240 quiz inediti, destinati ad approfondire gli argomenti introdotti nel nuovo programma.

La selezione dei quesiti è stata effettuata con l'obiettivo di offrire un ventaglio ampio e articolato di contenuti, capace di coprire tutte le possibili tipologie di domanda. Ogni quiz è stato formulato e valutato in modo da garantire un livello di difficoltà adeguato a una prova universitaria.

I quiz sono organizzati per argomenti e seguono fedelmente la scansione del programma, così da consentire allo studente di monitorare la propria preparazione in modo ordinato e sistematico. Alcuni quesiti risulteranno più semplici, altri più impegnativi: è una differenza naturale e necessaria per verificare sia l'acquisizione delle conoscenze fondamentali sia la capacità di applicarle in situazioni più complesse.

Lo studente che intende prepararsi adeguatamente all'esame di Chimica del semestre filtro dovrà affrontare tutti gli argomenti, nessuno escluso. Solo attraverso uno studio completo e rigoroso la preparazione potrà dirsi solida e tale da consentire di affrontare con successo la prova.

Il valore di questa raccolta non risiede soltanto nell'accurata costruzione dei quiz, ma anche nelle **ampie spiegazioni** che li accompagnano, concepite per offrire un concreto supporto allo studio. Quando lo studente commette un errore o non riesce a rispondere a un quesito, può consultare la relativa spiegazione, recuperare i concetti teorici necessari e colmare le eventuali lacune nella propria preparazione.

Buon lavoro!

Francesco Serafini

UNITÀ DIDATTICA 1 La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti. (impegno didattico valutato in CFU = 1)

- 1.1 La costituzione della materia. Fondamenti della teoria atomica. Struttura dell'atomo: protoni, neutroni e elettroni. Numero atomico e numero di massa. Gli isotopi.
- 1.2 Cenni alle proprietà magnetiche del nucleo come base per lo strumento diagnostico della Risonanza Magnetica Nucleare.
- 1.3 I numeri quantici, gli orbitali, il principio di esclusione di Pauli. Regola di Hund. La configurazione elettronica *con particolare riferimento agli elementi principalmente presenti negli organismi viventi*.
- 1.4 Il sistema periodico degli elementi. Proprietà periodiche: configurazione elettronica esterna, volume atomico, potenziale di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. La regola dell'ottetto.
- 1.5 Molecole, ioni e ioni poliatomici. Massa molecolare. Definizione di mole e numero di Avogadro. Unità di massa atomica e massa molecolare.
- 1.6 Il legame chimico. Orbitale di legame. Legame covalente: omopolare, eteropolare, legame di coordinazione. Cenni sul legame metallico. Il legame ionico. Ibridazione degli orbitali: sp , sp^2 , sp^3 . Orbitali molecolari sigma e pi-greco. Distanza e energia di legame. Angolo di legame e geometria molecolare. Esempi di molecole polari e apolari biologicamente rilevanti.
- 1.7 Interazioni deboli (legame idrogeno e forze di Van der Waals) e interazioni idrofobiche.
- 1.8 Numero di ossidazione. Esempi di formule di struttura e nomenclatura di composti binari e ternari biologicamente rilevanti con atomi di carbonio, ossigeno, azoto, zolfo e fosforo (ossidi, idrossidi, perossidi, acidi, basi, e sali).
- 1.9 Cenni sullo stato solido: solidi ionici, molecolari, covalenti e metallici
- 1.10 Lo stato aeriforme. Temperatura assoluta. Leggi di Boyle, Charles e Gay Lussac. Applicazione della legge dei gas alla respirazione. Equazione di stato dei gas perfetti. Cenni sulla teoria cinetica dei gas. La legge di Maxwell-Boltzmann.
- 1.11 Lo stato liquido: ebollizione, calore di evaporazione. Tensione superficiale. L'equilibrio gas-liquido: la pressione di vapore. Confronto di diagramma di fase di acqua e anidride carbonica. Rilevanza dei cambiamenti di fase di interesse biomedico: l'evaporazione del sudore e la termoregolazione.
- 1.12 Principi di termodinamica e bioenergetica. Definizioni delle funzioni di stato. Entalpia. Trasformazioni esotermiche ed endotermiche (cambiamenti di stato). Entropia. Energia libera di Gibbs. Trasformazioni esoergoniche ed endoergoniche. Variazione di energia libera come criterio di spontaneità ed equilibrio nei sistemi aperti.

Unità didattica 2. Miscele, soluzioni e le proprietà colligative delle soluzioni (impegno didattico valutato in CFU=1)

- 2.1 Miscele omogenee ed eterogenee di interesse biologico: soluzioni, sospensioni, colloidali e aerosol.
- 2.2 Soluzioni gassose, liquide e solide.
- 2.3 L'acqua come solvente polare. Solubilità: soluti ionici e non ionici. Proprietà degli elettroliti. Gli elettroliti nei fluidi biologici. Solubilità dei gas nei liquidi: la legge di Henry.
- 2.4 Unità di misura della concentrazione delle soluzioni: percentuali peso/peso, peso/volume, volume/volume. Molarità, molalità, frazione molare. Cenni sulle soluzioni non ideali: il comportamento dei soluti nello spazio intracellulare e coefficiente di attività. Il concetto di equivalente in ambito biomedico.
- 2.5 La concentrazione nelle miscele di gas: la legge di Dalton. L'aria e la sua composizione, aria inspirata e aria espirata.

- 2.6 Definizione di proprietà colligative. Interazioni tra solvente e soluto. La legge di Raoult. Abbassamento della pressione di vapore. Innalzamento della temperatura di ebollizione. Abbassamento della temperatura di congelamento. Pressione osmotica e passaggio di soluti attraverso le membrane.
- 2.7 Soluzioni elettrolitiche e fattore correttivo di van't Hoff. Diffusione, osmosi, osmolarità e osmolalità. Confronto tra le proprietà osmotiche delle soluzioni.
- 2.8 Pressione osmotica dei liquidi intracellulari ed extracellulari. Soluzioni isotoniche, ipertoniche e ipotoniche. Soluzione fisiologica e glucosata. Esempi di implicazioni fisiopatologiche del disequilibrio osmotico (emolisi e edema).

Unità didattica 3. Le reazioni chimiche negli organismi viventi: caratteristiche generali, cinetica e equilibrio chimico. (impegno didattico valutato in CFU=0,5)

- 3.1 Definizioni delle reazioni chimiche. Conservazione di massa, energia, carica elettrica e bilanciamento delle reazioni chimiche.
- 3.2 Definizione di cinetica di reazione. Reazioni a più stadi. Fattori che influenzano la velocità di una reazione. Ordine di reazione e molecolarità. La legge di Arrhenius e la teoria degli urti efficaci. L'energia di attivazione. La teoria dello stato di transizione.
- 3.3 Definizione di catalizzatore e cenni sui catalizzatori biologici, gli enzimi.
- 3.4 L'equilibrio chimico. Reazioni reversibili ed irreversibili. Costante di equilibrio e legge d'azione di massa. Variazione di energia libera e equilibrio di reazione.
- 3.5 Differenza tra equilibrio chimico e stato stazionario. Principio dell'equilibrio mobile. Il quoziente di reazione. Effetto della temperatura sulla costante di equilibrio. Equilibri multipli. Esempi di equilibrio eterogeneo solido-liquido (precipitazione di urati). Prodotto di solubilità, effetto dello ione in comune. Esempi di rilevanza biomedica (calcoli renali).

UNITÀ DIDATTICA 4. Acidi, basi, sali, pH, soluzioni tampone; reazioni di ossido-riduzione ed elettrochimica (impegno didattico valutato in CFU= 1)

- 4.1 La teoria di Arrhenius. La teoria di Bronsted e Lowry. Cenni sulla teoria di Lewis. La reazione di autoprotolisi dell'acqua. La K_w . Il concetto di pH e pOH. Costanti di dissociazione, K_a e K_b . Acidi e basi forti, acidi e basi deboli, pK_a e pK_b . Indicatori di pH. Il pH di una soluzione di acido/base forte o di acido/base debole. Acidi poliprotici e basi poliprotiche. Reazioni acido-base. I sali, comportamento acido o basico dei sali in acqua. Solubilità e pH, esempi di interesse biomedico: ossalato di calcio, fosfato di calcio e urato di sodio.
- 4.2 Soluzioni tampone, esempi di tamponi di acidi deboli e basi deboli. L'equazione di Henderson e Hasselbalch. Efficienza di un sistema tampone.
- 4.3 L'equilibrio acido-base nei fluidi biologici: il pH del sangue e i tamponi del sangue. Il tampone acido carbonico(CO_2)/bicarbonato, il tampone diidrogeno fosfato/ idrogenofosfato, le proteine come sistemi tampone. L'importanza e la funzione dei tamponi in ambito biomedico (acidosi e alcalosi).
- 4.4 Le reazioni di ossido-riduzione. Cella galvanica e definizione di anodo e catodo. Le semireazioni e i potenziali redox standard. L'equazione di Nernst. Relazione tra variazione di energia libera di Gibbs e differenza di potenziale. Reazioni spontanee e lavoro chimico. Esempi di reazioni di ossido-riduzione in ambito biologico. Ossigeno come accettore di elettroni: bilancio termodinamico della respirazione cellulare. Le reazioni di Fenton e Haber-Weiss come esempio di reazioni di ossido-riduzione non enzimatiche dell'ossigeno in presenza dello ione Ferro per la formazione del radicale idrossilico.

UNITÀ DIDATTICA 5. Proprietà del carbonio e reattività dei composti organici, idrocarburi, alogenuri alchilici, idrocarburi aromatici e derivati (impegno didattico valutato in CFU= 0.5)

- 5.1 Proprietà e ibridazione del carbonio. Rappresentazione dei composti carboniosi.
- 5.2 Idrocarburi saturi ed insaturi, ciclici ed eterociclici. Regole generali di nomenclatura IUPAC.
- 5.3 Stereochimica: diastereoisomeri, enantiomeri, epimeri e miscele racemiche. Cenni sulle regole di priorità e convenzione R/S. Potere ottico rotatorio specifico. Convenzione destrogira/levogira. Convenzione di Fischer.
- 5.4 Rottura omolitica del legame chimico e reazioni radicaliche.
- 5.5 Rottura eterolitica del legame chimico. Carbocationi e carboanioni e loro stabilità. Effetto induttivo: elettrone donatore, elettrone attrattore. Delocalizzazione degli elettroni.
- 5.6 Nucleofili ed elettrofili biologicamente rilevanti. Reazioni di sostituzione nucleofila con meccanismo S_N2 e S_N1 e reazioni di eliminazione.
- 5.7 Alcani e cicloalcani: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biomedica. Tensione di legame nei cicloalcani. Reazioni: ossidazione.
- 5.8 Alcheni: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biomedica.
- 5.9 Delocalizzazione elettronica e dieni coniugati. Reazioni: addizione elettrofila.
- 5.10 Idrocarburi aromatici: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biomedica. Il benzene e composti aromatici eterociclici (pirimidine) e policiclici (purine). Regola di Huckel. Cenni sulle reazioni dei composti derivati del benzene: sostituzione elettrofila aromatica. Effetto attivante e disattivante dei sostituenti. Tossicità dei composti aromatici.

UNITÀ DIDATTICA 6. I gruppi funzionali e isomerie: alcoli, fenoli, eteri, tioli e tioeteri; aldeidi e chetoni; acidi carbossilici e derivati, ammine e ammidi (impegno didattico valutato in CFU= 1)

- 6.1 Alcoli e tioli: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biologica.
- 6.2 Reazioni: disidratazione, ossidazione, sostituzione nucleofila. Etanolo. Fenolo e derivati: acidità del fenolo. Esempi di alcoli e tioli di rilevanza biologica. Eteri e tioeteri. Epossidi.
- 6.3 Ammine: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biomedica.
- 6.4 Basicità e nucleofilicità. Reazioni: alchilazione, formazione di sali. Nitrosammine. Colina e altri esempi di ammine di rilevanza biologica.
- 6.5 Aldeidi e Chetoni: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biologica. Reazioni: ossidazione, riduzione, addizione nucleofila, condensazione aldolica. Emiacetali ed emichetali, acetali e chetali, immine o basi di Schiff. Proprietà dell'idrogeno in alfa al carbonile. Tautomeria cheto-enolica e sua importanza biologica (urato, citosina e fosfoenolpiruvato). Chinoni ed idrochinoni: ubiquinone e suo ruolo come trasportatore di elettroni.
- 6.6 Acidi carbossilici e loro derivati di interesse biologico (anidridi, esteri e tioesteri, ammidi, acilfosfati): struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche, acidità. Reazioni con esempi biologici: salificazione, decarbossilazione, sostituzione nucleofila acilica; esterificazione di Fischer; idrolisi degli esteri e transesterificazione; condensazione di Claisen di esteri e tioesteri. Formazione dei lattoni. Decarbossilazione dei chetoacidi.
Idrolisi delle ammidi

UNITÀ DIDATTICA 7. Amminoacidi e proteine, carboidrati, lipidi, nucleotidi, polinucleotidi e acidi nucleici (impegno didattico valutato in CFU= 1)

- 7.1 Amminoacidi: Struttura, nomenclatura e nomi abbreviati. Classificazione in base alla catena laterale e alle sue proprietà. Identificazione e caratteristiche delle catene laterali degli amminoacidi proteici. Stereochimica degli amminoacidi e rappresentazione secondo la convenzione di Fischer. Proprietà acido-base degli amminoacidi e punto isoelettrico. Amminoacidi essenziali e non essenziali.
- 7.2 Il legame peptidico e la sua formazione dalla reazione di un amminoacido esterificato con il gruppo amminico di un altro amminoacido. Caratteristiche del legame peptidico. Definizione dei livelli strutturali delle proteine: struttura primaria, secondaria, terziaria e quaternaria. Interazioni deboli e ponti disolfuro.
- 7.3 Carboidrati: struttura, nomenclatura e stereochimica dei carboidrati. Monosaccaridi: isomeri, epimeri, anomeri e tautomeri. Ciclizzazione dei monosaccaridi. Mutarotazione. Reazioni dei monosaccaridi: ossidazione, riduzione, reazione di Maillard e prodotti di Amadori, condensazione. Il legame glicosidico. Disaccaridi. Oligosaccaridi e loro derivati. Amminozuccheri. Polisaccaridi: omopolisaccaridi (amido, cellulosa, glicogeno) ed eteropolisaccaridi (glicosamminoglicani).
- 7.4 Acidi grassi saturi e insaturi: struttura, nomenclatura, proprietà fisiche e reazioni. I trigliceridi e le loro funzioni: oli e grassi. Lipidi complessi: glicerofosfolipidi, sfingolipidi, glicolipidi. Colesterolo e cenni sui suoi derivati di interesse biologico (ormoni steroidei, acidi biliari e vitamina D)
- 7.5 Basi azotate, nucleosidi e nucleotidi: struttura, nomenclatura. Importanza biologica dell'ATP. I dinucleotidi nelle reazioni di ossido-riduzione biologiche (NAD⁺/NADH, FAD/FADH₂).
- 7.6 Il legame fosfodiester e la struttura degli acidi nucleici: DNA e RNA.
- 7.7 Modificazioni non enzimatiche delle macromolecole biologiche. Deaminazione della citosina. Principali reazioni del radicale idrossilico con lipidi, proteine e DNA. Attività anti-ossidante non enzimatica dei tioli (glutazione) e delle molecole contenenti doppi legami coniugati (tocoferolo, carotenoidi).

Unità didattica 1 - La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti.**1.1 La costituzione della materia. Fondamenti della teoria atomica. Struttura dell'atomo: protoni, neutroni e elettroni. Numero atomico e numero di massa. Gli isotopi.**

1. Secondo il modello atomico di Rutherford, l'atomo è costituito principalmente da:
- A) un nucleo molto denso e una nube di elettroni
 - B) particelle α , β e γ in equilibrio
 - C) protoni ed elettroni mescolati uniformemente
 - D) un nucleo centrale con orbite fisse di elettroni
 - E) solo protoni e neutroni
2. Nei modelli atomici successivi, Bohr introdusse l'idea che gli elettroni si muovono in orbite quantizzate, mentre il modello di Schrödinger descrive gli elettroni come distribuiti in regioni di alta probabilità chiamate _____
4. Perché i neutroni sono fondamentali per la stabilità del nucleo?
- A) Perché aumentano la carica positiva del nucleo.
 - B) Perché hanno massa maggiore e quindi mantengono i protoni legati gravitazionalmente.
 - C) Perché assorbono elettroni dal nucleo.
 - D) Perché aumentano il numero atomico Z.
 - E) Perché riducono la repulsione elettrostatica tra protoni attraverso la forza nucleare forte.

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	A	13	Liberazione di energia		25	Massa atomica e isotopi	
2	Parola mancante	ORBITALI	14	Isotopi dell'idrogeno		26	Isotopi	
3	Decadimento radioattivo nel tempo		15	Struttura atomica e isotopi		27	Massa atomica e isotopi	
4	Risposta multipla	E	16	Massa atomica e isotopi		28	Analisi degli isotopi	
5	Coesione del nucleo		17	isotopo stabile del carbonio		29	Massa atomica e isotopi	
6	Transizioni nucleari libera energia		18	Teoria atomica Dalton		30	Isotopi stesso elemento	
7	Proprietà dei neutroni		19	Teoria atomica moderna		31	Funzione d'onda elettronica	
8	Atomo neutro		20	Il decadimento β^-		32	Trasformazioni radioattive	
9	Isotopi dell'idrogeno		21	Isotopo ^{60}Co impiegato radioterapia		33	Nucleo isotopo ^{16}O	
10	Nucleo ^{235}U colpito neutrone		22	Effetti isotopici				
11	Isotopi dell'idrogeno		23	Massa atomica e isotopi				
12	Massa atomica e isotopi		24	Massa atomica e isotopi				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta A

Rutherford, grazie all'esperimento della lamina d'oro (1911), dimostrò che l'atomo ha un nucleo molto piccolo, massiccio e carico positivamente, attorno al quale si muovono gli elettroni in una regione quasi vuota.

Perché le altre risposte sono errate:

B: particelle α , β e γ in equilibrio: queste sono radiazioni, non componenti stabili dell'atomo.

C: protoni ed elettroni mescolati uniformemente: questa era l'idea del modello di Thomson ("a panettone"), superata dall'esperimento di Rutherford.

D: un nucleo centrale con orbite fisse di elettroni: questa è una caratteristica del successivo modello di Bohr, non di Rutherford.

E: solo protoni e neutroni: l'atomo contiene anche elettroni, non solo il nucleo.

Quiz 2 – Risposta ORBITALI

Il modello di Schrödinger, basato sulla meccanica quantistica, sostituisce il concetto di orbita definita con quello di orbitale, una regione tridimensionale dello spazio dove la probabilità di trovare un elettrone è massima.

Quiz 4 – Risposta E

I neutroni non hanno carica, ma partecipano alla forza nucleare forte, che contrasta la repulsione elettrostatica tra protoni e stabilizza il nucleo.

Perché le altre risposte sono errate:

A, D: i neutroni non influenzano Z.

B: la gravità a livello nucleare è trascurabile.

C: non assorbono elettroni.

Unità didattica 1 - La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti.**1.2 Cenni alle proprietà magnetiche del nucleo come base per lo strumento diagnostico della Risonanza Magnetica Nucleare.**

1. I protoni e i neutroni sono particelle composte appartenenti alla famiglia degli _____, formate da tre quark ciascuna.
3. Quale tra le seguenti affermazioni sui protoni e neutroni è corretta?
 - A) Sono particelle elementari indivisibili.
 - B) Sono costituiti da due quark e un antiquark.
 - C) Sono composti da tre quark legati dall'interazione forte mediata dai gluoni.
 - D) Sono tenuti insieme da fotoni.
 - E) Contengono solo quark di tipo up.
4. Qual è la combinazione di quark che costituisce un neutrone?
 - A) uuu
 - B) uud
 - C) ddd
 - D) udd
 - E) uudg

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	ADRONI	6	Struttura dei nucleoni		11	Effetto del campo magnetico sui nuclei	
2	Struttura dei nucleoni		7	Forza nucleare residua		12	Effetto del campo magnetico sui nuclei	
3	Risposta multipla	C	8	Proprietà magnetiche dei nuclei		13	Rilassamento nella RMN	
4	Risposta multipla	D	9	Proprietà magnetiche dei nuclei		14	Rilassamento nella RMN	
5	Struttura dei nucleoni		10	Struttura dei nucleoni				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **ADRONI**

Gli adroni sono particelle composte soggette all'interazione forte. Si dividono in barioni (come protoni e neutroni, formati da tre quark) e mesoni (formati da un quark e un antiquark).

Quiz 3 – Risposta **C**

I protoni e i neutroni sono barioni (adroni composti da tre quark) tenuti insieme dall'interazione forte mediata dai gluoni. Questa struttura è descritta dalla cromodinamica quantistica (QCD).

Perché le altre risposte sono errate:

A: protoni e neutroni non sono particelle elementari, ma composte.

B: la combinazione con un antiquark caratterizza i mesoni, non i nucleoni.

D: i fotoni mediano l'interazione elettromagnetica, non la forza forte.

E: i protoni hanno due quark up e un down, i neutroni due down e un up.

Quiz 4 – Risposta **D**

Il neutrone è composto da due quark down (d) e un quark up (u), indicato come udd, con carica elettrica totale pari a 0. $(+2/3) + (-1/3) + (-1/3) = 0$

Perché le altre risposte sono errate:

A: tre quark up danno carica +2.

B: è la combinazione del protone.

C: tre quark down danno carica -1.

E: "g" non è un quark, ma potrebbe confondersi con i gluoni.

Unità didattica 1 - La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti.

1.3 I numeri quantici, gli orbitali, il principio di esclusione di Pauli. Regola di Hund. La configurazione elettronica con particolare riferimento agli elementi principalmente presenti negli organismi viventi.

1. Il numero quantico principale n determina il livello energetico e la dimensione dell' _____, regione dello spazio in cui è più alta la probabilità di trovare l'elettrone.
2. Quale dei seguenti set di numeri quantici (n, l, m_l, m_s) non può esistere?
 - A) $(2, 1, 0, +1/2)$
 - B) $(3, 2, -2, -1/2)$
 - C) $(4, 0, 0, -1/2)$
 - D) $(1, 1, 0, +1/2)$
 - E) $(3, 1, +1, +1/2)$
3. Quale affermazione descrive correttamente il principio di esclusione di Pauli?
 - A) Due elettroni in un atomo possono avere tutti i numeri quantici uguali.
 - B) Due elettroni in un atomo devono avere spin sempre parallelo.
 - C) Due elettroni in un atomo non possono avere lo stesso insieme di quattro numeri quantici.
 - D) Ogni orbitale può contenere al massimo quattro elettroni.
 - E) Ogni elettrone occupa un livello energetico unico.

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	ORBITALE	8	Configurazione elettronica		15	Numeri quantici	
2	Risposta multipla	D	9	Numeri quantici		16	Numeri quantici	
3	Risposta multipla	C	10	Elementi chimici		17	Miscela e separazione fisica	
4	Principio di esclusione di Pauli		11	Massa molare		18	Configurazione elettronica	
5	Regola di Hund		12	Regola di Hund		19	Composti chimici	
6	Regola di Hund		13	Carica di una mole di protoni		20	Regola di Hund	
7	Configurazione elettronica		14	Configurazione elettronica		21	Allotropia del carbonio	

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **ORBITALE**

Un **orbitale** è una funzione d'onda che descrive dove è più probabile trovare un elettrone in un atomo. Il numero n ne indica l'energia e l'estensione.

Quiz 2 – Risposta **D**

Per $n=1$ (livello K) l'unico valore possibile di l è 0. Quindi $l = 1$ è impossibile.

Le altre risposte rappresentano combinazioni valide di numeri quantici e quindi non sono la risposta giusta.

$$0 \leq l \leq n - 1 - l \leq m_l \leq l m_s = \pm 1/2$$

Quiz 3 – Risposta **C**

Il **principio di esclusione di Pauli** afferma che in un atomo non possono esistere due elettroni con tutti e quattro i numeri quantici uguali.

Perché le altre risposte sono errate:

A: è l'opposto del principio.

B: lo spin può essere opposto, non deve essere sempre parallelo.

D: un orbitale può contenere massimo **due** elettroni, non quattro.

E: più elettroni possono condividere lo stesso livello, se hanno numeri quantici diversi.

Unità didattica 1 - La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti.**1.4 Il sistema periodico degli elementi. Proprietà periodiche: configurazione elettronica esterna, volume atomico, potenziale di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. La regola dell'ottetto.**

1. L'energia necessaria per rimuovere un elettrone da un atomo neutro isolato in fase gassosa si chiama potenziale di _____.
2. Quale elemento mostra il raggio atomico maggiore tra quelli elencati?
 - A) Litio
 - B) Boro
 - C) Fluoro
 - D) Sodio
 - E) Magnesio
4. Quale affermazione descrive correttamente l'andamento dell'elettronegatività lungo un periodo della tavola periodica?
 - A) Aumenta da sinistra verso destra
 - B) Diminuisce da sinistra verso destra
 - C) Rimane costante
 - D) Aumenta solo fino al gruppo 14, poi diminuisce
 - E) Non segue alcun trend preciso

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	IONIZZAZIONE	11	Affinità elettronica		21	Configurazioni elettroniche anomale	
2	Risposta multipla	D	12	Affinità elettronica		22	Andamento dell'elettronegatività	
3	Stabilità e reattività dei gas nobili		13	Andamento del raggio atomico		23	Metalli nei sistemi biologici	
4	Risposta multipla	A	14	Andamento dell'elettronegatività		24	Energia di ionizzazione	
5	Affinità elettronica		15	Eccezioni alla regola dell'ottetto		25	Andamento del raggio atomico	
6	Eccezioni alla regola dell'ottetto		16	Andamento del raggio atomico		26	Andamento del raggio atomico	
7	Reattività degli alogeni		17	Eccezioni alla regola dell'ottetto		27	Andamento del raggio atomico	
8	Metalli nei sistemi biologici		18	Metalli nei sistemi biologici				
9	Andamento dell'elettronegatività		19	Energia di ionizzazione				
10	Stabilità e reattività dei gas nobili		20	Andamento del raggio atomico				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta IONIZZAZIONE

Il potenziale di ionizzazione è definito come l'energia minima richiesta per strappare un elettrone dall'atomo neutro isolato in fase gassosa, trasformandolo in un catione.

Quiz 2 – Risposta D

Il raggio atomico aumenta scendendo lungo un gruppo e diminuisce spostandosi da sinistra a destra lungo un periodo. Il Sodio (Na), trovandosi nel terzo periodo e nel primo gruppo, è l'atomo più grande tra quelli elencati.

Perché le altre risposte sono errate:

A: il litio ha un raggio maggiore del fluoro ma inferiore al sodio.

B: il boro ha raggio atomico minore rispetto ai metalli alcalini.

C: il fluoro ha raggio molto piccolo.

E: il magnesio ha raggio maggiore di boro e fluoro, ma inferiore al sodio.

Quiz 4 – Risposta A

Procedendo da sinistra a destra lungo un periodo, la carica nucleare efficace aumenta e il raggio atomico diminuisce. Di conseguenza, il nucleo attira più fortemente gli elettroni di legame, e l'elettronegatività aumenta.

Perché le altre risposte sono errate:

B: è l'opposto di quanto avviene.

C: non rimane costante, c'è un chiaro aumento.

D: non c'è inversione di trend dopo il gruppo 14.

E: il trend è regolare e ben definito.

Unità didattica 1 - La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti.**1.5 Molecole, ioni e ioni poliatomici. Massa molecolare. Definizione di mole e numero di Avogadro. Unità di massa atomica e massa molecolare.**

1. Quale tra le seguenti specie è uno ione poliatomico?
 - A) NO_3^-
 - B) CO_2
 - C) O_2
 - D) H_2
 - E) CH_4
2. La massa molecolare si esprime comunemente in unità di massa _____.
3. Quale tra le seguenti affermazioni è corretta riguardo alla massa molecolare?
 - A) È la massa di un singolo elettrone
 - B) È la somma delle masse atomiche degli atomi costituenti una molecola
 - C) È sempre un numero intero
 - D) È la massa di un solo protone
 - E) Non può essere espressa in unità di massa atomica (u)

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	A	8	Ioni poliatomici		15	Mole e numero di Avogadro	
2	Parola mancante	ATOMICA	9	Massa molecolare		16	Mole e numero di Avogadro	
3	Risposta multipla	B	10	Ioni poliatomici		17	Mole e numero di Avogadro	
4	Molecole, ioni e mole		11	Ioni poliatomici		18	Mole e numero di Avogadro	
5	Massa molecolare		12	Massa molecolare		19	Mole e numero di Avogadro	
6	Ioni poliatomici		13	Mole e numero di Avogadro				
7	Massa molecolare		14	Massa molecolare				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta A

NO_3^- è uno ione poliatomico perché è formato da più atomi legati covalentemente e possiede una carica complessiva.

Perché le altre risposte sono errate:

B: CO_2 è una molecola neutra, non uno ione.

C: O_2 è una molecola biatomica neutra.

D: H_2 è una molecola neutra, non poliatomica.

E: CH_4 è una molecola covalente neutra.

Quiz 2 – Risposta ATOMICA

La massa molecolare si esprime comunemente in unità di massa atomica (u) che è il riferimento standard per esprimere le masse molecolari, pari a 1/12 della massa di un atomo di carbonio-12.

Quiz 3 – Risposta B

La massa molecolare è la somma delle masse atomiche degli atomi che compongono la molecola, espressa in unità di massa atomica.

Perché le altre risposte sono errate:

A: non riguarda un singolo elettrone.

C: non è sempre intero perché le masse atomiche non sono intere.

D: non corrisponde alla massa di un protone.

E: si esprime proprio in unità di massa atomica.

Unità didattica 1 - La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti.

1.6 Il legame chimico. Orbitale di legame. Legame covalente: omopolare, eteropolare, legame di coordinazione. Cenni sul legame metallico. Il legame ionico. Ibridazione degli orbitali: sp , sp^2 , sp^3 . Orbitali molecolari sigma e pi-greco. Distanza e energia di legame. Angolo di legame e geometria molecolare. Esempi di molecole polari e apolari biologicamente rilevanti.

1. Nel legame covalente _____, gli elettroni sono condivisi in modo uguale tra due atomi identici.
2. Quale affermazione descrive correttamente il legame covalente di coordinazione?
 - A) È formato da elettroni condivisi equamente tra due atomi identici
 - B) È un legame ionico con carattere covalente
 - C) È un legame in cui entrambi gli elettroni condivisi provengono dallo stesso atomo
 - D) È un legame con elettroni delocalizzati su più atomi
 - E) È un legame in cui nessun elettrone è condiviso
4. Quale tra queste molecole ha atomo centrale con ibridazione sp^2 ?
 - A) $BeCl_2$
 - B) CH_4
 - C) BF_3
 - D) NH_3
 - E) H_2O

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	OMOPOLARE	29	Legami sigma e pi-greco		57	Distanza ed energia di legame	
2	Risposta multipla	C	30	Legami sigma e pi-greco		58	Distanza ed energia di legame	
3	Legami sigma e pi-greco		31	Ibridazione e geometria molecolare		59	Legami sigma e pi-greco	
4	Risposta multipla	C	32	Legami sigma e pi-greco		60	Distanza ed energia di legame	
5	Legame covalente di coordinazione		33	Legami sigma e pi-greco		61	Ibridazione e geometria molecolare	
6	Legami sigma e pi-greco		34	Delocalizzazione elettronica e risonanza		62	Legami sigma e pi-greco	
7	Ibridazione e geometria molecolare		35	Geometria molecolare		63	Legami sigma e pi-greco	
8	Geometria molecolare		36	Orbitali molecolari e magnetismo		64	Legame covalente di coordinazione	
9	Legami sigma e pi-greco		37	Legami sigma e pi-greco		65	Legami sigma e pi-greco	
10	Legami sigma e pi-greco		38	Legame metallico		66	Geometria molecolare	
11	Legame ionico ed energia di reticolo		39	Legame metallico		67	Legami chimici e struttura molecolare	
12	Ibridazione e geometria molecolare		40	Legame metallico		68	Polarità del legame covalente	
13	Legami chimici e struttura molecolare		41	Legame metallico		69	Legami chimici e struttura molecolare	
14	Polarità del legame covalente		42	Legame metallico				
15	Delocalizzazione elettronica e risonanza		43	Legame metallico				
16	Polarità del legame covalente		44	Legame metallico				
17	Geometria molecolare		45	Delocalizzazione elettronica e risonanza				
18	Orbitali molecolari e magnetismo		46	Polarità molecolare				
19	Legami sigma e pi-greco		47	Legami sigma e pi-greco				
20	Orbitali molecolari e magnetismo		48	Delocalizzazione elettronica e risonanza				
21	Legami sigma e pi-greco		49	Polarità molecolare				
22	Orbitali molecolari e magnetismo		50	Legami sigma e pi-greco				
23	Legami chimici e struttura molecolare		51	Delocalizzazione elettronica e risonanza				
24	Legami sigma e pi-greco		52	Effetto isotopico sulla massa molecolare				
25	Geometria molecolare		53	Delocalizzazione elettronica e risonanza				
26	Geometria molecolare		54	Polarità molecolare				
27	Legame metallico		55	Orbitali molecolari e magnetismo				

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
28	Legami sigma e pi-greco		56	Legami sigma e pi-greco				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **OMOPOLARE**

Un legame covalente omopolare si forma tra atomi uguali, senza differenza di elettronegatività, con distribuzione uniforme degli elettroni.

Quiz 2 – Risposta **C**

Il legame dativo, o di coordinazione, si forma quando entrambi gli elettroni della coppia di legame sono forniti da un solo atomo, pur essendo condivisi tra due atomi.

Perché le altre risposte sono errate:

A: descrive un legame covalente omopolare, non dativo.

B: non è un legame ionico, ma covalente con una particolarità.

D: la delocalizzazione riguarda sistemi come benzene, non un dativo.

E: se non ci fosse condivisione, non si tratterebbe di un legame covalente.

Quiz 4 – Risposta **C**

BF_3 ha l'atomo di boro con ibridazione sp^2 , tre orbitali ibridi planari a 120° e un orbitale p vuoto.

Perché le altre risposte sono errate:

A: BeCl_2 ha ibridazione sp e geometria lineare.

B: CH_4 ha ibridazione sp^3 e geometria tetraedrica.

D: NH_3 ha ibridazione sp^3 e geometria piramidale.

E: H_2O ha ibridazione sp^3 e geometria angolare.

Unità didattica 1 - La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti.**1.7 Interazioni deboli (legame idrogeno e forze di Van der Waals) e interazioni idrofobiche.**

1. Un legame a idrogeno tra molecole d'acqua è reso possibile dall'elevata differenza di elettronegatività tra ossigeno e _____.
2. Quale tra le seguenti specie presenta legami a idrogeno intramolecolari stabili, che ne influenzano la reattività biologica?
 - A) Acido salicilico
 - B) Urea
 - C) Glicerolo
 - D) Acido acetico
 - E) Metanolo
3. Quale tra le seguenti interazioni è principalmente responsabile del ripiegamento idrofobico delle proteine in ambiente acquoso?
 - A) Legami a idrogeno
 - B) Forze ioniche
 - C) Interazioni idrofobiche
 - D) Legami covalenti disolfuro
 - E) Forze di Van der Waals

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	IDROGENO	4	Interazioni idrofobiche		7	Legami a idrogeno	
2	Risposta multipla	A	5	Forze di Van der Waals		8	Interazioni idrofobiche	
3	Risposta multipla	C	6	Forze di Van der Waals				

Spiegazione dei quiz

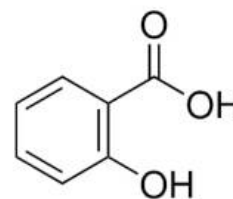
Quiz 1 – Risposta **IDROGENO**

Il legame a idrogeno si forma perché l'idrogeno, legato covalentemente a un elemento fortemente elettronegativo come l'ossigeno, acquisisce una parziale carica positiva che interagisce con coppie elettroniche libere di altre molecole.

Quiz 2 – Risposta **A**

L'acido salicilico ha un gruppo -OH in posizione orto rispetto al -COOH, permettendo la formazione di un legame a idrogeno intramolecolare stabile che ne modifica la reattività.

Quando l'acido salicilico si deprotona cedendo lo ione H^+ del gruppo carbossilico, la carica negativa rimasta sull'ossigeno del gruppo $-COO^-$ viene fortemente stabilizzata dal legame a idrogeno con l'idrogeno del vicino gruppo ossidrilico ($-OH$). Questa stabilizzazione della base coniugata (lo ione salicilato) favorisce nettamente la dissociazione acida.



Quiz 3 – Risposta **C**

Le interazioni idrofobiche, causate dall'esclusione dell'acqua da regioni apolari della proteina, sono il principale motore del ripiegamento proteico.

Perché le altre risposte sono errate:

A: i legami a idrogeno stabilizzano ma non guidano il ripiegamento idrofobico.

B: le forze ioniche stabilizzano, non guidano la formazione del core idrofobico.

D: i ponti disolfuro sono legami covalenti che stabilizzano, non guidano il ripiegamento iniziale.

E: le forze di Van der Waals contribuiscono ma non sono predominanti nel fenomeno idrofobico.

Unità didattica 1 - La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti.

1.8 Numero di ossidazione. Esempi di formule di struttura e nomenclatura di composti binari e ternari biologicamente rilevanti con atomi di carbonio, ossigeno, azoto, zolfo e fosforo (ossidi, idrossidi, perossidi, acidi, basi, e sali).

1. Secondo la nomenclatura tradizionale, l'acido monossoclorico (I) è chiamato acido _____.
2. Quale tra i seguenti composti è un sale neutro che in acqua non modifica significativamente il pH?
 - A) NaCl
 - B) Na_2CO_3
 - C) NH_4Cl
 - D) CH_3COONa
 - E) FeCl_3
6. Quale tra i seguenti composti, in soluzione acquosa, dà luogo a una reazione di idrolisi basica?
 - A) KNO_3
 - B) NH_4Cl
 - C) CH_3COONa
 - D) NaCl
 - E) HClO_4

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	IPOCLOROSO	11	Numero di ossidazione	21	Numero di ossidazione		
2	Risposta multipla	A	12	Composti inorganici e nomenclatura	22	Sali inorganici		
3	Classificazione degli ossidi		13	Sali inorganici	23	Numero di ossidazione		
4	Numero di ossidazione		14	Acidi e basi inorganici	24	Acidi e basi inorganici		
5	Comportamento acido-base dei sali		15	Numero di ossidazione	25	Acidi e basi inorganici		
6	Risposta multipla	C	16	Comportamento acido-base dei sali	26	Acidi e basi inorganici		
7	Classificazione degli ossidi		17	Classificazione degli ossidi	27	Comportamento acido-base dei sali		
8	Acidi e basi inorganici		18	Classificazione degli ossidi				
9	Acidi e basi inorganici		19	Classificazione degli ossidi				
10	Composti inorganici e nomenclatura		20	Nomenclatura inorganica				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta IPOCLOROSO

HClO è un ossiacido in cui il cloro ha stato di ossidazione +1; il prefisso “ipo-” e il suffisso “-oso” indicano l'acido con minore ossidazione tra gli ossiacidi del cloro.

Quiz 2 – Risposta A

NaCl è un sale neutro derivante da un acido forte (HCl) e da una base forte (NaOH), quindi non idrolizza e non altera il pH in soluzione.

Perché le altre risposte sono errate:

B: Na_2CO_3 è basico perché l'anione CO_3^{2-} idrolizza.

C: NH_4Cl è acido per idrolisi dell'ammonio.

D: CH_3COONa è basico per idrolisi dell'acetato.

E: FeCl_3 è acido per idrolisi del catione Fe^{3+} .

Quiz 6 – Risposta C

CH_3COONa è un sale basico perché l'anione acetato (CH_3COO^-) idrolizza in acqua causando la formazione di ioni OH^- , rendendo la soluzione basica.

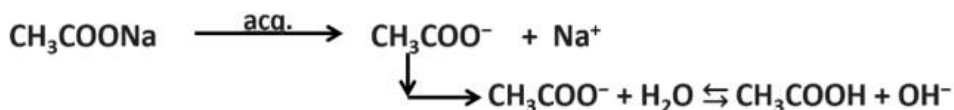
Perché le altre risposte sono errate:

A: KNO_3 è neutro, derivante da acido e base forti.

B: NH_4Cl è acido per idrolisi dello ione ammonio.

D: NaCl è neutro

E: HClO_4 è un acido forte, non un sale.



Unità didattica 1 - La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti.**1.9 Cenni sullo stato solido: solidi ionici, molecolari, covalenti e metallici**

1. Il cloruro di sodio NaCl è un solido _____, caratterizzato da un reticolo cristallino in cui ioni Na^+ e Cl^- sono disposti in modo alternato in una struttura cubica a facce centrate.
2. Quale tra i seguenti solidi è un solido molecolare con legami a idrogeno predominanti?
- A) Ghiaccio
 - B) NaCl
 - C) I_2
 - D) SiO_2
 - E) Cu
4. Quale tra le seguenti proprietà è tipica dei solidi metallici?
- A) Fragilità e basso punto di fusione
 - B) Formazione di legami direzionali rigidi
 - C) Presenza di molecole discrete nel reticolo
 - D) Solubilità in solventi polari
 - E) Conducibilità elettrica e termica

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	IONICO	11	Struttura e proprietà della grafite		21	Solidi ionici	
2	Risposta multipla	A	12	Solidi metallici		22	Solidi ionici	
3	Solidi covalenti reticolari		13	Struttura e proprietà della grafite		23	Struttura e proprietà della grafite	
4	Risposta multipla	E	14	Solidi ionici		24	Struttura e proprietà della grafite	
5	Solidi covalenti reticolari		15	Classificazione dei solidi		25	Solidi covalenti reticolari	
6	Struttura e proprietà della grafite		16	Solidi covalenti reticolari		26	Solidi covalenti reticolari	
7	Classificazione dei solidi		17	Solidi molecolari		27	Solidi ionici	
8	Solidi molecolari		18	Struttura e proprietà della grafite		28	Classificazione dei solidi	
9	Struttura e proprietà della grafite		19	Solidi metallici				
10	Solidi molecolari		20	Solidi covalenti reticolari				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **IONICO**

NaCl è un solido ionico, con forti interazioni elettrostatiche tra ioni di carica opposta che conferiscono alto punto di fusione.

Quiz 2 – Risposta **A**

Il ghiaccio è un solido molecolare in cui molecole di H₂O sono tenute insieme da una rete di legami a idrogeno.

Perché le altre risposte sono errate:

B: NaCl è un solido ionico.

C: I₂ è un solido molecolare ma con forze di Van der Waals, non a idrogeno.

D: SiO₂ è un solido covalente a reticolo.

E: Cu è un solido metallico.

Quiz 4 – Risposta **E**

I solidi metallici conducono elettricità e calore grazie alla presenza di elettroni delocalizzati.

Perché le altre risposte sono errate:

A: i metalli sono generalmente duttili, non fragili.

B: i legami metallici non sono direzionali.

C: non hanno molecole discrete ma cationi in un mare di elettroni.

D: non sono solubili in solventi polari.

Unità didattica 1 - La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti.**1.10 Lo stato aeriforme. Temperatura assoluta. Leggi di Boyle, Charles e Gay Lussac.****Applicazione della legge dei gas alla respirazione. Equazione di stato dei gas perfetti.****Cenni sulla teoria cinetica dei gas. La legge di Maxwell-Boltzmann.**

1. La legge di Boyle afferma che, a temperatura costante, il prodotto tra pressione e _____ di un gas ideale è costante.
2. Quale tra le seguenti affermazioni descrive correttamente la legge di Charles?
 - A) La pressione di un gas ideale è inversamente proporzionale al volume a temperatura costante.
 - B) Il volume di un gas ideale è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta a pressione costante.
 - C) Il volume di un gas ideale è inversamente proporzionale alla temperatura assoluta a pressione costante.
 - D) La temperatura assoluta di un gas ideale è costante se il prodotto $P \cdot V$ è costante.
 - E) La pressione di un gas ideale è proporzionale alla temperatura assoluta a volume costante.
5. Quale legge consente di calcolare la pressione parziale dell'ossigeno in una miscela gassosa respiratoria a partire dalla sua frazione molare?
 - A) Legge di Boyle
 - B) Legge di Charles
 - C) Legge di Dalton
 - D) Legge di Henry
 - E) Legge di Graham

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	VOLUME	11	Legge di Boyle		21	Deviazioni dal comportamento ideale	
2	Risposta multipla	B	12	Legge di Boyle		22	Legge di Charles	
3	Leggi dei gas nella respirazione		13	Legge di Boyle		23	Legge di Boyle	
4	Legge di Boyle		14	Legge di Boyle		24	Legge di Boyle	
5	Risposta multipla	C	15	Legge di Boyle		25	Legge di Charles	
6	Pressioni parziali dei gas		16	Legge di Charles		26	Legge di Boyle	
7	Pressioni parziali dei gas		17	Legge di Boyle		27	Legge di Boyle	
8	Pressioni parziali dei gas		18	Legge di Boyle		28	Leggi dei gas	
9	Legge di Boyle		19	Legge di Charles				
10	Pressioni parziali dei gas		20	Equazione dei gas ideali				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **VOLUME**

La legge di Boyle stabilisce che, per una quantità fissa di gas mantenuta a temperatura costante, la pressione e il volume sono inversamente proporzionali. Il loro prodotto rimane quindi costante: **$P \cdot V = \text{costante}$**

Per due diversi stati dello stesso gas si può scrivere: **$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$**

Di conseguenza, se il volume diminuisce la pressione aumenta, mentre se il volume aumenta la pressione diminuisce.

Quiz 2 – Risposta **B**

La legge di Charles afferma che, a pressione costante, il volume di un gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta.

Perché le altre risposte sono errate:

A: descrive la legge di Boyle.

C: è l'opposto del comportamento reale.

D: è un'affermazione generica, non la legge di Charles.

E: descrive la legge di Gay-Lussac.

Quiz 5 – Risposta **C**

La legge di Dalton, nota anche come legge delle pressioni parziali, stabilisce che la pressione totale esercitata da una miscela ideale di gas è uguale alla somma delle pressioni parziali che ogni gas eserciterebbe se occupasse da solo l'intero volume. In termini matematici, la pressione parziale di un singolo componente gassoso si calcola moltiplicando la sua frazione molare per la pressione totale del sistema:

$$p_i = \chi_i \cdot P_{tot}$$

Nel contesto biomedico, questa legge consente di determinare con precisione la pressione parziale di ossigeno, azoto o anidride carbonica in qualunque miscela gassosa o alveolare.

Perché le altre risposte sono errate:

A: la legge di Boyle descrive la relazione di proporzionalità inversa tra il volume e la pressione di un gas a temperatura costante, non correlando frazioni molari e pressioni.

B: la legge di Charles esprime la proporzionalità diretta tra il volume e la temperatura assoluta di un gas mantenuto a pressione costante.

D: la legge di Henry correla la solubilità di un gas in un liquido con la sua pressione parziale sovrastante, senza quantificare i rapporti interni alla fase gassosa pura.

E: la legge di Graham si occupa della velocità di effusione e diffusione dei gas in base al peso molecolare, non della pressione parziale in miscela.

Unità didattica 1 - La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti.

1.11 Lo stato liquido: ebollizione, calore di evaporazione. Tensione superficiale. L'equilibrio gas-liquido: la pressione di vapore. Confronto di diagramma di fase di acqua e anidride carbonica. Rilevanza dei cambiamenti di fase di interesse biomedico: l'evaporazione del sudore e la termoregolazione.

1. In condizioni di equilibrio liquido-vapore, il numero di molecole che evaporano per unità di tempo è _____ a quello delle molecole che condensano.
2. Quale tra le seguenti sostanze avrà la pressione di vapore più alta a 25°C?
- A) Acqua
 - B) Etanolo
 - C) Benzene
 - D) Etere etilico
 - E) Glicerolo
4. Quale affermazione è corretta riguardo l'effetto delle forze intermolecolari sulla pressione di vapore?
- A) Liquidi con forze intermolecolari forti hanno pressione di vapore elevata.
 - B) Liquidi con forze intermolecolari deboli hanno pressione di vapore più bassa.
 - C) Liquidi con legami a idrogeno hanno sempre pressione di vapore più alta.
 - D) Liquidi con forze intermolecolari forti hanno pressione di vapore più bassa.
 - E) Le forze intermolecolari non influenzano la pressione di vapore.

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	UGUALE	26	Equilibrio liquido-vapore e pressione di vapore		51	Tensione superficiale	
2	Risposta multipla	D	27	Condizioni di ebollizione		52	Passaggi di fase e stato liquido	
3	Equilibrio liquido-vapore e pressione di vapore		28	Punto critico e fluidi supercritici		53	Tensione superficiale	
4	Risposta multipla	D	29	Sublimazione		54	Evaporazione e termoregolazione	
5	Equilibrio liquido-vapore e pressione di vapore		30	Evaporazione e termoregolazione		55	Tensione superficiale	
6	Equilibrio liquido-vapore e pressione di vapore		31	Passaggi di fase e stato liquido		56	Passaggi di fase e stato liquido	
7	Equilibrio liquido-vapore e pressione di vapore		32	Tensione superficiale		57	Passaggi di fase e stato liquido	
8	Equilibrio liquido-vapore e pressione di vapore		33	Evaporazione e termoregolazione		58	Punto critico e fluidi supercritici	
9	Equilibrio liquido-vapore e pressione di vapore		34	Condizioni di ebollizione		59	Condizioni di ebollizione	
10	Condizioni di ebollizione		35	Evaporazione e termoregolazione		60	Punto critico e fluidi supercritici	
11	Passaggi di fase e stato liquido		36	Diagrammi di fase		61	Tensione superficiale	
12	Condizioni di ebollizione		37	Diagrammi di fase		62	Condizioni di ebollizione	
13	Punto critico e fluidi supercritici		38	Evaporazione e termoregolazione				
14	Equilibrio liquido-vapore e pressione di vapore		39	Tensione superficiale				
15	Diagrammi di fase		40	Evaporazione e termoregolazione				
16	Diagrammi di fase		41	Punto critico e fluidi supercritici				
17	Equilibrio liquido-vapore e pressione di vapore		42	Diagrammi di fase				
18	Punto critico e fluidi supercritici		43	Tensione superficiale				
19	Equilibrio liquido-vapore e pressione di vapore		44	Tensione superficiale				
20	Sublimazione		45	Equilibrio liquido-vapore e pressione di vapore				
21	Condizioni di ebollizione		46	Punto critico e fluidi supercritici				
22	Sublimazione		47	Equilibrio liquido-vapore e pressione di vapore				
23	Passaggi di fase e stato liquido		48	Diagrammi di fase				
24	Condizioni di ebollizione		49	Evaporazione e termoregolazione				
25	Equilibrio liquido-vapore e pressione di vapore		50	Diagrammi di fase				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **UGUALE**

L'equilibrio dinamico tra evaporazione e condensazione si raggiunge quando i due processi avvengono alla stessa velocità, mantenendo costante la pressione di vapore.

Quiz 2 – Risposta **D**

L'etere etilico ha forze intermolecolari deboli e quindi passa più facilmente in fase vapore, avendo una pressione di vapore molto elevata.

Perché le altre risposte sono errate:

A: l'acqua ha forti legami a idrogeno, quindi pressione di vapore più bassa.

B: l'etanolo, pur essendo volatile, ha legami a idrogeno che ne abbassano la pressione di vapore.

C: il benzene ha forze di dispersione moderate, con pressione di vapore inferiore all'etere.

E: il glicerolo ha legami a idrogeno multipli e pressione di vapore molto bassa.

Quiz 4 – Risposta **D**

Forze intermolecolari intense, come i legami a idrogeno, riducono la tendenza delle molecole a sfuggire dalla fase liquida, diminuendo la pressione di vapore.

Perché le altre risposte sono errate:

A: è il contrario, forze forti abbassano la pressione di vapore.

B: forze deboli portano a pressione di vapore alta, non bassa.

C: i legami a idrogeno abbassano la pressione di vapore.

E: la pressione di vapore dipende fortemente dalle interazioni intermolecolari.

Unità didattica 1 - La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti.

1.12 Principi di termodinamica e bioenergetica. Definizioni delle funzioni di stato. Entalpia. Trasformazioni esotermiche ed endotermiche (cambiamenti di stato). Entropia. Energia libera di Gibbs. Trasformazioni esoergoniche ed endoergoniche. Variazione di energia libera come criterio di spontaneità ed equilibrio nei sistemi aperti.

1. In una trasformazione termodinamica isobara, la variazione di _____ è pari al calore scambiato dal sistema.
2. Quale delle seguenti affermazioni è corretta riguardo una trasformazione endotermica?
 - A) Il sistema rilascia calore all'ambiente.
 - B) L'entalpia del sistema diminuisce.
 - C) Il sistema assorbe calore dall'ambiente.
 - D) La temperatura dell'ambiente aumenta sempre.
 - E) La reazione è sempre spontanea.
4. Quale affermazione descrive correttamente le trasformazioni reversibili?
 - A) Sono sempre più veloci delle trasformazioni irreversibili.
 - B) Avvengono con variazioni finite di pressione e temperatura.
 - C) Avvengono passando per una successione di stati di equilibrio.
 - D) Sono sempre esoergoniche.
 - E) Non scambiano mai calore con l'ambiente.

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	ENTALPIA	11	Entalpia e trasformazioni isobare		21	Condizioni di equilibrio termodinamico	
2	Risposta multipla	C	12	Trasformazioni endo- ed esotermiche		22	Entalpia e trasformazioni isobare	
3	Energia libera e spontaneità		13	Energia libera e spontaneità		23	Trasformazioni termodinamiche	
4	Risposta multipla	C	14	Entropia e spontaneità		24	Trasformazioni endo- ed esotermiche	
5	Energia libera e spontaneità		15	Trasformazioni termodinamiche		25	Entalpia e trasformazioni isobare	
6	Energia libera e spontaneità		16	Energia libera e spontaneità		26	Condizioni di equilibrio termodinamico	
7	Trasformazioni termodinamiche		17	Principi di termodinamica		27	Trasformazioni termodinamiche	
8	Entropia e spontaneità		18	Entropia e spontaneità		28	Entalpia e trasformazioni isobare	
9	Energia libera e spontaneità		19	Entalpia e trasformazioni isobare		29	Entropia e spontaneità	
10	Entalpia e trasformazioni isobare		20	Energia libera e spontaneità		30	Entalpia e trasformazioni isobare	

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **ENTALPIA**

L'entalpia (H) è la funzione di stato che, a pressione costante, rappresenta il calore scambiato dal sistema con l'ambiente.

Quiz 2 – Risposta **C**

Nelle trasformazioni endotermiche il sistema assorbe calore dall'ambiente, aumentando la propria entalpia.

Perché le altre risposte sono errate:

A: descrive una trasformazione esotermica.

B: in un processo endotermico H aumenta, non diminuisce.

D: non sempre la temperatura dell'ambiente aumenta, anzi tende a diminuire localmente.

E: l'assorbimento di calore non garantisce la spontaneità, che dipende anche dall'entropia e da ΔG .

Quiz 4 – Risposta **C**

Le trasformazioni reversibili procedono in modo infinitesimamente lento, attraversando una serie continua di stati di equilibrio termodinamico.

Perché le altre risposte sono errate:

A: la reversibilità non riguarda la velocità ma l'equilibrio.

B: avvengono per variazioni infinitesime, non finite.

D: possono essere esoergoniche o endoergoniche, non necessariamente esoergoniche.

E: possono scambiare calore, purché in modo reversibile.

Unità didattica 2 - Miscele e soluzioni e le proprietà colligative delle soluzioni

2.1 Miscele omogenee ed eterogenee di interesse biologico: soluzioni, sospensioni, colloidi e aerosol.

2.2 Soluzioni gassose, liquide e solide.

2.3 L'acqua come solvente polare. Solubilità: soluti ionici e non ionici. Proprietà degli elettroliti. Gli elettroliti nei fluidi biologici. Solubilità dei gas nei liquidi: la legge di Henry.

1. Le miscele omogenee sono dette anche _____ perché hanno composizione uniforme in tutta la loro estensione.
2. Quale delle seguenti affermazioni descrive correttamente una sospensione?
 - A) È un sistema eterogeneo con particelle visibili che sedimentano.
 - B) È una soluzione con particelle ioniche.
 - C) È un sistema colloidale con particelle di dimensioni nanometriche.
 - D) È una soluzione gassosa omogenea.
 - E) È un'emulsione.
4. Quale affermazione è corretta riguardo le dispersioni colloidali?
 - A) Sono sempre trasparenti.
 - B) Non mostrano l'effetto Tyndall.
 - C) Hanno particelle visibili a occhio nudo.
 - D) Mostrano l'effetto Tyndall.
 - E) Sedimentano facilmente.

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	SOLUZIONI	13	Miscela, soluzioni e solubilità		25	Solubilità dei gas nei liquidi	
2	Risposta multipla	A	14	Dispersioni colloidali		26	Solubilità dei gas nei liquidi	
3	Saturazione e solubilità		15	Solubilità dei gas nei liquidi		27	Solubilità dei gas nei liquidi	
4	Risposta multipla	D	16	Miscela e soluzioni		28	Saturazione e solubilità	
5	Elettroliti e conducibilità		17	Saturazione e solubilità		29	Elettroliti e conducibilità	
6	Miscela e soluzioni		18	Sospensioni		30	Sospensioni	
7	Elettroliti e conducibilità		19	Aerosol		31	Saturazione e solubilità	
8	Saturazione e solubilità		20	Miscela e soluzioni		32	Elettroliti e conducibilità	
9	Elettroliti e conducibilità		21	Sospensioni		33	Saturazione e solubilità	
10	Elettroliti e conducibilità		22	Elettroliti e conducibilità		34	Elettroliti e conducibilità	
11	Elettroliti e conducibilità		23	Elettroliti e conducibilità		35	Solubilità dei soluti	
12	Elettroliti e conducibilità		24	Elettroliti e conducibilità				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **SOLUZIONI**

Le soluzioni sono miscele omogenee in cui i componenti non sono distinguibili a occhio nudo o al microscopio.

Quiz 2 – Risposta **A**

Le sospensioni contengono particelle macroscopiche che tendono a sedimentare.

Perché le altre risposte sono errate:

B: le soluzioni non sedimentano.

C: i colloidali hanno particelle molto più piccole.

D: una soluzione gassosa è omogenea.

E: un'emulsione è liquido in liquido.

Quiz 4 – Risposta **D**

L'effetto Tyndall è un fenomeno ottico che si verifica quando un fascio di luce attraversa un mezzo contenente particelle colloidali, rendendo visibile il percorso della luce a causa della diffusione della luce stessa da parte delle particelle.

Perché le altre risposte sono errate:

A: possono essere opalescenti, non sempre trasparenti.

B: l'effetto Tyndall è caratteristico dei colloidali.

C: le particelle non sono visibili a occhio nudo.

E: sono stabili e non sedimentano facilmente.

Unità didattica 2 - Miscele e soluzioni e le proprietà colligative delle soluzioni

2.4 Unità di misura della concentrazione delle soluzioni: percentuali peso/peso, peso/volume, volume/volume. Molarità, molalità, frazione molare. Cenni sulle soluzioni non ideali: il comportamento dei soluti nello spazio intracellulare e coefficiente di attività. Il concetto di equivalente in ambito biomedico.

1. Una soluzione è preparata sciogliendo 20 g di NaCl (MM = 58,5 g/mol) in 500 mL di soluzione. Qual è la molarità della soluzione?
A) 0,17 M
B) 0,34 M
C) 1,17 M
D) 0,68 M
E) 2,00 M

2. Quale delle seguenti unità di concentrazione misura il numero di moli di soluto per litro di soluzione?
A) Percentuale peso/volume
B) Frazione molare
C) Percentuale volume/volume
D) Normalità
E) Molarità

3. La frazione molare di un componente in una miscela è il rapporto tra le _____ del componente e il numero totale di moli presenti.

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	D	16	Concentrazione in equivalenti		31	Molarità	
2	Risposta multipla	E	17	Molarità		32	Concentrazioni percentuali	
3	Parola mancante	MOLI	18	Concentrazione in equivalenti		33	Molarità	
4	Molarità		19	Concentrazioni percentuali		34	Soluti nello spazio intracellulare	
5	Calcoli di concentrazione		20	Concentrazione in equivalenti		35	Molarità	
6	Molarità		21	Attività e soluzioni non ideali		36	Attività e soluzioni non ideali	
7	Unità di concentrazione		22	Molarità		37	Attività e soluzioni non ideali	
8	Molarità		23	Molarità		38	Attività e soluzioni non ideali	
9	Molarità		24	Calcoli di concentrazione		39	Unità di concentrazione	
10	Molarità		25	Molarità		40	Attività e soluzioni non ideali	
11	Molarità		26	Unità di concentrazione		41	Unità di concentrazione	
12	Unità di concentrazione		27	Concentrazioni percentuali		42	Unità di concentrazione	
13	Molarità		28	Molarità		43	Soluti nello spazio intracellulare	
14	Concentrazioni percentuali		29	Unità di concentrazione				
15	Molarità		30	Concentrazioni percentuali				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta D

$$M = \frac{n}{V} = \frac{\left(\frac{m}{MM}\right)}{V} = \frac{\left(\frac{20g}{58,5 \frac{g}{mol}}\right)}{0,5L} = 0,68M$$

Quiz 2 – Risposta E

La molarità (M) indica le moli di soluto per litro di soluzione.

Perché le altre risposte sono errate:

A: la percentuale p/v indica i grammi di soluto in 100 mL di soluzione.

B: È un rapporto adimensionale tra le moli di un componente e le moli totali della miscela, non un rapporto con volume.

C: Misura i millilitri di soluto per 100 mL di soluzione.

D: la normalità misura gli equivalenti di soluto per litro di soluzione; dipende dal numero di equivalenti, non dalle moli.

Quiz 3 – Risposta **MOLI**

La frazione molare (χ) di un componente i in una miscela è definita come il rapporto tra il numero di moli di quel componente n_i e il numero totale di moli di tutti i componenti presenti nella miscela n_{tot} . La formula è

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_{tot}}$$

Per un elettrolita non è possibile determinare sperimentalmente in modo indipendente l'attività di un singolo ione senza adottare convenzioni extratermodinamiche. Si utilizza quindi il coefficiente medio di attività ionica, indicato comunemente con $\gamma_{\pm}$, che combina i contributi del catione e dell'anione. Questa grandezza è impiegata nelle espressioni termodinamiche degli elettroliti. La parola "MEDIO" completa in modo univoco la denominazione richiesta.

$$\% m/m = \left(\frac{\text{massa soluto}}{\text{massa soluzione}} \right) \cdot 100 = \left(\frac{20g}{20g + 80g} \right) \cdot 100 = 20\%.$$

Unità didattica 2 - Miscele e soluzioni e le proprietà colligative delle soluzioni**2.5 La concentrazione nelle miscele di gas: la legge di Dalton. L'aria e la sua composizione, aria inspirata e aria espirata.**

1. Quale affermazione è corretta riguardo la composizione dell'aria espirata rispetto a quella inspirata?
 - A) Contiene più ossigeno
 - B) Contiene meno azoto
 - C) È più povera di vapore acqueo
 - D) Contiene più anidride carbonica
 - E) Ha più elio

2. La legge di _____ afferma che la pressione totale di una miscela di gas è uguale alla somma delle pressioni parziali dei singoli gas.

3. Quale dei seguenti gas ha la maggiore solubilità nel sangue?
 - A) Ossigeno
 - B) Azoto
 - C) Anidride carbonica
 - D) Elio
 - E) Idrogeno

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	D	8	Legge di Dalton e pressioni parziali		15	Legge di Dalton e pressioni parziali	
2	Parola mancante	DALTON	9	Composizione dell'aria inspirata ed espirata		16	Composizione dell'aria inspirata ed espirata	
3	Risposta multipla	C	10	Legge di Dalton e pressioni parziali		17	Miscele di gas e respirazione	
4	Miscele gassose in ambito biomedico		11	Frazioni molari nelle miscele gassose		18	Composizione dell'aria inspirata ed espirata	
5	Legge di Dalton e pressioni parziali		12	Composizione dell'aria inspirata ed espirata		19	Composizione dell'aria inspirata ed espirata	
6	Composizione dell'aria inspirata ed espirata		13	Legge di Dalton e pressioni parziali		20	Miscele gassose in ambito biomedico	
7	Composizione dell'aria inspirata ed espirata		14	Miscele gassose in ambito biomedico				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta D

L'aria espirata è satura di vapore acqueo e contiene una concentrazione di anidride carbonica (CO_2) circa 100 volte superiore a quella inspirata (opzione D). L'aumento di CO_2 è il diretto risultato dello scambio gassoso metabolico (cessione di un prodotto di scarto), che è il fulcro della funzione respiratoria.

Perché le altre risposte sono errate:

A: contiene meno ossigeno, non di più.

B: l'azoto resta pressoché invariato.

C: è il contrario

E: l'elio non è presente in quantità significative nell'aria atmosferica.

Quiz 2 – Risposta DALTON

La legge di Dalton spiega che ogni gas in una miscela contribuisce alla pressione totale con la sua pressione parziale, indipendentemente dagli altri.

Quiz 3 – Risposta C

La CO_2 è molto più solubile nel plasma, così come nell'acqua, rispetto all'ossigeno o ad altri gas perché in acqua reagisce formando acido carbonico.

Perché le altre risposte sono errate:

A: l'ossigeno ha bassa solubilità e richiede emoglobina.

B: l'azoto è scarsamente solubile e pericoloso in immersione.

D: l'elio è un gas inerte, usato nei mix per immersioni profonde.

E: l'idrogeno è scarsamente solubile e potenzialmente esplosivo.

Si tratta di una proprietà matematica fondamentale della frazione molare, che deriva direttamente dalla sua definizione.

Unità didattica 2 - Miscele e soluzioni e le proprietà colligative delle soluzioni

2.6 Definizione di proprietà colligativa. Interazioni tra solvente e soluto. La legge di Raoult. Abbassamento della pressione di vapore. Innalzamento della temperatura di ebollizione. Abbassamento della temperatura di congelamento. Pressione osmotica e passaggio di soluti attraverso le membrane.

2.7 Soluzioni elettrolitiche e fattore correttivo di van't Hoff. Diffusione, osmosi, osmolarità e osmolalità. Confronto tra le proprietà osmotiche delle soluzioni.

2.8 Pressione osmotica dei liquidi intracellulari ed extracellulari. Soluzioni isotoniche, ipertoniche e ipotoniche. Soluzione fisiologica e glucosata. Esempi di implicazioni fisiopatologiche del disequilibrio osmotico (emolisi e edema).

1. **Quale delle seguenti grandezze è una proprietà colligativa?**
 - A) Abbassamento della pressione di vapore
 - B) Temperatura assoluta
 - C) Concentrazione molare
 - D) Volume del recipiente
 - E) Massa molare del solvente

2. **La legge di _____ stabilisce che la pressione di vapore di un solvente in una soluzione è proporzionale alla sua frazione molare.**

3. **Cosa comporta la presenza di un soluto non volatile in un liquido puro?**
 - A) Aumento della pressione di vapore
 - B) Abbassamento della temperatura di ebollizione
 - C) Diminuzione della pressione di vapore
 - D) Aumento della temperatura di congelamento
 - E) Diminuzione della densità

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	A	21	Innalzamento ebullioscopico		41	Tonicità ed effetti cellulari	
2	Parola mancante	RAOULT	22	Abbassamento crioscopico		42	Osmosi e pressione osmotica	
3	Risposta multipla	C	23	Innalzamento ebullioscopico		43	Osmosi e pressione osmotica	
4	Innalzamento ebullioscopico		24	Legge di Raoult e pressione di vapore		44	Osmosi e pressione osmotica	
5	Abbassamento crioscopico		25	Abbassamento crioscopico		45	Proprietà colligative e osmosi	
6	Osmosi e pressione osmotica		26	Abbassamento crioscopico		46	Pressione oncologica ed edema	
7	Osmosi e pressione osmotica		27	Innalzamento ebullioscopico		47	Proprietà colligative e osmosi	
8	Osmosi e pressione osmotica		28	Innalzamento ebullioscopico		48	Osmosi e pressione osmotica	
9	Tonicità ed effetti cellulari		29	Abbassamento crioscopico		49	Tonicità ed effetti cellulari	
10	Osmosi e pressione osmotica		30	Osmosi e pressione osmotica		50	Tonicità ed effetti cellulari	
11	Osmosi e pressione osmotica		31	Osmosi e pressione osmotica		51	Osmosi e pressione osmotica	
12	Fattore di van't Hoff		32	Osmosi e pressione osmotica		52	Proprietà colligative e osmosi	
13	Abbassamento crioscopico		33	Osmosi e pressione osmotica		53	Proprietà colligative e osmosi	
14	Osmosi e pressione osmotica		34	Osmosi e pressione osmotica		54	Proprietà colligative e osmosi	
15	Osmosi e pressione osmotica		35	Proprietà colligative e osmosi		55	Pressione oncologica ed edema	
16	Proprietà colligative e osmosi		36	Tonicità ed effetti cellulari				
17	Osmosi e pressione osmotica		37	Proprietà colligative e osmosi				
18	Proprietà colligative e osmosi		38	Proprietà colligative e osmosi				
19	Tonicità ed effetti cellulari		39	Osmosi e pressione osmotica				
20	Proprietà colligative e osmosi		40	Osmosi e pressione osmotica				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta A

Le proprietà colligative dipendono solo dal numero di particelle di soluto, non dalla loro natura, e includono l'abbassamento della pressione di vapore.

Perché le altre risposte sono errate:

B: è una proprietà termodinamica del sistema.

C: è un'unità di misura, non una proprietà.

D: non è una proprietà colligativa.

E: è una proprietà chimico-fisica, non colligativa.

Quiz 2 – Risposta RAOULT



La legge di Raoult interpreta l'abbassamento della pressione di vapore nelle soluzioni.

Quiz 3 – Risposta **C**

Il soluto non volatile riduce la frazione molare del solvente, abbassando così la sua pressione di vapore.

Perché le altre risposte sono errate:

A: è l'effetto opposto.

B: la temperatura di ebollizione aumenta.

D: il punto di congelamento si abbassa.

E: la densità può aumentare o diminuire, ma non è una proprietà colligativa.

Unità didattica 3 - Le reazioni chimiche negli organismi viventi: caratteristiche generali, cinetica e equilibrio chimico.**3.1 Definizioni delle reazioni chimiche. Conservazione di massa, energia, carica elettrica e bilanciamento delle reazioni chimiche.**

NOTA: in questo gruppo di quesiti sono presenti quiz anche sulle ossidoriduzioni che saranno trattate poi nell'unità didattica 4.4

1. Quale volume (in mL) di H_2SO_4 0,150 M è necessario per neutralizzare 50,0 mL di NaOH 0,300 M?
A) 25,0 mL
B) 50,0 mL
C) 75,0 mL
D) 100,0 mL
E) 150,0 mL

2. In una reazione reversibile $\text{A} \rightleftharpoons \text{B}$, all'equilibrio le velocità di reazione diretta e inversa sono _____.

3. Quale delle seguenti reazioni è una reazione di neutralizzazione?
A) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
B) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
C) $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
D) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
E) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	B	13	Stechiometria delle reazioni		25	Reazioni di precipitazione	
2	Parola mancante	UGUALI	14	Reazioni di ossido-riduzione		26	Tipi e bilanciamento delle reazioni	
3	Risposta multipla	E	15	Stechiometria delle reazioni		27	Reazioni acido-base	
4	Reazioni di ossido-riduzione		16	Reazioni di ossido-riduzione		28	Bilanciamento e conservazione nelle reazioni	
5	Reazioni di ossido-riduzione		17	Reazioni acido-base		29	Reazioni di ossido-riduzione	
6	Tipi e bilanciamento delle reazioni		18	Stechiometria delle reazioni		30	Reazioni di ossido-riduzione	
7	Reazioni reversibili		19	Reazioni di ossido-riduzione		31	Stechiometria delle reazioni	
8	Reazioni di ossido-riduzione		20	Stechiometria delle reazioni		32	Tipi e bilanciamento delle reazioni	
9	Stechiometria delle reazioni		21	Reazioni di ossido-riduzione				
10	Tipi e bilanciamento delle reazioni		22	Reazioni acido-base				
11	Reazioni acido-base		23	Reazioni di ossido-riduzione				
12	Tipi e bilanciamento delle reazioni		24	Reazioni acido-base				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta B

La reazione di neutralizzazione è: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

H_2SO_4 è un acido diprotico forte che in acqua libera due H^+ . La concentrazione di H^+ è il doppio della concentrazione di H_2SO_4 .

NaOH è una base forte che in acqua libera un solo OH^- . La concentrazione di OH^- è uguale alla concentrazione di NaOH .

La neutralizzazione avviene quando le moli di H^+ liberate sono uguali alle moli di OH^- .

Poiché l'acido è diprotico, per neutralizzare le moli di OH^- presenti bastano la metà di moli di H_2SO_4 .

$$n_{\text{H}^+} = n_{\text{OH}^-}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{2} n_{\text{NaOH}}$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{2} \cdot M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

Ricaviamo il volume incognito $V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$.

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{2} \cdot V_{\text{NaOH}} \cdot \frac{M_{\text{NaOH}}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{1}{2} \cdot V_{\text{NaOH}} \cdot \frac{M_{\text{NaOH}}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{1}{2} \cdot 0,050(\text{L}) \cdot \frac{0,300 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)}{0,150 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)} = 0,050\text{L} = 50\text{mL}$$

Quiz 2 – Risposta UGUALI

All'equilibrio chimico la velocità della reazione diretta (vista da sinistra verso destra) è uguale alla velocità inversa (vista da destra verso sinistra – i prodotti formano i reagenti): $v_{\text{DIRETTA}} = v_{\text{INVERSA}}$

Le concentrazioni restano costanti perché la trasformazione diretta e quella inversa si compensano.

Quiz 3 – Risposta E

La neutralizzazione avviene quando un acido reagisce con una base formando acqua e un sale.

Perché le altre risposte sono errate:

A: è una reazione di sintesi.

B: è una combustione.

C: è una decomposizione.

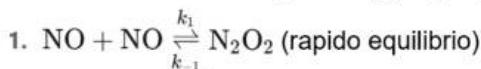
D: è una reazione di spostamento.

Unità didattica 3 - Le reazioni chimiche negli organismi viventi: caratteristiche generali, cinetica e equilibrio chimico.

3.2 Definizione di cinetica di reazione. Reazioni a più stadi. Fattori che influenzano la velocità di una reazione. Ordine di reazione e moleolarità. La legge di Arrhenius e la teoria degli urti efficaci. L'energia di attivazione. La teoria dello stato di transizione

3.3 Definizione di catalizzatore e cenni sui catalizzatori biologici, gli enzimi.

1. La legge di _____ descrive la dipendenza della costante di velocità di una reazione dalla temperatura, evidenziando come un aumento della temperatura porti a un incremento esponenziale della velocità di reazione.
2. Si osserva che per una certa reazione il tempo di dimezzamento diminuisce in modo inversamente proporzionale all'aumentare della concentrazione iniziale del reagente. Quale ordine di reazione è coerente con questo comportamento?
 - A) Primo ordine
 - B) ordine Zero
 - C) Secondo ordine
 - D) Terzo ordine
 - E) Non è possibile determinarlo
4. Per la reazione $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, si propone il seguente meccanismo:



Qual è la legge di velocità prevista da questo meccanismo?

- A) $v = k [\text{NO}][\text{O}_2]$
- B) $v = k [\text{NO}_2]$
- C) $v = k [\text{NO}]^2$
- D) $v = k [\text{NO}]^2[\text{O}_2]$
- E) $v = k [\text{O}_2]^2$

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	ARRHENIUS	19	Catalizzatori ed enzimi		37	Equazione di Arrhenius ed energia di attivazione	
2	Risposta multipla	C	20	Legge cinetica e ordine di reazione		38	Catalizzatori ed enzimi	
3	Meccanismi di reazione		21	Legge cinetica e ordine di reazione		39	Legge cinetica e ordine di reazione	
4	Risposta multipla	D	22	Legge cinetica e ordine di reazione		40	Legge cinetica e ordine di reazione	
5	Cinetica chimica		23	Cinetica chimica		41	Equazione di Arrhenius ed energia di attivazione	
6	Equazione di Arrhenius ed energia di attivazione		24	Legge cinetica e ordine di reazione		42	Legge cinetica e ordine di reazione	
7	Legge cinetica e ordine di reazione		25	Legge cinetica e ordine di reazione		43	Equazione di Arrhenius ed energia di attivazione	
8	Legge cinetica e ordine di reazione		26	Meccanismi di reazione		44	Catalizzatori ed enzimi	
9	Legge cinetica e ordine di reazione		27	Equazione di Arrhenius ed energia di attivazione		45	Legge cinetica e ordine di reazione	
10	Cinetica chimica		28	Equazione di Arrhenius ed energia di attivazione		46	Catalizzatori ed enzimi	
11	Legge cinetica e ordine di reazione		29	Equazione di Arrhenius ed energia di attivazione		47	Cinetica chimica	
12	Teoria degli urti efficaci		30	Teoria degli urti efficaci				
13	Legge cinetica e ordine di reazione		31	Meccanismi di reazione				
14	Cinetica chimica		32	Legge cinetica e ordine di reazione				
15	Legge cinetica e ordine di reazione		33	Equazione di Arrhenius ed energia di attivazione				
16	Catalizzatori ed enzimi		34	Catalizzatori ed enzimi				
17	Legge cinetica e ordine di reazione		35	Teoria degli urti efficaci				
18	Catalizzatori ed enzimi		36	Legge cinetica e ordine di reazione				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **ARRHENIUS**

La legge di Arrhenius fu formulata nel 1889 dal chimico svedese Svante Arrhenius. In forma matematica si esprime come $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$, dove k è la costante di velocità, A è il fattore pre-esponenziale (o fattore di frequenza), E_a l'energia di attivazione, R la costante dei gas e T la temperatura assoluta. Questa equazione illustra che, al crescere della temperatura, il termine esponenziale $e^{\frac{-E_a}{RT}}$ cresce. Di conseguenza, un numero maggiore di molecole possiede energia sufficiente per superare la barriera di attivazione e reagire efficacemente. La legge di Arrhenius spiega in modo quantitativo perché i processi chimici avvengono più rapidamente quando li si "scalda"; è un caposaldo della cinetica chimica tradizionale e rappresenta il

collegamento concettuale fra l'osservazione empirica e la formulazione matematica del comportamento cinetico.

Quiz 2 – Risposta C

In funzione dell'ordine di reazione il tempo di emivita, o tempo di dimezzamento è:

Ordine zero	$t_{1/2} = \frac{[A_0]}{2 \cdot k}$
primo ordine	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$
secondo ordine	$t_{1/2} = \frac{1}{k \cdot [A_0]}$
Terzo ordine	$t_{1/2} = \frac{3}{2 \cdot k \cdot [A_0]^2}$

Il testo del quiz fa riferimento ad una legge di proporzionalità inversa del tipo $y = k \cdot \frac{1}{x}$.

Troviamo questo tipo di correlazione nelle reazioni di secondo ordine.

Nota: nelle reazioni del terzo ordine il tempo di dimezzamento segue una legge di proporzionalità quadratica inversa, che è diversa dalla proporzionalità inversa semplice.

Quiz 4 – Risposta corretta D

L'equazione della velocità per lo stadio lento è $v = k_2[N_2O_2][O_2]$. L'intermedio N_2O_2 è in equilibrio rapido con NO, per cui $[N_2O_2] = K[NO]^2$ con $K = \frac{k_1}{k_{-1}}$.

Sostituendo si ottiene $v = k_{\text{eff}} \cdot [NO]^2 \cdot [O_2]$

La reazione è quindi di secondo ordine rispetto a NO e primo ordine rispetto a O_2

Unità didattica 3 - Le reazioni chimiche negli organismi viventi: caratteristiche generali, cinetica e equilibrio chimico.

3.4 L'equilibrio chimico. Reazioni reversibili ed irreversibili. Costante di equilibrio e legge d'azione di massa. Variazione di energia libera e equilibrio di reazione.

3.5 Differenza tra equilibrio chimico e stato stazionario. Principio dell'equilibrio mobile. Il quoziente di reazione. Effetto della temperatura sulla costante di equilibrio. Equilibri multipli. Esempi di equilibrio eterogeneo solido-liquido (precipitazione di urati). Prodotto di solubilità, effetto dello ione in comune. Esempi di rilevanza biomedica (calcoli renali).

- Per la reazione $A+B \rightleftharpoons 2 AB$ a 500 K, le concentrazioni all'equilibrio sono $[A]=0,20 M$, $[B]=0,30 M$ e $[AB]=0,50M$. Quanto vale la costante di equilibrio K_c per questa reazione? (Unità: M)
 - $4,17 \cdot 10^{-1}$
 - $4,17 M^{-1}$
 - $4,17 \cdot 10^{-1} M^2$
 - 4,17
 - $4,17 \cdot 10^{-1} M^{-1}$
- Nella legge d'azione di massa, per una reazione generale $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, il valore di K è una grandezza _____ che dipende solo dalla temperatura.
- Per l'equilibrio endotermico $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$, quale variazione sposta l'equilibrio verso NO_2 ?
 - Aumento della temperatura a pressione costante.
 - Diminuzione del volume del recipiente a T costante.
 - Aggiunta di gas inerte a volume costante.
 - Raffreddamento del sistema.
 - Aggiunta di NO_2 alla miscela.

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	D	24	Costante di equilibrio e azione di massa		47	Principio di Le Châtelier	
2	Parola mancante	COSTANTE	25	Costante di equilibrio e azione di massa		48	Principio di Le Châtelier	
3	Risposta multipla	A	26	Costante di equilibrio e azione di massa		49	Equilibrio chimico	
4	Prodotto di solubilità e precipitazione		27	Equilibri eterogenei		50	Prodotto di solubilità e precipitazione	
5	Equilibrio chimico		28	Quoziente di reazione e direzione dell'equilibrio		51	Costante di equilibrio e azione di massa	
6	Quoziente di reazione e direzione dell'equilibrio		29	Prodotto di solubilità e precipitazione		52	Principio di Le Châtelier	
7	Costante di equilibrio e azione di massa		30	Prodotto di solubilità e precipitazione		53	Principio di Le Châtelier	
8	Costante di equilibrio e azione di massa		31	Prodotto di solubilità e precipitazione		54	Effetto della temperatura sull'equilibrio	
9	Costante di equilibrio e azione di massa		32	Equilibrio chimico		55	Prodotto di solubilità e precipitazione	
10	Quoziente di reazione e direzione dell'equilibrio		33	Costante di equilibrio e azione di massa		56	Prodotto di solubilità e precipitazione	
11	Equilibri eterogenei		34	Principio di Le Châtelier		57	Principio di Le Châtelier	
12	Equilibrio chimico		35	Quoziente di reazione e direzione dell'equilibrio		58	Prodotto di solubilità e precipitazione	
13	Effetto della temperatura sull'equilibrio		36	Equilibrio chimico		59	Equilibrio chimico	
14	Effetto della temperatura sull'equilibrio		37	Prodotto di solubilità e precipitazione		60	Principio di Le Châtelier	
15	Costante di equilibrio e azione di massa		38	Equilibrio chimico		61	Equilibrio chimico	
16	Quoziente di reazione e direzione dell'equilibrio		39	Costante di equilibrio e azione di massa		62	Prodotto di solubilità e precipitazione	
17	Equilibrio chimico		40	Equilibrio chimico		63	Principio di Le Châtelier	
18	Quoziente di reazione e direzione dell'equilibrio		41	Quoziente di reazione e direzione dell'equilibrio		64	Prodotto di solubilità e precipitazione	
19	Equilibri eterogenei		42	Effetto della temperatura sull'equilibrio		65	Equilibrio chimico	
20	Costante di equilibrio e azione di massa		43	Equilibrio chimico		66	Equilibrio chimico	
21	Equilibrio chimico		44	Costante di equilibrio e azione di massa		67	Equilibrio chimico	
22	Costante di equilibrio e azione di massa		45	Effetto della temperatura sull'equilibrio		68	Effetto della temperatura sull'equilibrio	
23	Prodotto di solubilità e precipitazione		46	Equilibrio chimico		69	Equilibrio chimico	

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta D

Per la reazione del quiz la costante di equilibrio è: $K_C = \frac{[AB]^2}{[A] \cdot [B]}$

La calcoliamo con i dati forniti ed abbiamo: $K_C = \frac{[AB]^2}{[A] \cdot [B]} = \frac{0,5^2}{0,2 \cdot 0,3} = 4,17$

In questa situazione la costante di equilibrio è adimensionale. Infatti se osserviamo la formula che la definisce troviamo molarità al quadrato sia al numeratore che al denominatore e si elidono a vicenda.

Questo valore è presente sia nella risposta B sia nella D. Scegliamo la risposta D perché il valore deve essere adimensionale.

Quiz 2 – Risposta **COSTANTE**

La legge di azione di massa, formulata da Waage e Guldberg nel 1864, afferma che la velocità di una reazione chimica è proporzionale alla concentrazione delle sostanze partecipanti, elevate ciascuna al proprio coefficiente stechiometrico. In pratica, per una reazione all'equilibrio, il rapporto tra il prodotto delle concentrazioni dei prodotti e il prodotto delle concentrazioni dei reagenti, ciascuna alza al suo coefficiente stechiometrico, è costante, e questa costante è chiamata costante di equilibrio K.

Kc varia solo al variare della temperatura alla quale è legata dalla relazione: $K = e^{\frac{-\Delta G}{RT}}$

Quiz 3 – Risposta A

Per un equilibrio endotermico, l'aumento di T favorisce i prodotti. Passando da 1 a 2 moli gassose, l'aumento di T a P costante sposta verso NO₂.

Per una reazione come la nostra, procedendo verso i prodotti, c'è un aumento di moli gassose. Una espansione (aumento di volume e/o diminuzione di pressione) favorisce la reazione spostandola verso destra.

Perché le altre risposte sono errate:

B: Riducendo il volume (a T costante) aumenta la pressione e si favorisce il lato con meno moli gassose (N₂O₄); in pratica la reazione si sposta verso sinistra.

C: A volume costante l'aggiunta di gas inerte non cambia le pressioni parziali, quindi non sposta l'equilibrio.

D: Il raffreddamento non favorisce la direzione verso i prodotti.

E: Aggiungere NO₂ aumenta la sua pressione parziale e sposta l'equilibrio verso i reagenti.

Unità didattica 4 - Acidi, basi, sali, pH, soluzioni tampone; reazioni di ossido-riduzione ed elettrochimica

4.1 La teoria di Arrhenius. La teoria di Bronsted e Lowry. Cenni sulla teoria di Lewis. La reazione di auto-protolisi dell'acqua. La K_w . Il concetto di pH e pOH. Costanti di dissociazione, K_a e K_b . Acidi e basi forti, acidi e basi deboli, pK_a e pK_b . Indicatori di pH. Il pH di una soluzione di acido/base forte o di acido/base debole. Acidi poliprotici e basi poliprotiche. Reazioni acido-base. I sali, comportamento acido o basico dei sali in acqua. Solubilità e pH, esempi di interesse biomedico: ossalato di calcio, fosfato di calcio e urato di sodio.

1. Quale coppia rispetta correttamente la definizione di acido e di base secondo Arrhenius?
 - A) HCl (acido) e NaOH (base)
 - B) NH_3 (acido) e KOH (base)
 - C) CH_3COOH (base) e HNO_3 (acido)
 - D) NaOH (acido) e HCl (base)
 - E) NH_4Cl (base) e CH_3COONa (acido)
2. La precipitazione di ossalato di calcio dai liquidi biologici è favorita in ambiente _____ per maggiore concentrazione di $C_2O_4^{2-}$.
3. Quale specie è un acido di Lewis (accettore di coppie elettroniche)?
 - A) NH_3
 - B) BF_3
 - C) OH^-
 - D) H_2O
 - E) CH_3COO^-

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	A	16	Teorie acido-base		31	pH e pOH	
2	Parola mancante	ALCALINO	17	pH e pOH		32	Autoprotolisi dell'acqua e Kw	
3	Risposta multipla	B	18	Idrolisi acido-base dei sali		33	pH e pOH	
4	Equilibri acido-base		19	Equilibri acido-base		34	Equilibri acido-base	
5	Autoprotolisi dell'acqua e Kw		20	Idrolisi acido-base dei sali		35	Autoprotolisi dell'acqua e Kw	
6	Idrolisi acido-base dei sali		21	pH e pOH		36	Solubilità e pH	
7	pH e pOH		22	Forza di acidi e basi		37	Solubilità e pH	
8	pH e pOH		23	Equilibri acido-base		38	Autoprotolisi dell'acqua e Kw	
9	pH e pOH		24	pH e pOH		39	Solubilità e pH	
10	pH e pOH		25	Idrolisi acido-base dei sali		40	Autoprotolisi dell'acqua e Kw	
11	pH e pOH		26	pH e pOH		41	Solubilità e pH	
12	Teorie acido-base		27	Equilibri acido-base		42	Solubilità e pH	
13	Idrolisi acido-base dei sali		28	Forza di acidi e basi		43	Solubilità e pH	
14	Teorie acido-base		29	Teorie acido-base				
15	Forza di acidi e basi		30	Forza di acidi e basi				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta A

Secondo la definizione di Arrhenius un acido libera H^+ in acqua (HCl), e una base libera OH^- (NaOH).

Perché le altre risposte sono errate:

B: NH_3 è una base secondo la definizione di Brønsted-Lewis, non un acido.

C: CH_3COOH è un acido debole, non una base.

D: Ruoli invertiti.

E: NH_4Cl è un sale acido; CH_3COONa è sale basico.

Quiz 2 – Risposta ALCALINO

A pH più alto la specie ossalato è più deprotonata (meno $HC_2O_4^-$, più $C_2O_4^{2-}$), spingendo $Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} \rightleftharpoons CaC_2O_4(s)$ verso il solido: rischio calcoli aumentato.

Quiz 3 – Risposta B

Secondo la definizione dei Lewis una sostanza è un acido quando accetta un doppietto elettronico e viceversa è una base se è in grado di donarlo.

BF_3 è elettron-deficiente e accetta coppie elettroniche.

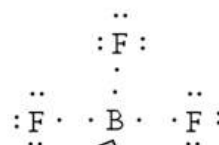
Perché le altre risposte sono errate:

A: NH_3 è base di Lewis (donatore).

C: OH^- è base di Lewis.

D: H_2O agisce spesso da base di Lewis.

E: Anione ricco di elettroni: base di Lewis.



BF_3 può accettare un doppietto elettronico qui

Unità didattica 4 - Acidi, basi, sali, pH, soluzioni tampone; reazioni di ossido-riduzione ed elettrochimica

- 4.2** Soluzioni tampone, esempi di tamponi di acidi deboli e basi deboli. L'equazione di Henderson e Hasselbalch. Efficienza di un sistema tampone.
- 4.3** L'equilibrio acido-base nei fluidi biologici: il pH del sangue e i tamponi del sangue. Il tampone acido carbonico(CO_2)/bicarbonato, il tampone diidrogeno fosfato/idrogenofosfato, le proteine come sistemi tampone. L'importanza e la funzione dei tamponi in ambito biomedico (acidosi e alcalosi).

1. Qual è la definizione operativa di soluzione tampone?
 - A) Soluzione che mantiene costante la temperatura
 - B) Soluzione che resiste a variazioni di pH all'aggiunta di piccole quantità di acido o base forte
 - C) Soluzione che evita la precipitazione dei Sali
 - D) Soluzione che contiene solo acqua bidistillata
 - E) Soluzione con $\text{pH} = 7$

2. In una soluzione tampone, un acido debole è accoppiato alla sua base _____, così che aggiunte moderate di H^+ o OH^- non alterano molto il pH.

3. Disponi di 0,10 mol di CH_3COOH ($\text{pK}_a = 4,76$) in 1,00 L. Aggiungi NaOH fino a neutralizzare esattamente metà delle moli dell'acido. Qual è il pH risultante (trascura le variazioni di volume)?
 - A) $\text{pH} < 4,76$ perché resta acido in eccesso
 - B) 7,00
 - C) 4,76
 - D) 9,24
 - E) Dipende solo dalla concentrazione iniziale dell'acido, non dal pK_a

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	B	21	Sistemi tampone biologici		41	Equazione di Henderson-Hasselbalch	
2	Parola mancante	CONIUGAT A	22	Sistemi tampone biologici		42	Equazione di Henderson-Hasselbalch	
3	Risposta multipla	C	23	Equazione di Henderson-Hasselbalch		43	Equazione di Henderson-Hasselbalch	
4	Tamponi e pH biologico		24	Equazione di Henderson-Hasselbalch		44	Equazione di Henderson-Hasselbalch	
5	Equazione di Henderson-Hasselbalch		25	Equazione di Henderson-Hasselbalch		45	Equazione di Henderson-Hasselbalch	
6	Funzionamento e capacità dei tamponi		26	Equazione di Henderson-Hasselbalch		46	Equazione di Henderson-Hasselbalch	
7	Tamponi e pH biologico		27	Sistemi tampone biologici		47	Equazione di Henderson-Hasselbalch	
8	Equazione di Henderson-Hasselbalch		28	Equazione di Henderson-Hasselbalch		48	Equazione di Henderson-Hasselbalch	
9	Equazione di Henderson-Hasselbalch		29	Sistemi tampone biologici		49	Equazione di Henderson-Hasselbalch	
10	Equazione di Henderson-Hasselbalch		30	Funzionamento e capacità dei tamponi				
11	Tamponi e pH biologico		31	Equilibrio acido-base del sangue				
12	Funzionamento e capacità dei tamponi		32	Equazione di Henderson-Hasselbalch				
13	Equilibrio acido-base del sangue		33	Funzionamento e capacità dei tamponi				
14	Sistemi tampone biologici		34	Sistemi tampone biologici				
15	Sistemi tampone biologici		35	Funzionamento e capacità dei tamponi				
16	Equazione di Henderson-Hasselbalch		36	Equazione di Henderson-Hasselbalch				
17	Equazione di Henderson-Hasselbalch		37	Funzionamento e capacità dei tamponi				
18	Funzionamento e capacità dei tamponi		38	Equilibrio acido-base del sangue				
19	Funzionamento e capacità dei tamponi		39	Equazione di Henderson-Hasselbalch				
20	Funzionamento e capacità dei tamponi		40	Equilibrio acido-base del sangue				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **B**

Un tampone è una miscela (tipicamente acido debole + base coniugata, o base debole + acido coniugato) che **neutralizza** piccoli apporti di H^+ o OH^- convertendoli rispettivamente in HA o A^- senza variare molto il rapporto $[base]/[acido]$. Per questo il pH cambia poco. L'efficacia cresce quando $pH \approx pK_a$ e quando le concentrazioni assolute sono elevate (maggiore capacità tampone β).

Perché le altre risposte sono errate:

A: riguarda la termostabilità, non il pH.

C: non è proprietà definitoria (può accadere, ma non definisce un tampone).

D: acqua pura non offre resistenza alle variazioni di pH.

E: i tamponi possono avere **qualsiasi pH**, non solo 7.

Quiz 2 – Risposta **CONIUGATA**

La base coniugata è la "specie complementare" dell'acido debole: insieme formano una coppia in equilibrio che può assorbire sia protoni H^+ (tramite la base) sia idrossidi OH^- (tramite l'acido). Quando si immette un piccolo quantitativo di H^+ , la base coniugata lo "tampona" trasformandosi nell'acido; se si aggiunge OH^- , l'acido lo neutralizza cedendo H^+ e rigenerando la base. Questa doppia possibilità mantiene il pH quasi costante.

Quiz 3 – Risposta **C**

In una titolazione di un acido monoprotico debole HA con una base forte (es. NaOH), "semi-neutralizzazione" (o punto di semiequivalenza) significa che la base aggiunta ha neutralizzato esattamente metà delle moli iniziali di acido.

Al punto di semineutralizzazione $[A^-] = [HA]$. Delle 0,10 moli di acido acetico CH_3COOH iniziali accade che 0,05 moli si trasformano in acetato di sodio CH_3COONa per la neutralizzazione e 0,05 moli rimangono in soluzione. Quindi per Henderson–Hasselbalch

$$pH = pK_a + \log$$

Unità didattica 4 - Acidi, basi, sali, pH, soluzioni tampone; reazioni di ossido-riduzione ed elettrochimica

4.4 Le reazioni di ossido-riduzione. Cella galvanica e definizione di anodo e catodo. Le semireazioni e i potenziali redox standard. L'equazione di Nernst. Relazione tra variazione di energia libera di Gibbs e differenza di potenziale. Reazioni spontanee e lavoro chimico. Esempi di reazioni di ossido-riduzione in ambito biologico. Ossigeno come accettore di elettroni: bilancio termodinamico della respirazione cellulare. Le reazioni di Fenton e Haber-Weiss come esempio di reazioni di ossido-riduzione non enzimatiche dell'ossigeno in presenza dello ione Ferro per la formazione del radicale idrossilico.

1. Il numero di ossidazione dello zolfo in H_2SO_4 è:

- A) -2
- B) 0
- C) +4
- D) +6
- E) -6

2. Nell'ambito delle reazioni redox, la perdita di elettroni da parte di una specie prende il nome di _____.

3. In una pila $\text{Zn}_{(s)}|\text{Zn}^{2+}_{(aq)}||\text{Cu}^{2+}_{(aq)}|\text{Cu}_{(s)}$ a 25°C , con $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{ V}$ ed $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34\text{ V}$, la forza elettromotrice standard E°_{cell} vale:

- A) -1,10 V
- B) +1,10 V
- C) +0,42 V
- D) -0,42 V
- E) 0,00 V

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	D	26	Celle galvaniche e potenziali elettrodi		51	Reazioni redox nella respirazione cellulare	
2	Parola mancante	OSSIDAZIONE	27	Reazioni di ossido-riduzione		52	Reazioni redox nella respirazione cellulare	
3	Risposta multipla	B	28	Reazioni di ossido-riduzione		53	Reazioni redox nella respirazione cellulare	
4	Celle galvaniche e potenziali elettrodi		29	Ossidanti, riducenti e semireazioni		54	Reazioni redox nella respirazione cellulare	
5	Celle galvaniche e potenziali elettrodi		30	Numeri di ossidazione nelle redox		55	Reazioni redox nella respirazione cellulare	
6	Reazioni di ossido-riduzione		31	Celle galvaniche e potenziali elettrodi		56	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
7	Reazioni di ossido-riduzione		32	Reazioni di ossido-riduzione		57	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
8	Energia libera e potenziale redox		33	Ossidanti, riducenti e semireazioni		58	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
9	Reazioni di ossido-riduzione		34	Celle galvaniche e potenziali elettrodi		59	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
10	Reazioni di ossido-riduzione		35	Celle galvaniche e potenziali elettrodi		60	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
11	Numeri di ossidazione nelle redox		36	Energia libera e potenziale redox		61	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
12	Energia libera e potenziale redox		37	Energia libera e potenziale redox		62	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
13	Celle galvaniche e potenziali elettrodi		38	Reazioni di ossido-riduzione		63	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
14	Celle galvaniche e potenziali elettrodi		39	Celle galvaniche e potenziali elettrodi		64	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
15	Reazioni di ossido-riduzione		40	Celle galvaniche e potenziali elettrodi		65	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
16	Ossidanti, riducenti e semireazioni		41	Energia libera e potenziale redox		66	Reazioni di ossido-riduzione	
17	Energia libera e potenziale redox		42	Energia libera e potenziale redox		67	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
18	Reazioni di ossido-riduzione		43	Energia libera e potenziale redox		68	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
19	Ossidanti, riducenti e semireazioni		44	Reazioni di ossido-riduzione		69	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
20	Celle galvaniche e potenziali elettrodi		45	Energia libera e potenziale redox		70	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
21	Reazioni di ossido-riduzione		46	Equazione di Nernst		71	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss	
22	Reazioni di ossido-riduzione		47	Reazioni redox nella respirazione cellulare				
23	Celle galvaniche e potenziali elettrodi		48	Reazioni redox nella respirazione cellulare				
24	Celle galvaniche e potenziali elettrodi		49	Reazioni redox nella respirazione cellulare				
25	Reazioni di Fenton e Haber-Weiss		50	Ossidanti, riducenti e semireazioni				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **D**

Utilizziamo la regola che la **somma dei numeri di ossidazione** di una molecola è pari a zero, se neutra, oppure è pari alla carica ionica.

Sapendo che il numero di ossidazione dell'ossigeno legato è $O = -2$ e per l'idrogeno legato è $+1$, chiamiamo x il numero di ossidazione incognito dello zolfo ed applichiamo la regola: $+2 + x - 8 = 0 \Rightarrow x = +6$.

Quiz 2 – Risposta **OSSIDAZIONE**

Ossidazione = perdita di elettroni e aumento del numero di ossidazione; la specie che si ossida è l'agente riducente perché fornisce elettroni all'altra metà-reazione.

Quiz 3 – Risposta **B**

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{catodo}} - E^{\circ}_{\text{anodo}} = (+0,34) - (-0,76) = +1,10 \text{ V.}$$

Al catodo avviene la riduzione ($\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$), all'anodo avviene l'ossidazione ($\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$).

Unità didattica 5 - Proprietà del carbonio e reattività dei composti organici, idrocarburi, alogenuri alchilici, idrocarburi aromatici e derivati

5.1 Proprietà e ibridazione del carbonio. Rappresentazione dei composti carboniosi.

5.2 Idrocarburi saturi ed insaturi, ciclici ed eterociclici. Regole generali di nomenclatura IUPAC.

1. Quale proprietà fondamentale del carbonio consente la straordinaria varietà dei composti organici?
 - A) Elevata elettronegatività
 - B) Capacità di formare catene e anelli tramite legami C–C multipli (catenazione)
 - C) Orbitalizzazione d degli elementi del blocco d
 - D) Predominanza dello stato gassoso a temperatura ambiente
 - E) Configurazione elettronica a guscio di valenza completo

2. Nella formula dei composti organici, il gruppo –OH caratteristico degli alcoli si chiama_____.

3. Qual è la geometria locale più probabile per il carbonio vincolato da un doppio legame C=C in un alchene semplice?
 - A) Tetraedrica
 - B) Trigonale planare
 - C) Lineare
 - D) Piegata (angolare)
 - E) Trigonale piramidale

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	B	16	Rappresentazione dei composti organici		31	Classificazione e proprietà degli idrocarburi	
2	Parola mancante	IDROSSILE	17	Classificazione e proprietà degli		32	Carbonio e idrocarburi	
3	Risposta multipla	B	18	Classificazione e proprietà degli		33	Reazioni radicaliche degli alcani	
4	Rappresentazione dei composti organici		19	Carbonio e idrocarburi		34	Carbonio e idrocarburi	
5	Nomenclatura degli idrocarburi		20	Nomenclatura degli idrocarburi		35	Isomeria negli idrocarburi	
6	Classificazione e proprietà degli idrocarburi		21	Ibridazione del carbonio		36	Carbonio e idrocarburi	
7	Reazioni radicaliche degli alcani		22	Carbonio e idrocarburi		37	Carbonio e idrocarburi	
8	Nomenclatura degli idrocarburi		23	Nomenclatura degli idrocarburi		38	Carbonio e idrocarburi	
9	Carbonio e idrocarburi		24	Carbonio e idrocarburi		39	Carbonio e idrocarburi	
10	Classificazione e proprietà degli idrocarburi		25	Proprietà fisiche degli idrocarburi		40	Classificazione e proprietà degli idrocarburi	
11	Nomenclatura degli idrocarburi		26	Carbonio e idrocarburi		41	Carbonio e idrocarburi	
12	Carbonio e idrocarburi		27	Classificazione e proprietà degli		42	Carbonio e idrocarburi	
13	Classificazione e proprietà degli idrocarburi		28	Carbonio e idrocarburi				
14	Carbonio e idrocarburi		29	Carbonio e idrocarburi				
15	Nomenclatura degli idrocarburi		30	Ibridazione del carbonio				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **B**

La catenazione (C–C ripetuti in catene e anelli) è resa possibile dalla robustezza del legame C–C e dalla tetravalenza del carbonio; è la base della complessità strutturale organica (catene lineari, ramificate, anelli, sistemi coniugati).

Perché le altre risposte sono errate:

A: L'elettronegatività del carbonio è moderata, non "elevata" come F, O, N.

C: Il carbonio non utilizza orbitali d nel legame covalente.

D: A temperatura ambiente il carbonio elementare è solido; i composti organici possono essere in diversi stati.

E: Non ha guscio di valenza completo; è tetravalente e forma legami covalenti.

Quiz 2 – Risposta **IDROSSILE**

Il termine "idrossile" identifica il gruppo funzionale –OH legato a un carbonio saturo (alcoli). Questo gruppo determina reattività (es. sostituzioni nucleofile) e proprietà fisiche (legami a idrogeno, aumento del punto di ebollizione e solubilità in acqua).

Quiz 3 – Risposta **B**

Il carbonio coinvolto in un doppio legame negli alcheni presenta geometria trigonale planare (circa 120°) coerente con l'ibridazione sp^2 : tre orbitali ibridi in piano per i legami σ e un p non ibridato per il legame π .

Perché le altre risposte sono errate:

A: È tipica dell'alcano (sp^3).

C: Lineare (180°) è tipica dei cumuleni lineari (classe di idrocarburi caratterizzati da una catena di tre o più doppi legami consecutivi) o dell'ibridazione sp .

D: "Angolare" descrive atomi con doppietti liberi (come l'ossigeno in H_2O).

E: La piramide trigonale richiede un doppietto libero (come l'azoto dell'ammoniaca).

Unità didattica 5 - Proprietà del carbonio e reattività dei composti organici, idrocarburi, alogenuri alchilici, idrocarburi aromatici e derivati

5.3 Stereochimica: diastereoisomeri, enantiomeri, epimeri e miscele racemiche. Cenni sulle regole di priorità e convenzione R/S. Potere ottico rotatorio specifico. Convenzione destrogira/levogira. Convenzione di Fischer.

1. Quale definizione descrive correttamente gli isomeri costituzionali?

- A) Molecole con la stessa formula molecolare ma diversa connettività tra gli atomi
- B) Molecole che differiscono per la disposizione spaziale pur avendo la stessa connettività
- C) Interconvertibili mediante rotazioni intorno a legami singoli senza rottura di legami
- D) Stereoisomeri non sovrapponibili e speculari
- E) Stereoisomeri non speculari con almeno un centro stereogenico differente

2. Una coppia di molecole speculari e non sovrapponibili è detta _____.

3. Quale affermazione descrive correttamente gli stereoisomeri conformazionali?

- A) Isomeri con diversa connettività
- B) Stesse connessioni ma diversa disposizione spaziale interconvertibile per rotazione attorno a legami singoli
- C) Stereoisomeri non interconvertibili senza rottura di legami
- D) Speculari e non sovrapponibili
- E) Non presentano mai barriere energetiche alla rotazione

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	A	26	Stereochimica molecolare		51	Epimeri	
2	Parola mancante	ENANTIOMERI	27	Isomeria conformazionale		52	Configurazione R/S e regole CIP	
3	Risposta multipla	B	28	Stereochimica molecolare		53	Configurazione R/S e regole CIP	
4	Proiezioni di Fischer		29	Enantiomeri e miscele racemiche		54	Isomeria geometrica E/Z	
5	Configurazione R/S e regole CIP		30	Enantiomeri e miscele racemiche		55	Configurazione R/S e regole CIP	
6	Enantiomeri e miscele racemiche		31	Configurazione R/S e regole CIP		56	Configurazione R/S e regole CIP	
7	Enantiomeri e miscele racemiche		32	Configurazione R/S e regole CIP		57	Configurazione R/S e regole CIP	
8	Enantiomeri e miscele racemiche		33	Enantiomeri e miscele racemiche		58	Configurazione R/S e regole CIP	
9	Configurazione R/S e regole CIP		34	Epimeri		59	Configurazione R/S e regole CIP	
10	Diastereoisomeri		35	Stereochimica molecolare		60	Configurazione R/S e regole CIP	
11	Stereochimica molecolare		36	Configurazione R/S e regole CIP		61	Configurazione R/S e regole CIP	
12	Attività ottica		37	Enantiomeri e miscele racemiche		62	Configurazione R/S e regole CIP	
13	Isomeria conformazionale		38	Epimeri		63	Configurazione R/S e regole CIP	
14	Isomeria geometrica E/Z		39	Enantiomeri e miscele racemiche		64	Configurazione R/S e regole CIP	
15	Attività ottica		40	Configurazione R/S e regole CIP		65	Configurazione R/S e regole CIP	
16	Configurazione R/S e regole CIP		41	Configurazione R/S e regole CIP		66	Configurazione R/S e regole CIP	
17	Configurazione R/S e regole CIP		42	Configurazione R/S e regole CIP		67	Stereochimica molecolare	
18	Configurazione R/S e regole CIP		43	Stereochimica molecolare		68	Proiezioni di Fischer	
19	Stereoisomeria		44	Configurazione R/S e regole CIP		69	Stereochimica molecolare	
20	Enantiomeri e miscele racemiche		45	Diastereoisomeri		70	Configurazione R/S e regole CIP	
21	Stereochimica molecolare		46	Stereochimica molecolare		71	Enantiomeri e miscele racemiche	
22	Enantiomeri e miscele racemiche		47	Enantiomeri e miscele racemiche				
23	Configurazione R/S e regole CIP		48	Configurazione R/S e regole CIP				
24	Configurazione R/S e regole CIP		49	Configurazione R/S e regole CIP				
25	Isomeria geometrica E/Z		50	Enantiomeri e miscele racemiche				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **A**

Gli isomeri costituzionali (o strutturali) hanno stessa formula molecolare, ma diversa connettività (ordine di legame/collegamenti). Esempio: propanale vs acetone (C_3H_6O).

Perché le altre risposte sono errate:

B: Questa è la definizione generale di stereoisomeri.

C: L'interconvertibilità mediante rotazioni intorno a legami singoli senza rottura di legami riguarda le conformazioni, non la costituzione di una molecola.

D: Definisce enantiomeri.

E: Definisce diastereomeri.

Quiz 2 – Risposta **ENANTIOMERI**

Gli **enantiomeri** sono **stereoisomeri** con relazione **speculare** e non sovrapponibile; hanno **identiche** proprietà fisiche in ambiente achirale (tranne il **segno** della rotazione) e **stessa energia**.

Quiz 3 – Risposta **B**

Le conformazioni (es. anti/gauche del butano; sedia/barca del cicloesano) sono interconvertibili per rotazione intorno a legami σ ; l'equilibrio dipende dalle barriere torsionali.

Perché le altre risposte sono errate:

A: Descrive isomeri costituzionali.

C: Definisce configurazionali.

D: Riguarda enantiomeri.

E: Le barriere possono essere significative (atropisomeria).

Unità didattica 5 - Proprietà del carbonio e reattività dei composti organici, idrocarburi, alogenuri alchilici, idrocarburi aromatici e derivati

5.4 Rottura omolitica del legame chimico e reazioni radicaliche.

5.5 Rottura eterolitica del legame chimico. Carbocationi e carboanioni e loro stabilità. Effetto induttivo: elettrone donatore, elettrone attrattore. Delocalizzazione degli elettroni.

1. Quale trasformazione rappresenta un'ossidazione in chimica organica?

- A) 2-propanone → 2-propanolo
- B) cicloesene → cicloesano
- C) nitrobenzene → anilina
- D) benzaldeide → benzilico alcol
- E) etanolo → etanale

2. La rottura di un legame che genera due radicali si definisce_____.

5. Quale affermazione sulla rottura di legame è corretta?

- A) L'eterolisi è favorita in solventi polari
- B) L'eterolisi produce due radicali neutri
- C) L'omolisi genera una coppia ione/controione
- D) L'omolisi è sempre termicamente sfavorita
- E) L'eterolisi non dà mai carbocationi

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	E	17	Reattività e stabilità degli intermedi organici		33	Stabilizzazione per risonanza	
2	Parola mancante	OMOLITICA	18	Stabilizzazione per risonanza		34	Stabilizzazione per risonanza	
3	Reattività e stabilità degli intermedi organici		19	Stabilizzazione per risonanza		35	Stabilizzazione per risonanza	
4	Rottura eterolitica e intermedi ionici		20	Ossidazione e riduzione in organica		36	Rottura eterolitica e intermedi ionici	
5	Risposta multipla	A	21	Nucleofili ed elettrofili		37	Rottura eterolitica e intermedi ionici	
6	Rottura eterolitica e intermedi ionici		22	Stabilizzazione per risonanza		38	Rottura eterolitica e intermedi ionici	
7	Nucleofili ed elettrofili		23	Nucleofili ed elettrofili		39	Reattività e stabilità degli intermedi organici	
8	Reattività e stabilità degli intermedi organici		24	Reattività e stabilità degli intermedi organici		40	Effetto induttivo	
9	Reattività e stabilità degli intermedi organici		25	Effetto induttivo		41	Effetto induttivo	
10	Stabilizzazione per risonanza		26	Rottura eterolitica e intermedi ionici		42	Rottura eterolitica e intermedi ionici	
11	Ossidazione e riduzione in organica		27	Rottura eterolitica e intermedi ionici		43	Rottura eterolitica e intermedi ionici	
12	Reattività e stabilità degli intermedi organici		28	Rottura eterolitica e intermedi ionici		44	Reattività e stabilità degli intermedi organici	
13	Reattività e stabilità degli intermedi organici		29	Stabilizzazione per risonanza		45	Stabilizzazione per risonanza	
14	Reattività e stabilità degli intermedi organici		30	Rottura eterolitica e intermedi ionici		46	Reattività e stabilità degli intermedi organici	
15	Rottura eterolitica e intermedi ionici		31	Rottura eterolitica e intermedi ionici				
16	Nucleofili ed elettrofili		32	Rottura eterolitica e intermedi ionici				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta E

etanolo $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow$ etanale CH_3CHO

In chimica organica, l'ossidazione si verifica quando una molecola perde atomi di idrogeno, acquista atomi di ossigeno o aumenta il numero di legami con un atomo più elettronegativo. In questo caso, l'etanolo perde due atomi di idrogeno (uno dall'atomo di carbonio e uno dal gruppo ossidrilico) per formare l'etanale, un'aldeide. Questo processo aumenta il numero di legami del carbonio con l'ossigeno, da uno (nel gruppo $-\text{OH}$) a due (nel gruppo aldeidico $\text{C}=\text{O}$).

Perché le altre risposte sono errate:

A: chetone $\rightarrow$ alcol secondario è **riduzione**. Il carbonio centrale del 2-propanone acquista due atomi di idrogeno (uno sul carbonio e uno sull'ossigeno) per formare un alcol secondario.

B: alchene $\rightarrow$ alcano è una **idrogenazione** (riduzione). Questa è una **riduzione**. Il cicloesene, che ha un doppio legame carbonio-carbonio, viene idrogenato (aggiunta di due atomi di idrogeno) per formare il cicloesano, un alcano.

C: nitro $\rightarrow$ ammina è **riduzione**. Questa è una **riduzione**. L'atomo di azoto legato all'anello benzenico perde atomi di ossigeno e acquista atomi di idrogeno, trasformando il gruppo nitro ($-\text{NO}_2$) in un gruppo amminico ($-\text{NH}_2$).

D: aldeide $\rightarrow$ alcol primario è **riduzione**. L'atomo di carbonio del gruppo aldeidico acquista atomi di idrogeno per formare un alcol primario.

Quiz 2 – Risposta OMOLITICA

Quando un legame covalente si rompe in modo omolitico, la coppia di elettroni che formava il legame si divide equamente tra i due atomi che si separano. Ciascuno dei due frammenti riceve un elettrone, diventando così un **radicale libero**. Un radicale è una specie chimica molto reattiva, caratterizzata dalla presenza di un elettrone spaiato.

Questo tipo di scissione è spesso indotto da fattori esterni come il calore elevato o la luce (radiazione UV). È un processo comune nelle reazioni di sostituzione radicalica a catena, come la clorurazione degli alcani, e in alcune reazioni di polimerizzazione.

Quiz 5 – Risposta A

L'eterolisi è la rottura di un legame covalente in cui la coppia di elettroni condivisi rimane con uno solo dei due atomi, generando un carbocatione (con carica positiva) e un carboanione (con carica negativa).

I solventi polari (come l'acqua o il metanolo) sono costituiti da molecole che hanno un dipolo elettrico permanente. Queste molecole possono stabilizzare le specie cariche (cationi e anioni) che si formano durante l'eterolisi.

Il processo di stabilizzazione si chiama solvatazione: le molecole del solvente polare circondano e interagiscono con gli ioni, orientando la loro parte positiva verso l'anione e la loro parte negativa verso il catione. Questa interazione riduce l'energia degli ioni, rendendone la formazione termodinamicamente più favorevole.

Viceversa i solventi non polari non possono solvatare efficacemente gli ioni, rendendo la scissione eterolitica molto meno probabile. In tali ambienti, se la rottura del legame avviene, è più probabile che sia di tipo omolitico, formando due radicali neutri.

Unità didattica 5 - Proprietà del carbonio e reattività dei composti organici, idrocarburi, alogenuri alchilici, idrocarburi aromatici e derivati

5.6 Nucleofili ed elettrofili biologicamente rilevanti. Reazioni di sostituzione nucleofila con meccanismo SN2 e SN1 e reazioni di eliminazione

1. Nel meccanismo SN1 l'intermedio reattivo è un_____.
2. Quale legge cinetica distingue SN1 da SN2?
- A) SN1: $v = k[\text{substrato}][\text{nucleofilo}]$; SN2: $v = k[\text{substrato}]$
 - B) SN1: $v = k[\text{substrato}]$; SN2: $v = k[\text{substrato}][\text{nucleofilo}]$
 - C) Entrambe: $v = k[\text{substrato}]$
 - D) Entrambe: $v = k[\text{substrato}][\text{nucleofilo}]$
 - E) Dipende solo dalla temperatura
4. Quale affermazione sugli eterocicli aromatici è corretta?
- A) Nel pirrolo l'azoto non contribuisce al sestetto π
 - B) Nella piridina l'azoto dona la sua coppia al sistema π
 - C) Furano non è aromatico
 - D) Tiofene è antiaromatico
 - E) Nella piridina il doppietto dell'azoto è non-legante e fuori dal sistema π

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	CARBOCAT IONE	11	Sostituzione nucleofila		21	Nucleofili, elettrofili e gruppi uscenti	
2	Risposta multipla	B	12	Eterocicli aromatici biologicamente rilevanti		22	Sostituzione nucleofila	
3	Sostituzione nucleofila SN1		13	Eterocicli aromatici biologicamente rilevanti		23	Reazioni di eliminazione	
4	Risposta multipla	E	14	Sostituzione nucleofila SN1		24	Nucleofili, elettrofili e gruppi uscenti	
5	Sostituzione nucleofila SN1		15	Sostituzione nucleofila SN1		25	Sostituzione nucleofila SN1	
6	Sostituzione nucleofila SN2		16	Nucleofili, elettrofili e gruppi uscenti		26	Sostituzione nucleofila	
7	Reazioni di eliminazione		17	Nucleofili, elettrofili e gruppi uscenti		27	Reazioni di eliminazione	
8	Sostituzione nucleofila		18	Nucleofili, elettrofili e gruppi uscenti		28	Sostituzione nucleofila	
9	Sostituzione nucleofila SN2		19	Sostituzione nucleofila SN2		29	Sostituzione nucleofila SN1	
10	Reazioni di eliminazione		20	Sostituzione nucleofila				

CENNI TEORICI

NOTE SULLE REAZIONI SN1, SN2, E1, E2

ELIMINAZIONE E SOSTITUZIONE

Le reazioni di eliminazione e di sostituzione sono due tipi di reazioni in competizione tra loro nella chimica organica, specialmente quando si ha a che fare con substrati come gli alogenuri alchilici. La principale differenza risiede nel prodotto finale e nel meccanismo.

Reazioni di Sostituzione Nucleofila (SN1 e SN2)

In una reazione di **sostituzione**, un atomo o gruppo di atomi viene **rimpiazzato** da un altro. In una sostituzione nucleofila, un **nucleofilo** (una specie ricca di elettroni) attacca un carbonio elettrofilo (povero di elettroni) e il gruppo uscente si stacca, portando via gli elettroni di legame. Il risultato è che il nucleofilo prende il posto del gruppo uscente. Il numero totale di atomi legati al carbonio non cambia.

Reazioni di Eliminazione (E1 e E2)

In una reazione di **eliminazione**, due atomi o gruppi di atomi vengono **rimossi** dalla molecola, formando un **nuovo legame pi greco** (doppio o triplo) tra i carboni interessati. Una base forte agisce rimuovendo un protone (H) da un carbonio adiacente a quello che porta il gruppo uscente, causando la perdita del gruppo uscente stesso. Il risultato è la formazione di un alchene.

Fattori che influiscono sulla competizione

La scelta tra sostituzione ed eliminazione dipende da diversi fattori:

- **Substrato:** Gli alogenuri alchilici terziari, a causa dell'ingombro sterico, favoriscono maggiormente l'eliminazione. I substrati primari preferiscono la sostituzione.
- **Reagente:** Un reagente che è un **nucleofilo forte ma una base debole** (ad esempio, lo ione alogenuro) favorisce la sostituzione. Un reagente che è una **base forte e un nucleofilo scarso** (ad esempio, una base stericamente ingombrata come il *terz*-butossido) favorisce l'eliminazione.
- **Temperatura:** Le alte temperature favoriscono le reazioni di **eliminazione** poiché comportano un aumento di entropia (si formano due molecole da una).
- **Solvente:** I solventi polari protici tendono a favorire la sostituzione SN1 e l'eliminazione E1, mentre i solventi polari aprotici favoriscono la sostituzione SN2 o l'eliminazione E2.

SOSTITUZIONE NUCLEOFILA

Le reazioni di sostituzione nucleofila, indicate come **SN1** e **SN2**, sono due meccanismi fondamentali in chimica organica, che differiscono per il numero di stadi, la cinetica, la stereochimica e i fattori che le influenzano.

SN2 (Sostituzione Nucleofila Bimolecolare)

- **Meccanismo:** Avviene in un **unico stadio** ("reazione concertata"). Il nucleofilo attacca il carbonio elettrofilo dal lato opposto rispetto al gruppo uscente, e contemporaneamente quest'ultimo si stacca.
- **Cinetica:** La velocità della reazione dipende dalla concentrazione di **entrambi** i reagenti (substrato costituito da un alogenuro alchilico RX e nucleofilo Nu^-): $v=k[RX][Nu^-]$. Per questo motivo si chiama "bimolecolare".
- **Stereochimica:** Se il carbonio è uno stereocentro (chirale), la reazione porta a una completa **inversione di configurazione** (chiamata inversione di Walden). Questo avviene perché il nucleofilo attacca dal "retro".
- **Fattori che influenzano:**
 - **Substrato:** Favorevoli substrati **primari e metilici**, a causa del minore ingombro sterico. I substrati terziari non reagiscono con questo meccanismo.
 - **Nucleofilo:** Richiede un **nucleofilo forte**.
 - **Solvente:** Richiede solventi **polar protici** (es. acetone), che non solvatano il nucleofilo, rendendolo più reattivo.

SN1 (Sostituzione Nucleofila Monomolecolare)

- **Meccanismo:** Avviene in **due stadi**. Nel primo, lento e cineticamente determinante, il gruppo uscente si stacca autonomamente formando un intermedio **carbocatione** planare. Nel secondo stadio, veloce, il nucleofilo attacca il carbocatione.
- **Cinetica:** La velocità della reazione dipende solo dalla concentrazione del substrato (costituito da un alogenuro alchilico RX): $v=k[RX]$. Per questo è chiamata "monomolecolare".
- **Stereochimica:** Poiché l'intermedio è un carbocatione planare, il nucleofilo può attaccare da entrambi i lati. Se il reagente di partenza è chirale, si ottiene un prodotto **racemico** (una miscela dei due enantiomeri).
- **Fattori che influenzano:**
 - **Substrato:** La reazione è favorita da substrati che formano **carbocationi stabili**, come i substrati terziari o secondari. La stabilità dei carbocationi aumenta con il grado di sostituzione.
 - **Nucleofilo:** Non è necessario un nucleofilo forte; anche un **nucleofilo debole** o il solvente stesso (solvolisi) possono reagire.
 - **Solvente:** Richiede solventi **polar protici** (es. acqua, alcoli), che stabilizzano il carbocatione intermedio e il gruppo uscente.

ELIMINAZIONE

Le reazioni di eliminazione, indicate con il simbolo **E**, sono processi in cui una molecola perde due atomi o gruppi di atomi da due atomi di carbonio adiacenti, formando un doppio legame (alchene). Questi meccanismi sono classificati in due tipologie principali: **E1** ed **E2**, che si distinguono per la cinetica e per le condizioni di reazione.

Meccanismo E1

Il meccanismo di eliminazione **E1** (eliminazione unimolecolare) avviene in **due stadi** distinti.

1. **Stadio lento:** Il gruppo uscente (come un alogeno) si stacca dalla molecola, formando un intermedio reattivo chiamato **carbocatione**. Questo passaggio è lento e ne determina la velocità complessiva della reazione.
2. **Stadio veloce:** Una base debole estrae un protone (idrogeno) dal carbonio adiacente a quello che ha perso il gruppo uscente. Gli elettroni del legame C-H si spostano per formare un doppio legame con il carbonio del carbocatione, completando così la reazione.

Caratteristiche chiave della E1:

- **Cinetica:** La velocità di reazione dipende solo dalla concentrazione del substrato (alogeniuro alchilico), da cui il nome "unimolecolare". La sua legge cinetica è: $v=k[\text{substrato}]$.
- **Condizioni:** Predilige basi deboli (es. acqua, alcoli) e substrati terziari o secondari, poiché sono in grado di formare carbocationi più stabili.
- **Stereochimica:** Non è stereospecifica, dal momento che il carbocatione è planare. Questo può portare alla formazione di una miscela di isomeri *cis* e *trans*.

Meccanismo E2

Il meccanismo di eliminazione E2 (eliminazione bimolecolare) è un processo concertato che avviene in un unico stadio.

- Una base forte attacca contemporaneamente il protone sul carbonio beta (β), mentre il gruppo uscente si stacca dal carbonio alfa (α).
- In questo unico stato di transizione, il legame C-H si rompe e il doppio legame C=C inizia a formarsi, mentre il legame C-gruppo uscente si rompe.

Caratteristiche chiave della E2:

- **Cinetica:** La velocità di reazione dipende sia dalla concentrazione del substrato che da quella della base, da cui il nome "bimolecolare". La sua legge cinetica è: $v=k[\text{substrato}][\text{base}]$.
- **Condizioni:** Richiede l'uso di una base forte e può avvenire su substrati primari, secondari o terziari.
- **Stereochimica:** È stereospecifica. L'eliminazione avviene solo se l'idrogeno e il gruppo uscente si trovano in una posizione anti-coplanare (a 180° l'uno dall'altro) per consentire agli orbitali di sovrapporsi in modo efficiente e formare il nuovo legame π greco.

In sintesi, la scelta tra un meccanismo e l'altro dipende principalmente dalla struttura del substrato, dalla forza della base e dalle condizioni ambientali (es. solvente e temperatura).

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta CARBOCATIONE**SN1 (Sostituzione Nucleofila Monomolecolare)**

- **Meccanismo:** Avviene in due stadi. nel primo stadio, lento, il gruppo uscente si stacca spontaneamente, generando un carbocatione intermedio. Nel secondo stadio, veloce, il nucleofilo attacca il carbocatione.
- **Intermedi:** L'intermedio chiave è il **CARBOCATIONE**, una specie planare e ibridata sp^2 .
- **Cinetica:** La velocità dipende solo dalla concentrazione del substrato (stadio lento), quindi è una reazione del primo ordine.
- **Substrato:** La reazione è favorita dalla stabilità del carbocatione intermedio. L'ordine di reattività è: terziario > secondario > primario > metilico.
- **Stereochimica:** Poiché il carbocatione intermedio è planare, il nucleofilo può attaccare da entrambi i lati, portando alla formazione di una miscela di prodotti che è spesso un racemo (inversione e ritenzione).
- **Solvente:** Favorita da solventi polari protici (es. acqua, etanolo), che stabilizzano l'intermedio carbocationico.
- **Nucleofilo:** Richiede un nucleofilo debole.

La tappa lenta è l'eterolisi del legame C-X che genera un carbocatione planare successivamente attaccato dal nucleofilo.

Quiz 2 – Risposta B

SN1 è unimolecolare (tappa lenta = ionizzazione); SN2 è bimolecolare (attacco concertato).

Quiz 4 – Risposta E

Nella **piridina**, l'atomo di azoto è ibridato sp^2 , esattamente come gli atomi di carbonio dell'anello benzenico da cui formalmente deriva. Tuttavia, a differenza del **pirrolo** dove il doppietto non-legante dell'azoto è delocalizzato e partecipa al sestetto aromatico, nella piridina le cose sono diverse.

Il sistema aromatico della piridina è formato da **sei elettroni π** (uno da ciascuno dei cinque atomi di carbonio e uno dall'azoto), che si trovano in orbitali p disposti perpendicolarmente al piano dell'anello.

Il **doppietto elettronico non-legante** dell'azoto si trova in un orbitale ibrido sp^2 che giace nello stesso piano dell'anello. Poiché questo orbitale è ortogonale (perpendicolare) agli orbitali p del sistema π , il doppietto non può sovrapporsi e quindi non partecipa alla delocalizzazione aromatica.

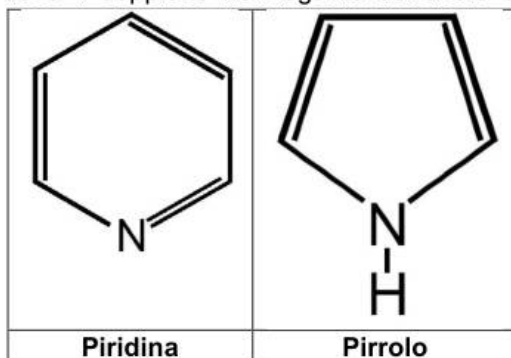
Questa caratteristica spiega perché la piridina, a differenza del pirrolo, è una **base debole**. Il doppietto non-legante, non essendo coinvolto nella risonanza, è disponibile per legarsi a un protone. Ciò rende la piridina simile a un'ammina terziaria aromatica, anche se meno basica delle ammine alifatiche a causa dell'ibridazione sp^2 che conferisce un maggiore carattere s all'orbitale e quindi una maggiore stabilità elettronica.

A: nel pirrolo la coppia chiude i 6π .

B: falso.

C: Il furano è aromatico.

D: Il tiofene è aromatico.



Unità didattica 5 - Proprietà del carbonio e reattività dei composti organici, idrocarburi, alogenuri alchilici, idrocarburi aromatici e derivati

5.7 Alcani e cicloalcani: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biomedica. Tensione di legame nei cicloalcani. Reazioni: ossidazione.

5.8 Alcheni: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biomedica.

5.9 Delocalizzazione elettronica e dieni coniugati. Reazioni: addizione elettrofila.

1. Qual è il corretto nome IUPAC dell'alcano $\text{CH}_3\text{--CH}(\text{CH}_3)\text{--CH}_2\text{--CH}_3$?
 - A) 2-metilpropano
 - B) 3-metilbutano
 - C) 2-metilbutano
 - D) Isobutano
 - E) 1-metilpropano

2. Nella clorurazione del metano, lo stadio che innesca la catena radicalica è detto _____.

3. Quale affermazione sulle temperature di ebollizione degli alcani è corretta?
 - A) Crescono con l'aumento di ramificazione
 - B) Diminuiscono con la lunghezza della catena
 - C) Sono identiche per isomeri di stessa formula
 - D) Crescono con la lunghezza della catena e diminuiscono con la ramificazione
 - E) Dipendono solo dalla presenza di doppi legami

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	C	21	Conformazione e tensione nei cicloalcani		41	Struttura degli alcheni	
2	Parola mancante	INIZIAZION E	22	Conformazione e tensione nei cicloalcani		42	Rotazione nei legami singoli	
3	Risposta multipla	D	23	Addizione elettrofila agli alcheni		43	Alcani, cicloalcani e alcheni	
4	Alcani, cicloalcani e alcheni		24	Addizione elettrofila agli alcheni		44	Addizione elettrofila agli alcheni	
5	Conformazione e tensione nei cicloalcani		25	Ossidazione degli idrocarburi		45	Addizione elettrofila agli alcheni	
6	Addizione elettrofila agli alcheni		26	Alcani, cicloalcani e alcheni		46	Alcani, cicloalcani e alcheni	
7	Alcani, cicloalcani e alcheni		27	Alcani, cicloalcani e alcheni		47	Alcani, cicloalcani e alcheni	
8	Sostituzione radicalica degli alcani		28	Alcani, cicloalcani e alcheni		48	Addizione elettrofila agli alcheni	
9	Addizione elettrofila agli alcheni		29	Alcani, cicloalcani e alcheni				
10	Nomenclatura di alcani e alcheni		30	Alcani, cicloalcani e alcheni				
11	Sostituzione radicalica degli alcani		31	Conformazione e tensione nei cicloalcani				
12	Nomenclatura di alcani e alcheni		32	Nomenclatura di alcani e alcheni				
13	Sostituzione radicalica degli alcani		33	Sostituzione radicalica degli alcani				
14	Addizione elettrofila agli alcheni		34	Alcani, cicloalcani e alcheni				
15	Conformazione e tensione nei cicloalcani		35	Sostituzione radicalica degli alcani				
16	Dieni coniugati e delocalizzazione		36	Alcani, cicloalcani e alcheni				
17	Struttura degli alcheni		37	Conformazione e tensione nei cicloalcani				
18	Addizione elettrofila agli alcheni		38	Addizione elettrofila agli alcheni				
19	Sostituzione radicalica degli alcani		39	Alcani, cicloalcani e alcheni				
20	Nomenclatura di alcani e alcheni		40	Conformazione e tensione nei cicloalcani				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta C

Il nome IUPAC si ottiene scegliendo la catena principale più lunga (4 atomi → “butano”) e numerando in modo da assegnare il locante (numero dell’atomo di carbonio) più basso al sostituito: il metile è sul C-2 → 2-metilbutano.

Perché le altre risposte sono errate:

A: “2-metilpropano” avrebbe solo 3 atomi nella catena principale.

B: numerazione sbagliata (metile su C-3).

D: “isobutano” è un nome comune, non IUPAC sistematico.

E: “1-metilpropano” implicherebbe catena di 3 atomi con metile sul C-1 (ridondante con “butano”).

Quiz 2 – Risposta INIZIAZIONE

La luce, in particolare quella ultravioletta (UV), fornisce l'energia necessaria per rompere un legame chimico e promuove la scissione **omolitica** X–X (es. Cl–Cl), generando radicali alogeno che avviano la catena radicalica: iniziazione → propagazione → terminazione.

Reazione a catena radicalica: È un tipo di reazione chimica che si auto-sostiene. Si divide in tre fasi principali:

1. **Iniziazione:** È la prima fase, in cui la scissione omolitica (innescata dalla luce) crea i radicali iniziali che danno il via alla reazione.
2. **Propagazione:** I radicali formati reagiscono con altre molecole neutre, generando nuovi radicali. Questa fase è ciclica e permette alla reazione di procedere a lungo. Ad esempio, un radicale cloro (Cl·) strappa un atomo di idrogeno da un alcano, formando acido cloridrico (HCl) e un nuovo radicale alchilico (R·), il quale a sua volta reagisce con un'altra molecola di Cl₂, rigenerando il radicale cloro e formando il prodotto finale (alogeno alchilico).
3. **Terminazione:** È l'ultima fase, in cui i radicali si combinano tra loro per formare molecole stabili, ponendo fine alla catena.

Quiz 3 – Risposta D

Negli alcani, più lunga è la catena, maggiori sono le forze di dispersione e più alta è la T_{eb}. La **ramificazione** riduce l'area di contatto e le interazioni di Van der Waals, abbassando la T_{eb} a parità di formula.

Perché le altre risposte sono errate:

A: la ramificazione in genere abbassa T_{eb}.

B: la lunghezza aumenta T_{eb}.

C: gli isomeri hanno T_{eb} diverse (dipende dalla forma).

E: gli alcani sono saturi senza doppi legami.

L'ordine di reattività decrescente è quindi: **alchene > alchino > alcano**.

Unità didattica 5 - Proprietà del carbonio e reattività dei composti organici, idrocarburi, alogenuri alchilici, idrocarburi aromatici e derivati

5.10 Idrocarburi aromatici: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biomedica. Il benzene e composti aromatici eterociclici (pirimidine) e policiclici (purine). Regola di Huckel. Cenni sulle reazioni dei composti derivati del benzene: sostituzione elettrofila aromatica. Effetto attivante e disattivante dei sostituenti. Tossicità dei composti aromatici.

1. Nei composti aromatici, il sistema ciclico planare con elettroni π delocalizzati deve rispettare la regola di _____.
2. Quale tra i seguenti è aromatico secondo la regola di Huckel ($4n+2 \pi$)?
 - A) Anione ciclopentadienile ($C_5H_5^-$)
 - B) Catione ciclopentadienile ($C_5H_5^+$)
 - C) Ciclobutadiene (C_4H_4) planare
 - D) Cicloottatetraene planare con 8π
 - E) Benzene dicatione ($C_6H_6^{2+}$)
5. Qual è il nome IUPAC corretto di $C_6H_5-CH_3$?
 - A) Benzenometano
 - B) Toluene
 - C) Metilcicloesatriene
 - D) Metilbenzene
 - E) Fenilmetano

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Parola mancante	HUCKEL	11	Effetti orientanti dei sostituenti		21	Effetti orientanti dei sostituenti	
2	Risposta multipla	A	12	Sostituzione elettrofila aromatica		22	Struttura e reattività degli aromatici	
3	Aromaticità e regola di Hückel		13	Aromaticità e regola di Hückel		23	Struttura e reattività degli aromatici	
4	Tossicità dei composti aromatici		14	Aromaticità e regola di Hückel		24	Aromaticità e regola di Hückel	
5	Risposta multipla	D	15	Effetti orientanti dei sostituenti				
6	Aromaticità e regola di Hückel		16	Struttura e reattività degli aromatici				
7	Effetti orientanti dei sostituenti		17	Tossicità dei composti aromatici				
8	Aromaticità e regola di Hückel		18	Aromaticità e regola di Hückel				
9	Aromaticità e regola di Hückel		19	Sostituzione elettrofila aromatica				
10	Struttura e reattività degli aromatici		20	Aromaticità e regola di Hückel				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta **HUCKEL**

La regola di Huckel è un criterio utilizzato in chimica organica per determinare se un composto ciclico e planare è **aromatico**.

Un composto è considerato aromatico se soddisfa i seguenti quattro criteri:

1. **È ciclico:** La molecola deve avere un anello.
2. **È planare:** Gli atomi dell'anello devono trovarsi su un unico piano.
3. **È coniugato:** Tutti gli atomi dell'anello devono avere un orbitale p non ibridato, che può partecipare a un sistema di elettroni delocalizzati.
4. **Soddisfa la regola di Huckel:** La molecola deve possedere un numero di elettroni π delocalizzati uguale a $4n+2$, dove n è un numero intero non negativo (0, 1, 2, 3, ecc.).

Se il numero di elettroni π è $4n$, il composto è considerato **anti-aromatico** e tende ad essere molto instabile.

Esempi di applicazione

- **Benzene:** Ha un anello di 6 atomi di carbonio. Ogni atomo di carbonio ha un orbitale p che partecipa al sistema coniugato. Il numero totale di elettroni π è 6. Se applichiamo la formula, $4n+2=6$, otteniamo $4n=4$, e quindi $n=1$. Poiché n è un numero intero, il benzene è un composto aromatico.
- **Ciclobutadiene:** Ha un anello di 4 atomi di carbonio. Il numero di elettroni π è 4. Se applichiamo la formula, $4n=4$, otteniamo $n=1$. Poiché il numero di elettroni è $4n$, il ciclobutadiene è considerato anti-aromatico e altamente reattivo.

Quiz 2 – Risposta **A**

$C_5H_5^-$ ha 6π ($n=1$) delocalizzati su un anello planare con centro di carica, soddisfacendo la regola " $4n+2$ ". È il prototipo di anione aromatico.

Perché le altre risposte sono errate:

B: $4\pi \rightarrow$ antiaromatico se planare.

C: $4\pi \rightarrow$ antiaromatico; in realtà si distorce.

D: $8\pi \rightarrow$ antiaromatico se rigidamente planare; il sistema reale è non planare.

E: rimuovere due e^- dal benzene rompe l'assetto aromatico.

Quiz 5 – Risposta **D**

Metilbenzene è la denominazione IUPAC sistematica; toluene è nome accettato (tradizionale).

Perché le altre risposte sono errate:

A, E: forme non preferite in IUPAC di base. **C:** improprio per una struttura aromatica.

Unità didattica 6 - I gruppi funzionali e isomerie: alcoli, fenoli, eteri, tioli e tioeteri; aldeidi e chetoni; acidi carbossilici e derivati, ammine e ammidi

6.1 Alcoli e tioli: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biologica.

6.2 Reazioni: disidratazione, ossidazione, sostituzione nucleofila. Etanolo. Fenolo e derivati: acidità del fenolo. Esempi di alcoli e tioli di rilevanza biologica. Eteri e tioeteri. Epossidi.

1. Quale affermazione sulle temperature di ebollizione degli alcoli è corretta (catene C_1-C_4 a pressione atmosferica)?
 - A) Sono inferiori agli alcani per minore polarità
 - B) Sono elevate rispetto agli alcani isoelettronici per legami a idrogeno
 - C) Sono identiche agli eteri isomerici
 - D) Non dipendono dalla ramificazione
 - E) Decrescono con l'aumento del numero di gruppi $-OH$

2. La disidratazione di un _____ terziario procede prevalentemente per meccanismo $E1$.

3. Il nome IUPAC corretto di $(CH_3)_2CH-CH_2-OH$ è:
 - A) 2-propanol-metile
 - B) 1-metil-2-etanolo
 - C) 1-propanolo-metile
 - D) alcol isobutilico
 - E) 2-metil-1-propanolo

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	B	11	Nomenclatura di alcoli, fenoli ed eteri		21	Acidità e reattività del fenolo	
2	Parola mancante	ALCOL	12	Ossidazione degli alcoli		22	Nomenclatura di alcoli, fenoli ed eteri	
3	Risposta multipla	E	13	Ossidazione degli alcoli		23	Ossidazione degli alcoli	
4	Sostituzione nucleofila negli alcoli		14	Epossidi e apertura dell'anello		24	Ossidazione degli alcoli	
5	Ossidazione degli alcoli		15	Alcoli, fenoli, eteri e tioli		25	Ossidazione degli alcoli	
6	Alcoli, fenoli, eteri e tioli		16	Alcoli, fenoli, eteri e tioli		26	Ossidazione degli alcoli	
7	Ossidazione degli alcoli		17	Alcoli, fenoli, eteri e tioli		27	Ossidazione degli alcoli	
8	Disidratazione degli alcoli		18	Eteri e tioeteri		28	Ossidazione degli alcoli	
9	Acidità e reattività del fenolo		19	Ossidazione degli alcoli		29	Tioli di rilevanza biologica	
10	Alcoli, fenoli, eteri e tioli		20	Acidità e reattività del fenolo				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta B

Gli alcoli formano legami intermolecolari a idrogeno (ponti H), innalzando significativamente i punti di ebollizione rispetto ad alcani/eteri di massa simile.

Perché le altre risposte sono errate:

A: gli alcoli sono notevolmente più polari degli alcani.

C: gli **eteri** non formano legami intermolecolari a idrogeno (ponti H), di conseguenza la temperatura di ebollizione è inferiore. L'ossigeno che caratterizza un etere possiede due doppietti elettronici liberi che potrebbe realizzare legami intermolecolari a idrogeno (e li realizza se in miscela con acqua), ma non possiede idrogeni da dare in un legame a idrogeno.

D: la ramificazione riduce le interazioni → tende ad abbassare la temperatura di ebollizione.

E: All'aumentare del numero di -OH aumentano i legami intermolecolari a idrogeno (ponti H) Alzando di conseguenza la temperatura di ebollizione

Quiz 2 – Risposta ALCOL

La disidratazione di un alcol terziario in ambiente acido **procede prevalentemente per meccanismo E1**. Il meccanismo avviene in due passaggi distinti:

- **Protonazione:** L'atomo di ossigeno del gruppo ossidrilico (-OH) accetta un protone (H^+) dall'acido, trasformandosi in un gruppo uscente migliore, l'acqua.
- **Formazione del carbocatione:** L'acqua si stacca dalla molecola, formando un **carbocatione terziario**, che è particolarmente stabile. Questa stabilità è il motivo per cui la reazione procede così facilmente.
- **Eliminazione:** Una base (solitamente la base coniugata dell'acido usato, ad esempio HSO_4^-) strappa un protone da un carbonio adiacente, portando alla formazione di un **doppio legame carbonio-carbonio** e rigenerando il catalizzatore acido.

A differenza degli alcoli secondari e primari, che richiedono temperature più elevate, gli alcoli terziari si disidratano facilmente a temperature relativamente basse (spesso intorno a 50 °C) a causa della maggiore stabilità del carbocatione terziario intermedio. La reazione segue la **regola di Zaitsev**, favorendo la formazione dell'alchene più sostituito e stabile

Quiz 3 – Risposta **E**

La formula condensata può essere sviluppata così: **(CH₃)₂CH-CH₂-OH**

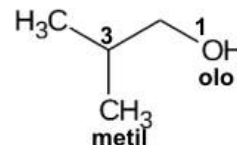
Ovvero: **CH₃-CH(CH₃)-CH₂-OH**

Che corrisponde alla figura qui accanto

Per assegnare il nome IUPAC si procede nel modo seguente:

1. Si sceglie la catena carboniosa più lunga contenente il gruppo -OH. La catena principale comprende tre atomi di carbonio, quindi il composto deriva dal propanolo.
2. La catena viene numerata partendo dall'estremità più vicina al gruppo -OH, che ha priorità nella numerazione. Il gruppo ossidrilico si trova quindi sul carbonio 1.
3. Sul carbonio 2 è presente un sostituito metile.

Il nome completo è pertanto **2-metil-1-propanolo**.



Unità didattica 6 - I gruppi funzionali e isomerie: alcoli, fenoli, eteri, tioli e tioeteri; aldeidi e chetoni; acidi carbossilici e derivati, ammine e ammidi

6.3 Ammine: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biomedica.

6.4 Basicità e nucleofilicità. Reazioni: alchilazione, formazione di sali. Nitrosammine. Colina e altri esempi di ammine di rilevanza biologica.

1. Perché, in generale, le ammine alchiliche sono più basiche dell'anilina in acqua?

- A) Il doppietto su N dell'anilina è delocalizzato nel sistema aromatico, quindi meno disponibile alla protonazione rispetto alle ammine alchiliche
- B) Perché l'anilina ha sempre tre gruppi alchilici elettron-donatori
- C) Perché le ammine alchiliche non possono essere protonate
- D) Perché gli alogenuri arilici aumentano la basicità dell'anilina
- E) Perché l'anilina è priva di doppietto libero su N

2. Un'ammina primaria reagisce con un'aldeide/chetone formando una _____ (base di Schiff).

4. Quale affermazione sull'alchilazione delle ammine con alogenuro alchilico è corretta?

- A) Si ferma sempre alla secondaria
- B) Procede via radicali benzinilici
- C) In eccesso di alogenuro tende alla sovrалchilazione fino all'ammonio quaternario
- D) Non avviene mai con ioduri alchilici
- E) Con substrati primari non passa per SN2

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	A	11	Formazione di immine	21	Struttura e proprietà dell'urea		
2	Parola mancante	IMMINA	12	Struttura e reattività delle ammine	22	Struttura e proprietà dell'urea		
3	Alchilazione e sali di ammonio		13	Ammine di rilevanza biologica	23	Struttura e proprietà dell'urea		
4	Risposta multipla	C	14	Nomenclatura delle ammine	24	Struttura e proprietà dell'urea		
5	Nitrosammine		15	Struttura e proprietà dell'urea				
6	Basicità delle ammine		16	Struttura e proprietà dell'urea				
7	Struttura e reattività delle ammine		17	Struttura e proprietà dell'urea				
8	Basicità delle ammine		18	Struttura e proprietà dell'urea				
9	Ammine di rilevanza biologica		19	Struttura e proprietà dell'urea				
10	Nomenclatura delle ammine		20	Struttura e proprietà dell'urea				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta corretta A

La risonanza dell'anilina delocalizza il doppietto dell'azoto nel π dell'anello, diminuendo la basicità (minor disponibilità del doppietto per H^+). Nelle ammine alchiliche il doppietto resta localizzato e spesso è rafforzato da effetti +I alchilici.

Perché le altre risposte sono errate:

B: L'anilina è primaria (un arile + 2 H), non "sempre trialchilata".

C: Le ammine alchiliche **si** protonano ($\rightarrow$ ammonio).

D: "Alogenuri arilici" non c'entrano con la basicità dell'anilina.

E: L'anilina ha un doppietto su N.

Quiz 2 – Risposta IMMINA

Un'IMMINA è un composto organico che contiene il gruppo funzionale $C=N$ (doppio legame tra un atomo di carbonio e un atomo di azoto). L'atomo di azoto può essere legato a un atomo di idrogeno (immina primaria) o a un gruppo alchilico/arilico (immina secondaria).

Una base di Schiff è un'immina secondaria, ovvero un'immina in cui l'atomo di azoto del gruppo $C=N$ è legato a un gruppo alchilico (R') o arilico (Ar) e non a un atomo di idrogeno. In altre parole, una base di Schiff è un'N-alchilimmina o un'N-arilimmina.

Le immine ($R_2C=NH$ o $R_2C=NR'$) nascono da condensazione ammina primaria + carbonile via carbinolammina e disidratazione (catalisi acida blanda). Sono intermedi chiave nell'aminazione riduttiva (riduzione selettiva a ammine).

Le basi di Schiff si formano tipicamente attraverso una reazione di condensazione tra un'ammina primaria e un'aldeide o un chetone, con la perdita di una molecola d'acqua.

Reazione generale: $R-C(=O)-R' + H_2N-R'' \rightarrow R-C(=N-R'')-R' + H_2O$
 (Aldeide/Chetone) + (Ammina primaria) $\rightarrow$ (Base di Schiff) + (Acqua)

Quiz 4 – Risposta corretta C

Le ammine sono **nucleofili**: con **RX** (specie primari/benzilici/allelici) reagiscono **SN2** e, senza controllo stechiometrico, portano a **R₄N⁺** (sovrilchilazione).

Perché le altre risposte sono errate:

A: Non "si ferma" spontaneamente.

B: È una SN2, non radicalica.

D: Gli ioduri sono ottimi substrati SN2.

E: I primari sono i migliori per SN2.

Unità didattica 6 - I gruppi funzionali e isomerie: alcoli, fenoli, eteri, tioli e tioeteri; aldeidi e chetoni; acidi carbossilici e derivati, ammine e ammidi

6.5 Aldeidi e Chetoni: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biologica. Reazioni: ossidazione, riduzione, addizione nucleofila, condensazione aldolica. Emiacetali ed emichetali, acetali e chetali, immine o basi di Schiff. Proprietà dell'idrogeno in alfa al carbonile. Tautomeria cheto-enolica e sua importanza biologica (urato, citosina e fosfoenolpiruvato). Chinoni ed idrochinoni: ubiquinone e suo ruolo come trasportatore di elettroni.

1. Quale è l'ordine decrescente dei punti di ebollizione (stessa massa molare approssimata) è in media corretto?
A) aldeide > alcol > etere > chetone > alcano
B) alcano > etere > chetone > aldeide > alcol
C) chetone $\approx$ aldeide > alcol > etere > alcano
D) alcol > chetone $\approx$ aldeide > etere > alcano
E) etere > alcol > chetone > alcano > aldeide
2. L'atomo di carbonio carbonilico di un'aldeide è un centro fortemente elettrofilo perché il doppio legame C=O è polarizzato verso l'_____.
3. A parità di condizioni, quale specie è più reattiva verso addizione nucleofila al carbonile?
A) chetone
B) aldeide
C) estere
D) amide
E) acido carbossilico

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	D	16	Tautomeria cheto-enolica		31	Condensazione aldolica	
2	Parola mancante	OSSIGENO	17	Tautomeria cheto-enolica		32	Aldeidi e chetoni	
3	Risposta multipla	B	18	Acidità dell'idrogeno in alfa ed enolati		33	Tautomeria cheto-enolica	
4	Reattività del gruppo carbonilico		19	Tautomeria cheto-enolica		34	Aldeidi e chetoni	
5	Reattività del gruppo carbonilico		20	Tautomeria cheto-enolica		35	Chinoni e idrochinoni	
6	Aldeidi e chetoni		21	Tautomeria cheto-enolica		36	Condensazione aldolica	
7	Aldeidi e chetoni		22	Tautomeria cheto-enolica		37	Chinoni e idrochinoni	
8	Aldeidi e chetoni		23	Tautomeria cheto-enolica		38	Chinoni e idrochinoni	
9	Aldeidi e chetoni		24	Tautomeria cheto-enolica		39	Condensazione aldolica	
10	Emiacetali, acetali ed emichetali		25	Tautomeria cheto-enolica		40	Chinoni e idrochinoni	
11	Emiacetali, acetali ed emichetali		26	Aldeidi e chetoni		41	Chinoni e idrochinoni	
12	Emiacetali, acetali ed emichetali		27	Tautomeria cheto-enolica		42	Condensazione aldolica	
13	Emiacetali, acetali ed emichetali		28	Tautomeria cheto-enolica		43	Chinoni e idrochinoni	
14	Reattività del gruppo carbonilico		29	Acidità dell'idrogeno in alfa ed enolati		44	Tautomeria cheto-enolica	
15	Proprietà fisiche di aldeidi e chetoni		30	Condensazione aldolica				

CENNI TEORICI

La **TAUTOMERIA CHETO-ENOLICA** è un tipo di isomeria strutturale in cui due isomeri, chiamati **TAUTOMERI**, coesistono in un equilibrio dinamico. I due tautomeri in questione sono la forma **chetonica** (o aldeidica) e la forma **enolica**.

La **Tautomeria**: è un fenomeno che riguarda molecole con la stessa formula molecolare ma differente distribuzione degli atomi. A differenza delle forme di risonanza, che sono solo rappresentazioni teoriche di una singola molecola, i tautomeri sono molecole reali e distinte che si interconvertono continuamente.

- **Forma chetonica/aldeidica**: contiene un gruppo carbonilico ($C=O$).
- **Forma enolica**: contiene un doppio legame carbonio-carbonio ($C=C$) e un gruppo idrossilico (OH) legati a uno dei carboni del doppio legame. Il nome "enolo" deriva proprio dalla fusione di "ene" (che indica un doppio legame) e "olo" (che indica un alcol).

L'interconversione tra la forma chetonica e quella enolica avviene attraverso lo spostamento di un atomo di idrogeno (protone) e lo spostamento di un legame doppio. In generale, l'equilibrio è fortemente spostato verso la forma chetonica, che è più stabile.

Stabilità della forma chetonica: La maggiore stabilità della forma chetonica è dovuta all'elevata energia del legame $C=O$, che è più forte del legame $C=C$ e del legame $C-H$ presenti nella forma enolica.

Eccezioni: Esistono casi in cui la forma enolica è più stabile. Il caso più noto è quello dei **fenoli**, dove la forma enolica è stabilizzata dall'aromaticità, che andrebbe persa nella forma chetonica.

Meccanismo di interconversione

L'equilibrio cheto-enolica è catalizzato sia dagli acidi che dalle basi.

➤ Catalisi acida:

1. L'atomo di ossigeno del gruppo carbonilico viene protonato da un acido.
2. L'intermedio protonato perde un protone dal carbonio in posizione alfa (quello adiacente al carbonile), formando il doppio legame $C=C$ e rigenerando il catalizzatore acido.
3. Il risultato è la forma enolica.

➤ Catalisi basica:

1. Una base forte estrae un protone dal carbonio in posizione alfa, formando uno ione **enolato** (un anione). Questo ione è stabilizzato per risonanza.
2. L'enolato può essere protonato: se viene protonato sull'ossigeno, si forma l'enolo; se viene protonato sul carbonio alfa, si riforma il chetone di partenza.

Reattività

La tautomeria cheto-enolica è fondamentale in molte reazioni organiche, come la **condensazione aldolica**. La forma enolica, e in particolare l'anione enolato, è un nucleofilo molto reattivo che può attaccare il carbonio elettrofilo di un altro gruppo carbonilico, portando alla formazione di un nuovo legame carbonio-carbonio.

La tautomeria cheto-enolica è cruciale in diverse vie metaboliche, come la **glicolisi**. Un esempio lampante è la conversione del **fosfoenolpiruvato** (PEP) in piruvato. Il PEP è la forma enolica, ma la reazione finale della glicolisi porta alla formazione del piruvato nella sua forma chetonica, più stabile. Questa interconversione catalizzata da un enzima (la piruvato chinasi) libera una grande quantità di energia che viene utilizzata per produrre ATP. Un altro caso rilevante riguarda il fruttosio, un chetoso che, tramite la tautomeria cheto-enolica, può essere convertito in glucosio (un aldoso), permettendo così al corpo di utilizzare entrambi gli zuccheri nella glicolisi.

Nelle molecole di **DNA** e **RNA**, le basi azotate (adenina, guanina, citosina, timina/uracile) sono presenti principalmente nella loro forma **chetonica** (anche detta **lattamica** nel caso di basi come la timina e la guanina). Questa è la forma più stabile e che permette il corretto appaiamento delle basi (A con T, C con G) durante la replicazione e la trascrizione del DNA.

Tuttavia, queste basi possono occasionalmente esistere nelle loro forme **enoliche** (o **lattimiche**) o **iminiche** (nel caso di adenina e citosina). Queste forme rare, pur essendo transitorie, possono causare degli **errori di appaiamento** che portano a **mutazioni puntiformi**. Ad esempio, la guanina nella sua forma enolica può appaiarsi con la timina invece che con la citosina, portando a un'alterazione della sequenza genetica. Questo fenomeno è una delle cause spontanee di mutazione.

Le lettere greche alfa (α), beta (β), gamma (γ), ecc., sono utilizzate come un sistema di nomenclatura comune per descrivere la posizione degli atomi di carbonio rispetto a un **gruppo funzionale**.

- **Carbonio Alfa (α):** È il primo atomo di carbonio direttamente legato al carbonio del gruppo funzionale. Gli idrogeni legati a questo carbonio sono chiamati **idrogeni alfa**.
- **Carbonio Beta (β):** È il secondo atomo di carbonio, legato direttamente al carbonio alfa.

La numerazione prosegue lungo la catena con le lettere successive dell'alfabeto greco.

Il concetto di "carbonio alfa" è assolutamente cruciale per la tautomeria e per gran parte della reattività dei composti carbonilici (aldeidi e chetoni).

Il motivo è che gli **idrogeni legati al carbonio alfa** (idrogeni alfa) sono debolmente **acidi**. Questa acidità, insolita per un legame C-H, è dovuta a due fattori:

1. **Effetto Induttivo:** Il gruppo carbonilico (C=O) è fortemente elettrone-attrattore e polarizza il legame C α -H, indebolendolo e facilitando la rimozione del protone (H⁺) da parte di una base.
2. **Stabilizzazione per Risonanza:** Una volta che il protone viene rimosso, si forma un anione chiamato **ione enolato**. Questo anione è straordinariamente stabile perché la carica negativa non rimane localizzata sul carbonio alfa, ma viene **delocalizzata per risonanza** sull'atomo di ossigeno, che è più elettronegativo e quindi più "a suo agio" nel sostenere una carica negativa.

È proprio la formazione di questo intermedio enolato stabile che permette l'interconversione tra la forma chetonica e quella enolica, specialmente nella catalisi basica.

Prendiamo come esempio il **butanone** (un chetone):



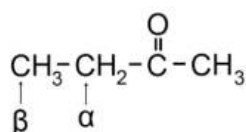
- **Carbonio Carbonilico:** È il C numero 2, quello con il doppio legame all'ossigeno.
- **Carboni Alfa (α):** Sono i carboni direttamente legati al carbonio carbonilico, ovvero il C1 (a sinistra) e il C3 (a destra). Gli idrogeni su questi due carboni sono gli idrogeni alfa.
- **Carbonio Beta (β):** È il carbonio legato al C3, ovvero il C4.

Esempi biologicamente rilevanti

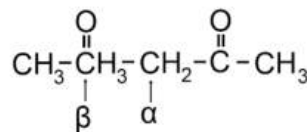
Un esempio è rappresentato dall'**URATO**, la base coniugata dell'acido urico. A causa della presenza di più gruppi carbonilici e di diversi atomi di azoto, l'acido urico e lo ione urato possono esistere in varie forme tautomeriche. Lo spostamento di protoni tra gli atomi di azoto e di ossigeno può determinare l'interconversione tra forme **chetoniche** o **lattamiche** e forme **enoliche** o **lattimiche**. In questo caso, quindi, la tautomeria è più complessa della semplice coppia chetone-enolo osservata nei comuni composti carbonilici.

Anche la **CITOSINA** può partecipare a equilibri tautomerici. La forma prevalente nelle condizioni biologiche è la forma **ammino-chetonica**, necessaria per il corretto appaiamento con la guanina. La citosina può tuttavia assumere raramente una forma **enolica** o **lattimica**, attraverso lo spostamento di un protone dall'azoto all'ossigeno e la contemporanea ridistribuzione dei doppi legami. Può inoltre formarsi un raro tautomero **iminico**, che deriva da una tautomeria ammino-iminica e non propriamente cheto-enolica. Queste forme minoritarie modificano la disposizione dei gruppi donatori e accettori di legami a idrogeno e possono quindi favorire appaiamenti anomali durante la replicazione del DNA.

Il **FOSFOENOLPIRUVATO**, o PEP, costituisce un esempio particolarmente importante dal punto di vista energetico. Esso non è semplicemente l'enolo libero del piruvato, ma il suo **enol-fosfato**, nel quale il gruppo fosfato è legato all'ossigeno della forma enolica. Durante l'ultima reazione della glicolisi, la piruvato chinasi catalizza il trasferimento del gruppo fosfato dal PEP all'ADP, formando ATP e inizialmente la forma enolica o enolata del piruvato. Questa forma viene quindi protonata e si converte nella forma chetonica del piruvato, molto più stabile. La forte tendenza alla formazione del tautomero chetonico contribuisce a rendere la reazione complessivamente molto favorevole e sostanzialmente irreversibile nelle condizioni cellulari.



Chetone



β -dichetone

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta D

- **Alcoli:** possiedono un gruppo -OH che permette la formazione di **legami a idrogeno** intermolecolari. Questi legami sono molto forti e richiedono una maggiore energia termica per essere rotti, portando a un punto di ebollizione più elevato.
- **Chetoni e Aldeidi:** contengono un gruppo carbonilico (C=O), che è polare. Ciò crea forti **interazioni dipolo-dipolo** tra le molecole. Sebbene queste interazioni siano significative, sono meno forti dei legami a idrogeno degli alcoli, e quindi i punti di ebollizione sono inferiori. Tra chetoni e aldeidi, i punti di ebollizione sono generalmente molto simili, da cui la notazione '≈'.
- **Eteri:** possiedono un legame C-O-C polare, ma la sua polarità è meno accessibile per interazioni intermolecolari efficaci rispetto al gruppo carbonilico. Non possono formare legami a idrogeno intermolecolari tra di loro (sebbene possano accettare legami a idrogeno da altre molecole). Pertanto, le **interazioni dipolo-dipolo** sono più deboli rispetto a quelle di chetoni e aldeidi.
- **Alcani:** sono composti apolari e le uniche forze intermolecolari presenti sono le deboli **forze di dispersione di London** (dovute alla fluttuazione temporanea della densità elettronica). Queste forze richiedono la minima energia per essere superate, e di conseguenza gli alcani hanno il punto di ebollizione più basso tra le classi di composti menzionate.

Quiz 2 – Risposta OSSIGENO

L'**ossigeno**, più elettronegativo, polarizza C=O (δ^+ su C), rendendo il **carbonio** suscettibile all'attacco dei nucleofili.

Quiz 3 – Risposta B

L'addizione nucleofila è una reazione in cui un nucleofilo (una specie ricca di elettroni) attacca il carbonio del gruppo carbonilico (C=O), che è elettrofilo (povero di elettroni). La reattività di una specie carbonilica verso l'addizione nucleofila dipende da due fattori principali:

- **Ingombro sterico:** Minore è l'ingombro sterico intorno al carbonio carbonilico, più facile è per un nucleofilo avvicinarsi e attaccare. Le aldeidi hanno almeno un atomo di idrogeno legato al carbonio carbonilico, il che le rende meno ingombrate stericamente rispetto ai chetoni, che hanno due gruppi alchilici o arilici.
- **Elettrofilicità del carbonio carbonilico:** Maggiore è la carica parziale positiva (δ^+) sul carbonio carbonilico, più forte è l'attrazione per il nucleofilo. L'elettrofilicità è influenzata dalla natura dei gruppi legati al carbonile. Gruppi che ritirano elettroni per risonanza o per effetto induttivo aumentano l'elettrofilicità e, di conseguenza, la reattività. Al contrario, gruppi che donano elettroni la diminuiscono.

Le aldeidi hanno un atomo di idrogeno e un gruppo R legati al carbonio carbonilico. L'idrogeno è molto piccolo, riducendo al minimo l'ingombro sterico. Inoltre, l'effetto induttivo di un solo gruppo alchilico (rispetto ai due nei chetoni) è minore, lasciando il carbonio carbonilico più elettrofilo. Per queste ragioni, le aldeidi sono le specie più reattive in questa lista.

Perché le altre risposte sono errate:

A: Chetoni: I chetoni hanno due gruppi R legati al carbonio carbonilico. L'ingombro sterico è maggiore rispetto alle aldeidi, e i due gruppi alchilici donano elettroni per effetto induttivo, rendendo il carbonio carbonilico meno elettrofilo. Per questo motivo, i chetoni sono meno reattivi delle aldeidi.

C, D, E: Queste molecole sono derivati degli acidi carbossilici e sono significativamente meno reattive delle aldeidi e dei chetoni. Il motivo principale è la presenza di un atomo con un doppietto elettronico non condiviso (ossigeno per gli esteri, azoto per le amidi, ossigeno per gli acidi carbossilici) legato al carbonio carbonilico. Questo doppietto può essere donato per risonanza, ridistribuendo la carica parziale positiva sul carbonio carbonilico e rendendolo molto meno elettrofilo. La stabilità del prodotto di risonanza riduce drasticamente la reattività verso l'addizione nucleofila.

La reattività degli acidi carbossilici e delle amidi è ancora più bassa a causa della delocalizzazione del doppietto elettronico sull'ossigeno o sull'azoto, che riduce ulteriormente l'elettrofilicità del carbonio carbonilico.

Unità didattica 6 - I gruppi funzionali e isomerie: alcoli, fenoli, eteri, tioli e tioeteri; aldeidi e chetoni; acidi carbossilici e derivati, ammine e ammidi

6.6 Acidi carbossilici e loro derivati di interesse biologico (anidridi, esteri e tioesteri, ammidi, acilfosfati): struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche, acidità. Reazioni con esempi biologici: salificazione, decarbossilazione, sostituzione nucleofila acilica; esterificazione di Fischer; idrolisi degli esteri e transesterificazione; condensazione di Claisen di esteri e tioesteri. Formazione dei lattoni. Decarbossilazione dei chetoacidi. Idrolisi delle ammidi

1. Quale motivo spiega perché gli acidi carbossilici sono più acidi degli alcoli a parità di catena?
 - A) La base coniugata è stabilizzata per risonanza (carbossilato)
 - B) L'alcol ha un effetto -I maggiore del carbossile
 - C) Il legame O-H è sempre più debole negli acidi che negli alcoli per definizione
 - D) Gli acidi carbossilici non formano mai legami a idrogeno
 - E) Il gruppo carbonile riduce la polarità del legame O-H
2. In nomenclatura IUPAC, il sale di Na dell'acido etanoico si chiama _____ di sodio.
6. Perché gli acidi carbossilici hanno una temperatura di ebollizione più alta delle aldeidi/chetoni di massa simile?
 - A) Sono sempre aromatici
 - B) L'idrogeno legato al carbonile non è acido
 - C) Gli acidi non formano legami a idrogeno
 - D) Le aldeidi hanno massa sempre maggiore
 - E) Le interazioni dovute ai **dimeri** rendono più alto il punto di ebollizione

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	A	26	Ammidi e loro idrolisi		51	Acidità degli acidi carbossilici	
2	Parola mancante	ETANOATO	27	Acidi carbossilici e derivati		52	Idrolisi degli esteri	
3	Sostituzione nucleofila acilica		28	Acidi carbossilici e derivati		53	Idrolisi degli esteri	
4	Acidi carbossilici e derivati		29	Reattività dei derivati degli acidi carbossilici		54	Esterificazione di Fischer	
5	Acidi carbossilici e derivati		30	Acidi carbossilici e derivati		55	Ammidi e loro idrolisi	
6	Risposta multipla	E	31	Acidi carbossilici e derivati		56	Esterificazione di Fischer	
7	Nomenclatura degli acidi carbossilici e derivati		32	Reattività dei derivati degli acidi carbossilici		57	Condensazione di Claisen	
8	Acidità degli acidi carbossilici		33	Ammidi e loro idrolisi		58	Condensazione di Claisen	
9	Nomenclatura degli acidi carbossilici e derivati		34	Reattività dei derivati degli acidi carbossilici		59	Condensazione di Claisen	
10	Ammidi e loro idrolisi		35	Acidi carbossilici e derivati		60	Condensazione di Claisen	
11	Reattività dei derivati degli acidi carbossilici		36	Ammidi e loro idrolisi		61	Condensazione di Claisen	
12	Nomenclatura degli acidi carbossilici e derivati		37	Acidi carbossilici e derivati		62	Condensazione di Claisen	
13	Acidità degli acidi carbossilici		38	Acidità degli acidi carbossilici		63	Condensazione di Claisen	
14	Acidi carbossilici e derivati		39	Acidi carbossilici e derivati		64	Formazione dei lattoni	
15	Idrolisi degli esteri		40	Reattività dei derivati degli acidi carbossilici		65	Esterificazione di Fischer	
16	Acidi carbossilici e derivati		41	Reattività dei derivati degli acidi carbossilici		66	Formazione dei lattoni	
17	Acidi carbossilici e derivati		42	Ammidi e loro idrolisi		67	Esterificazione di Fischer	
18	Idrolisi degli esteri		43	Idrolisi degli esteri		68	Formazione dei lattoni	
19	Acidità degli acidi carbossilici		44	Acidi carbossilici e derivati		69	Formazione dei lattoni	
20	Nomenclatura degli acidi carbossilici e derivati		45	Ammidi e loro idrolisi		70	Acidi carbossilici e derivati	
21	Ammidi e loro idrolisi		46	Esterificazione di Fischer		71	Decarbossilazione dei chetoacidi	
22	Acidi carbossilici e derivati		47	Esterificazione di Fischer		72	Acidi carbossilici e derivati	
23	Acidi carbossilici e derivati		48	Idrolisi degli esteri		73	Formazione dei lattoni	
24	Acidi carbossilici e derivati		49	Esterificazione di Fischer		74	Esterificazione di Fischer	
25	Nomenclatura degli acidi carbossilici e derivati		50	Idrolisi degli esteri		75	Decarbossilazione dei chetoacidi	

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
76	Decarbossilazione dei chetoacidi		91	Acidi carbossilici e derivati		106	Acidi carbossilici e derivati	
77	Decarbossilazione dei chetoacidi		92	Acidi carbossilici e derivati		107	Reattività dei derivati degli acidi carbossilici	
78	Decarbossilazione dei chetoacidi		93	Acidi carbossilici e derivati		108	Acidi carbossilici e derivati	
79	Decarbossilazione dei chetoacidi		94	Idrolisi degli esteri		109	Reattività dei derivati degli acidi carbossilici	
80	Acidi carbossilici e derivati		95	Ammidi e loro idrolisi		110	Reattività dei derivati degli acidi carbossilici	
81	Decarbossilazione dei chetoacidi		96	Ammidi e loro idrolisi		111	Acidi carbossilici e derivati	
82	Ammidi e loro idrolisi		97	Ammidi e loro idrolisi		112	Acidi carbossilici e derivati	
83	Acidi carbossilici e derivati		98	Ammidi e loro idrolisi		113	Reattività dei derivati degli acidi carbossilici	
84	Ammidi e loro idrolisi		99	Acidi carbossilici e derivati		114	Reattività dei derivati degli acidi carbossilici	
85	Ammidi e loro idrolisi		100	Idrolisi degli esteri				
86	Idrolisi degli esteri		101	Acidi carbossilici e derivati				
87	Idrolisi degli esteri		102	Reattività dei derivati degli acidi carbossilici				
88	Ammidi e loro idrolisi		103	Acidi carbossilici e derivati				
89	Idrolisi degli esteri		104	Acidi carbossilici e derivati				
90	Idrolisi degli esteri		105	Acidi carbossilici e derivati				

CENNI TEORICI

L'**ACILE** (o gruppo acilico) è un residuo (o gruppo funzionale) derivato da un acido organico, in particolare un acido carbossilico, a cui è stato tolto il gruppo ossidrilico (-OH). È caratterizzato dalla presenza di un gruppo carbonilico ($>C=O$) e di una catena di atomi di carbonio che era legata al gruppo -OH nell'acido originario. Il termine "acile" deriva da "acido", indicando che è una parte di un acido.

La **SOSTITUZIONE NUCLEOFILA ACILICA** è una reazione fondamentale in chimica organica, tipica dei derivati degli acidi carbossilici. In questa reazione, un **gruppo uscente** legato a un carbonio acilico viene sostituito da un **nucleofilo** (Nu^-).

La reazione avviene in due fasi:

1. **Addizione del nucleofilo:** Il nucleofilo attacca il carbonio acilico (parzialmente positivo) del derivato acido, formando un intermedio tetraedrico. In questa fase, il legame π del gruppo carbonilico si rompe e gli elettroni si spostano sull'ossigeno.
2. **Eliminazione del gruppo uscente:** L'ossigeno, ora carico negativamente, riforma il doppio legame con il carbonio acilico. Questo fa sì che il gruppo uscente si stacchi, ripristinando la geometria planare del gruppo carbonilico.

Reattività dei derivati degli acidi carbossilici

La velocità con cui avviene la sostituzione nucleofila acilica dipende dalla capacità del gruppo uscente di lasciare la molecola, che è correlata alla sua basicità.

➤ Più il gruppo uscente è una base debole, più la reazione è veloce.

➤ Più il gruppo uscente è una base forte, più la reazione è lenta.

Questo spiega la seguente sequenza di reattività: Cloruri acilici > Anidridi > Esteri > Ammidi

Il cloruro Cl^- è una base molto debole, quindi i cloruri acilici sono i più reattivi. Al contrario, il gruppo ammidico NH_2^- è una base molto forte, rendendo le ammidi i derivati meno reattivi.

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta corretta **A**

La forza di un acido è determinata dalla stabilità della sua base coniugata una volta che l'acido ha perso un protone H^+ . Un acido è più forte se la sua base coniugata è più stabile.

Quando un acido carbossilico $R-COOH$ perde un protone, forma uno ione carbossilato $R-COO^-$. La carica negativa di questo ione non è localizzata su un singolo atomo di ossigeno, ma viene delocalizzata e distribuita in modo uniforme su entrambi gli atomi di ossigeno tramite **risonanza**. Questo rende lo ione carbossilato molto stabile.

Al contrario, quando un alcol $R-OH$ perde un protone, forma uno ione alcolato $R-O^-$. La carica negativa di questo ione è localizzata unicamente sull'atomo di ossigeno, rendendolo meno stabile rispetto allo ione carbossilato.

Poiché lo ione carbossilato è più stabile dello ione alcolato, l'acido carbossilico ha una maggiore tendenza a dissociarsi e a cedere un protone, rendendolo un acido più forte rispetto a un alcol.

Perché le altre risposte sono errate:

B: Il gruppo carbonilico $C=O$ presente negli acidi carbossilici esercita un forte **effetto induttivo di attrazione di elettroni** ($-I$) che aiuta a stabilizzare la carica negativa della base coniugata. Gli alcoli non hanno un gruppo simile, e pertanto il loro effetto induttivo è meno pronunciato. L'effetto $-I$ del gruppo carbonilico aumenta l'acidità, non la diminuisce.

C: Questa affermazione non è precisa e non è il motivo fondamentale. Sebbene il legame $O-H$ negli acidi carbossilici sia in effetti più polarizzato (e quindi "indebolito") dall'effetto induttivo del gruppo carbonilico, la ragione principale dell'acidità è la **stabilità della base coniugata** dovuta alla risonanza. Il confronto della forza del legame da solo non spiega completamente la differenza di acidità.

D: Questa affermazione è falsa. Gli acidi carbossilici formano **forti legami a idrogeno**, sia con molecole di acqua che tra di loro (spesso formando dimeri). Questa è la ragione per cui hanno punti di ebollizione più alti rispetto ad altri composti organici di massa molecolare simile.

E: Questa affermazione è l'esatto contrario di ciò che accade realmente e descrive in modo errato l'influenza del gruppo carbonilico. Effetto Induttivo: Il gruppo carbonilico ($C=O$) è un forte gruppo elettron-attrattore a

causa dell'elevata elettronegatività dell'atomo di ossigeno. Attraverso l'effetto induttivo (-I), il carbonile "tira" verso di sé la densità elettronica dei legami vicini, inclusa quella del legame O-H del gruppo ossidrilico. Conseguenza sulla Polarità e Acidità: Questa sottrazione di elettroni rende il legame O-H più polarizzato (e quindi più debole), non meno. L'atomo di idrogeno diventa più parzialmente positivo (δ^+) e può essere ceduto più facilmente come protone. Di conseguenza, la presenza del gruppo carbonile aumenta notevolmente l'acidità, non la diminuisce.

Quiz 2 – Risposta **ETANOATO**

La nomenclatura IUPAC prevede **etanoato** di sodio mentre nella nomenclatura tradizionale diremmo che il sale di sodio dell'acido acetico si chiama acetato di sodio.

Quiz 6 – Risposta corretta **E**

A parità di massa, la differenza non la fa il peso, ma la forza e la specificità delle interazioni intermolecolari. Gli acidi carbossilici ($R-COOH$) bollono più in alto di aldeidi e chetoni di massa simile perché, nelle fasi condensate (liquido) e anche in fase gassosa a certe condizioni, tendono ad associarsi in dimeri ciclici stabilizzati da due legami a idrogeno $O-H \cdots O=C$. Questa "stretta di mano a due mani" raddoppia l'interazione rispetto a una singola H-bond: la coesione tra molecole cresce molto, la pressione di vapore si abbassa e di conseguenza la temperatura di ebollizione sale.

Perché le altre risposte sono errate:

A: Molti acidi carbossilici sono **alifatici** (acido acetico, propionico, butirrico...). L'aromaticità riguarda anelli π delocalizzati (es. acido benzoico), non è una proprietà universale né è il fattore che determina il punto di ebollizione.

B: L'idrogeno "acido" negli acidi carbossilici è quello dell'**-OH**, non "legato al carbonile". E comunque l'acidità (pK_a in soluzione) non è ciò che governa la temperatura di ebollizione di un composto puro: la ebollizione dipende dalla forza delle interazioni intermolecolari, non da quanto facilmente la molecola doni H^+ in acqua.

C: È il contrario: gli acidi carbossilici formano efficacemente legami idrogeno (H-bond), proprio perché possiedono donatore (O-H) e accettore (C=O). Questa è la ragione principale della loro auto-associazione (dimeri) e dell'elevato punto di ebollizione.

D: Falso in generale. La massa **varia con la struttura**: esistono coppie con masse **simili** in cui gli acidi **bollono comunque più in alto**. La massa da sola non spiega la tendenza osservata.

L'enolo generato dal processo concertato si tautomerizza spontaneamente al chetone più stabile, spesso via un rapido scambio protico. Questa tappa non richiede condizioni drastiche: è guidata dalla maggiore stabilità del legame C=O rispetto al doppio C=C e completa il quadro energeticamente favorevole insieme al rilascio di CO_2 .

Unità didattica 7 Amminoacidi e proteine, carboidrati, lipidi, nucleotidi, polinucleotidi e acidi nucleici

7.1 Amminoacidi: Struttura, nomenclatura e nomi abbreviati. Classificazione in base alla catena laterale e alle sue proprietà. Identificazione e caratteristiche delle catene laterali degli amminoacidi proteici. Stereochimica degli amminoacidi e rappresentazione secondo la convenzione di Fischer. Proprietà acido-base degli amminoacidi e punto isoelettrico. Amminoacidi essenziali e non essenziali.

1. Qual è la definizione corretta di α -amminoacido proteico?

- A) Possiede un carbonio α legato a $-\text{NH}_2$, $-\text{COOH}$, H e una catena laterale R.
- B) Presenta il gruppo amminico sul carbonio β .
- C) Contiene sempre zolfo nella catena laterale.
- D) È sempre aromatico.
- E) È sempre carico positivamente a pH 7,4.

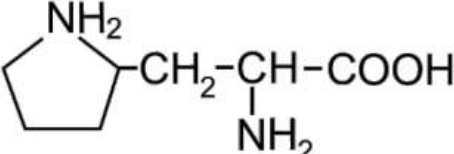
2. A pH fisiologico (~7,4) la specie predominante di un α -amminoacido è lo _____.

3. Quale abbinamento tra nome, sigla a tre lettere e ad una lettera è corretto?

- A) Tirosina = Tyr = W
- B) Fenilalanina = Phe = F
- C) Triptofano = Trp = Y
- D) Lisina = Lys = L
- E) Aspartato = Asn = D

Altri quiz nel [volume completo](#)

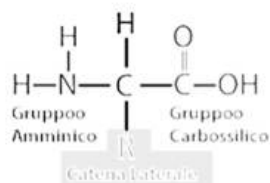
Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	A	18	Amminoacidi essenziali e non essenziali		35	Classificazione delle catene laterali	
2	Parola mancante	ZWITTERIO NE	19	Proprietà acido-base e punto isoelettrico		36	Classificazione delle catene laterali	
3	Risposta multipla	B	20	Classificazione delle catene laterali		37	Classificazione delle catene laterali	
4	Proprietà acido-base e punto isoelettrico		21	Struttura e classificazione degli		38	Classificazione delle catene laterali	
5	Stereochimica degli amminoacidi		22	Stereochimica degli amminoacidi		39	Classificazione delle catene laterali	
6	Caratteristiche degli amminoacidi proteici		23	Stereochimica degli amminoacidi		40	Classificazione delle catene laterali	
7	Classificazione delle catene laterali		24	Nomenclatura e abbreviazioni degli		41	Classificazione delle catene laterali	
8	Classificazione delle catene laterali		25	Classificazione delle catene laterali		42	Classificazione delle catene laterali	
9	Classificazione delle catene laterali		26	Caratteristiche degli amminoacidi proteici		43	Classificazione delle catene laterali	
10	Stereochimica degli amminoacidi		27	Proprietà acido-base e punto isoelettrico		44	Classificazione delle catene laterali	
11	Caratteristiche degli amminoacidi proteici		28	Struttura e classificazione degli		45	Classificazione delle catene laterali	
12	Struttura e classificazione degli amminoacidi		29	Classificazione delle catene laterali		46	Stereochimica degli amminoacidi	
13	Classificazione delle catene laterali		30	Amminoacidi essenziali e non essenziali		47	Struttura e classificazione degli amminoacidi	
14	Proprietà acido-base e punto isoelettrico		31	Proprietà acido-base e punto isoelettrico		48	Classificazione delle catene laterali	
15	Stereochimica degli amminoacidi		32	Struttura e classificazione degli		49	Proprietà acido-base e punto isoelettrico	
16	Classificazione delle catene laterali		33	Stereochimica degli amminoacidi		50	Proprietà acido-base e punto isoelettrico	
17	Stereochimica degli amminoacidi		34	Classificazione delle catene laterali				

Amminoacidi NON POLARI		
Glicina -Gly-	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	Non presenta chiralità in C2
Alanina -Ala-	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	
Valina -Val- ESSENZIALE	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	Amminoacido ramificato
Prolina -Pro-		
Leucina -Leu- ESSENZIALE	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH} \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{NH}_2 \end{array}$	Amminoacido ramificato
Isoleucina -Ile- ESSENZIALE	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \quad \quad \\ \quad \quad \text{NH}_2 \end{array}$	Amminoacido ramificato secondo carbonio chirale in C3
Metionina -Met- ESSENZIALE	$\text{CH}_3-\text{S}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH} \\ \quad \quad \quad \\ \quad \quad \quad \text{NH}_2$	Amminoacido solforato

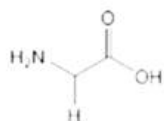
Amminoacidi POLARI NON CARICHI		
Serina -Ser-	$\text{HO}-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	
Treonina -Thr- ESSENZIALE	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH} \end{array}$	È presente un secondo carbonio chirale in C3
Cisteina -Cys-	$\text{SH}-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	Amminoacido solforato
Asparagina -Asn-	$\text{NH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{ }{\text{C}}}-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	È presente una ammide nella catena
Glutammina -Gln-	$\text{NH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{ }{\text{C}}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	È presente una ammide nella catena
Fenilalanina -Phe- ESSENZIALE	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	
Tirosina -Tyr-	$\text{HO}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	
Triptofano -Trp- ESSENZIALE	$\text{Indole}-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	

Amminoacidi CARICHI POSITIVI	
Lisina -Lys- ESSENZIALE	$\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$
Arginina -Arg-	$\text{NH}_2\text{-C(=NH)-NH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$
Istidina -His- ESSENZIALE Durante l'accrescimento	$\text{Imidazole ring-CH}_2\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$

Amminoacidi CARICHI NEGATIVI	
Acido aspartico -Asp-	$\text{HOOC-CH}_2\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$
Acido glutammico -Glu-	$\text{HOOC-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$

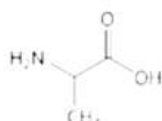


STRUTTURA GENERALE

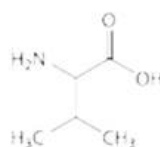


GLICINA

No chirale
(no stereocentro)

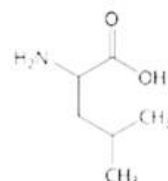


ALANINA



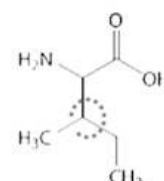
VALINA

Essenziale



LEUCINA

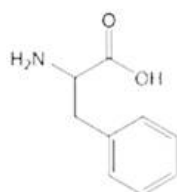
Essenziale



ISOLEUCINA

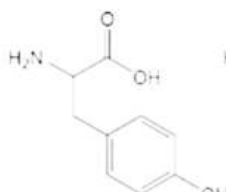
Essenziale

Secondo
stereocentro

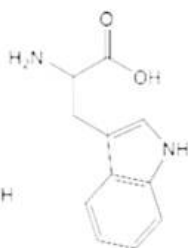


FENILALANINA

Essenziale

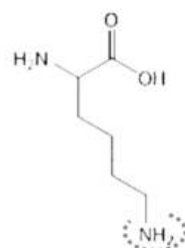


TIROSINA



TRIPTOFANO

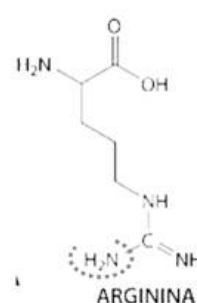
Essenziale



LISINA

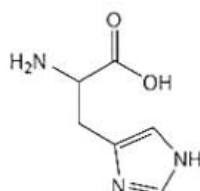
Essenziale

Seconda ammina



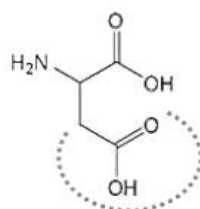
ARGININA

Seconda ammina



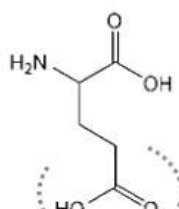
ISTIDINA

Essenziale
durante
l'accrescimento



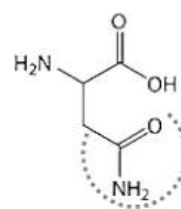
ACIDO ASPARTICO

Secondo
carbossile



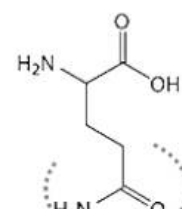
ACIDO GLUTAMMICO

Secondo
carbossile



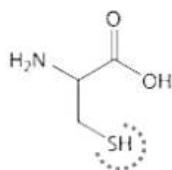
ASPARAGINA

Ammide



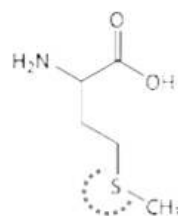
GLUTAMMINA

Ammide



CISTEINA

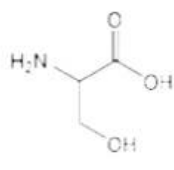
Solforato



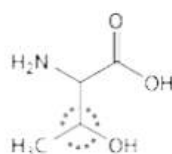
METIONINA

Solforato

Essenziale



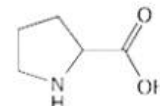
SERINA



TREONINA

Essenziale

Secondo
stereocentro



PROLINA

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta corretta A

Gli α -amminoacidi sono le unità costitutive delle proteine. La loro struttura fondamentale è definita dalla presenza di un atomo di carbonio centrale, detto **carbonio α** , che è legato a quattro gruppi distinti:

1. Un **gruppo amminico** ($-\text{NH}_2$)
2. Un **gruppo carbossilico** ($-\text{COOH}$)
3. Un atomo di **idrogeno** (H)
4. Una **catena laterale R**, che è l'unico gruppo variabile tra i 20 amminoacidi proteici e ne determina le specifiche proprietà chimiche.

Questa configurazione spiega sia il comportamento acido-base caratteristico (forma zwitterionica a pH fisiologico) sia la propensione a formare legami peptidici (condensazione $-\text{COOH}/-\text{NH}_2$) e, più in generale, l'ampia diversità funzionale delle proteine. Per questi motivi la definizione A è la più precisa e completa.

Perché le altre risposte sono errate:

B: La lettera greca " α " in α -amminoacido indica che il gruppo amminico ($-\text{NH}_2$) e il gruppo carbossilico ($-\text{COOH}$) sono legati allo stesso atomo di carbonio (il carbonio α). Se il gruppo amminico si trovasse sul carbonio successivo (il carbonio β), si tratterebbe di un β -amminoacido, una classe di composti che non sono i costituenti standard delle proteine.

C: Solo due dei 20 amminoacidi proteici contengono zolfo nella loro catena laterale: la cisteina (tiolo, $-\text{SH}$) e la metionina (tioetere). La stragrande maggioranza degli altri amminoacidi non ne possiede.

D: Solo tre amminoacidi proteici sono aromatici, ovvero contengono un anello benzenico: la fenilalanina, la tirosina e il triptofano. La maggior parte degli amminoacidi non ha questa caratteristica.

E: Il comportamento di carica di un amminoacido dipende dal suo punto isoelettrico (pI) e dal pH del mezzo circostante. A pH fisiologico (circa 7,4), la maggior parte degli amminoacidi proteici si trova in forma di zwitterione, che è neutra. Possono esserci amminoacidi carichi positivamente (come lisina o arginina) o negativamente (come aspartato o glutammato), ma non è una caratteristica universale per tutti gli amminoacidi.

Quiz 2 – Risposta ZWITTERIONE

Gli amminoacidi possiedono sia un gruppo acido ($-\text{COOH}$) che un gruppo basico ($-\text{NH}_2$). A pH neutro o fisiologico, questi gruppi si ionizzano:

- Il gruppo carbossilico ($-\text{COOH}$) cede il suo protone, diventando un anione carbossilato ($-\text{COO}^-$).
- Il gruppo amminico ($-\text{NH}_2$) accetta un protone, diventando un catione amminico protonato ($-\text{NH}_3^+$).

La molecola complessiva, pur avendo una carica positiva e una negativa, è **elettricamente neutra**. Questa specie molecolare, che possiede cariche opposte ma una carica netta uguale a zero, è definita **zwitterione**.

Il nome deriva dal tedesco *Zwitter*, che significa "ibrido" o "ermafrodita", proprio a indicare la sua doppia natura ionica.

%

Nota (pI e dipendenza dal pH)

La forma zwitterionica è prevalente vicino al punto isoelettrico (pI), ossia il pH in cui la carica netta media è zero e la mobilità elettroforetica si annulla.

Per gli α -amminoacidi senza gruppi ionizzabili nella catena laterale, il pI è approssimativamente $(\text{pK}_{\text{a,COOH}} + \text{pK}_{\text{a,NH}_3^+})/2$ (tipicamente ~5,5–6,5).

A pH fisiologico (~7,4) la forma zwitterionica resta largamente dominante; la carica netta esatta può però discostarsi lievemente da zero e dipende dalla distanza da pI e dall'eventuale presenza di gruppi ionizzabili in R (Asp, Glu, Lys, Arg, His, Tyr, Cys).

Quiz 3 – Risposta corretta B

abbinamento corretto è **Fenilalanina = Phe**. Questo amminoacido è caratterizzato dalla presenza di un anello benzenico legato alla catena laterale, che lo rende aromatico.

Perché le altre risposte sono errate:

A: L'abbreviazione a una lettera per la **Tirosina** è **Y**. La lettera **W** è l'abbreviazione per il **Triptofano**.

C: L'abbreviazione a una lettera per il **Triptofano** è **W**. La lettera **Y** è l'abbreviazione per la **Tirosina**.

D: L'abbreviazione a una lettera per la **Lisina** è **K**. La lettera **L** è l'abbreviazione per la **Leucina**. Il motivo di questa scelta è storico e legato alla necessità di distinguere la Lisina dalla Leucina.

E: L'abbreviazione a tre lettere per l'**Aspartato** è **Asp**, mentre **Asn** è l'abbreviazione per l'**Asparagina**.

Unità didattica 7 Amminoacidi e proteine, carboidrati, lipidi, nucleotidi, polinucleotidi e acidi nucleici

7.2 Il legame peptidico e la sua formazione dalla reazione di un amminoacido esterificato con il gruppo amminico di un altro amminoacido. Caratteristiche del legame peptidico.

Definizione dei livelli strutturali delle proteine: struttura primaria, secondaria, terziaria e quaternaria. Interazioni deboli e ponti disolfuro.

1. La formazione del legame peptidico tra due amminoacidi avviene per condensazione tra quale coppia di gruppi funzionali, con eliminazione di acqua?
 - A) Il gruppo amminico di entrambi gli amminoacidi
 - B) Il gruppo carbossilico dell'amminoacido 1 e il gruppo amminico dell'amminoacido 2
 - C) Due gruppi carbossilici adiacenti
 - D) Due catene laterali polari qualsiasi
 - E) Il gruppo carbossilico e il gruppo carbossamidico della stessa molecola

2. Il legame peptidico mostra carattere di doppio legame parziale per effetto della _____.

3. Quale affermazione sulla geometria del legame peptidico è corretta?
 - A) È liberamente rotabile intorno al legame C—N
 - B) È planare e di solito adotta la configurazione trans
 - C) L'azoto peptidico è costantemente protonato a pH fisiologico
 - D) La forma cis è sempre favorita per minimizzare ingombri sterici
 - E) La planarità dipende esclusivamente dalle catene laterali

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	B	7	Legame peptidico		13	Livelli strutturali delle proteine	
2	Parola mancante	RISONANZA	8	Ponti disolfuro		14	Ponti disolfuro	
3	Risposta multipla	B	9	Peptidi e struttura proteica		15	Livelli strutturali delle proteine	
4	Peptidi e struttura proteica		10	Peptidi e struttura proteica		16	Interazioni stabilizzanti nelle proteine	
5	Ponti disolfuro		11	Peptidi e struttura proteica				
6	Peptidi e struttura proteica		12	Legame peptidico				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta corretta B

La reazione di condensazione coinvolge il gruppo carbossilico ($-\text{COOH}$) del primo amminoacido e il gruppo amminico ($-\text{NH}_2$) del secondo; si forma un legame ammidico (peptidico) $-\text{CO}-\text{NH}-$ e si libera H_2O . All'interno di una cellula, dove avviene la proteinogenesi, la reazione è resa possibile e direzionata dall'energia dei legami attivati (tRNA aminoacilati) e dalla catalisi del centro peptidiltransferasico del ribosoma.

Perché le altre risposte sono errate:

A: due gruppi amminici non formano direttamente un'amide.

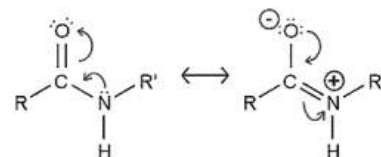
C: due carbossili non reagiscono tra loro in queste condizioni; darebbero un'anidride, non un peptide.

D: le catene laterali possono partecipare a reazioni diverse, non alla formazione canonica del legame peptidico.

E: "carbossammidico" è proprio il gruppo risultante dopo la condensazione, non il reagente.

Quiz 2 – Risposta RISONANZA

La risonanza tra il doppietto dell'azoto e il carbonile del gruppo $-\text{CONH}-$ delocalizza la densità elettronica sul legame $\text{C}-\text{N}$, conferendo carattere di doppio legame parziale. Questo rende il gruppo peptidico planare, limita la rotazione intorno al $\text{C}-\text{N}$ e stabilizza la catena principale delle proteine.



Quiz 3 – Risposta corretta B

Il gruppo peptidico ($\text{C}_\alpha-\text{C}(=\text{O})-\text{N}-\text{H}-\text{C}_\alpha$) è approssimativamente planare per il carattere di doppio legame parziale del $\text{C}-\text{N}$; la forma trans minimizza gli urti sterici tra C_α adiacenti ed è quindi la più comune, tranne che in alcuni legami X-Proline, dove la cis è relativamente più frequente.

Nota: "X-Proline" (spesso scritto X-Pro) è solo una scorciatoia per dire: il legame peptidico in cui l'amminoacido che precede (X) è qualunque residuo e quello che segue è la prolina. Quindi si sta parlando del legame tra il carbonile di X e l'azoto ammidico della prolina. Con la Prolina la forma cis del legame peptidico è relativamente più frequente (tipicamente ~5-10% nelle proteine), perché la differenza sterica tra trans e cis è meno marcata.

Perché le altre risposte sono errate:

A: la rotazione $\text{C}-\text{N}$ è fortemente limitata.

C: l'azoto peptidico non è costantemente protonato a pH fisiologico.

D: la cis è generalmente sfavorita per ingombro.

E: la planarità è intrinseca al gruppo peptidico per risonanza, non dipende solo dalle catene laterali.

Unità didattica 7 Amminoacidi e proteine, carboidrati, lipidi, nucleotidi, polinucleotidi e acidi nucleici

7.3 Carboidrati: struttura, nomenclatura e stereochimica dei carboidrati. Monosaccaridi: isomeri, epimeri, anomeri e tautomeri. Ciclizzazione dei monosaccaridi. Mutarotazione. Reazioni dei monosaccaridi: ossidazione, riduzione, reazione di Maillard e prodotti di Amadori, condensazione. Il legame glicosidico. Disaccaridi. Oligosaccaridi e loro derivati. Amminozuccheri. Polisaccaridi: omopolisaccaridi (amido, cellulosa, glicogeno) ed eteropolisaccaridi (glicosamminoglicani).

1. Che cosa sono gli epimeri, nel contesto dei monosaccaridi?

- A) Isomeri di funzione che differiscono per il gruppo carbonilico (aldeide vs chetone)
- B) Stereoisomeri che differiscono solo per la configurazione a un centro stereogenico (non anomero)
- C) Isomeri costituzionali che differiscono per lo scheletro carbonioso
- D) Enantiomeri, immagini speculari non sovrapponibili
- E) Tautomeri che interconvertono via enediolo

2. Quale definizione di anomeri è corretta?

- A) Diastereoisomeri che differiscono per uno qualunque dei centri chirali
- B) Isomeri in equilibrio per tautomeria cheto-enolica
- C) Stereoisomeri che differiscono solo per la configurazione al carbonio anomero
- D) Isomeri che differiscono per la lunghezza della catena
- E) Enantiomeri con potere rotatorio opposto

3. Nella ciclizzazione degli aldosi a 6 atomi, l'anello risultante (glucosio, mannoso, ecc.) è un _____.

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	B	16	Legame glicosidico e disaccaridi		31	Reazione di Maillard e prodotti di Amadori	
2	Risposta multipla	C	17	Legame glicosidico e disaccaridi		32	Reazione di Maillard e prodotti di Amadori	
3	Parola mancante	PIRANOSIO	18	Polisaccaridi		33	Reazione di Maillard e prodotti di Amadori	
4	Stereochimica dei monosaccaridi		19	Polisaccaridi		34	Reazione di Maillard e prodotti di Amadori	
5	Stereochimica dei monosaccaridi		20	Stereochimica dei monosaccaridi		35	Reazione di Maillard e prodotti di Amadori	
6	Struttura e reattività dei carboidrati		21	Legame glicosidico e disaccaridi		36	Reazione di Maillard e prodotti di Amadori	
7	Ciclizzazione e mutarotazione		22	Legame glicosidico e disaccaridi		37	Reazione di Maillard e prodotti di Amadori	
8	Ciclizzazione e mutarotazione		23	Legame glicosidico e disaccaridi		38	Reazione di Maillard e prodotti di Amadori	
9	Struttura e reattività dei carboidrati		24	Legame glicosidico e disaccaridi		39	Legame glicosidico e disaccaridi	
10	Legame glicosidico e disaccaridi		25	Polisaccaridi		40	Reazione di Maillard e prodotti di Amadori	
11	Struttura e reattività dei carboidrati		26	Reazioni dei monosaccaridi				
12	Ciclizzazione e mutarotazione		27	Legame glicosidico e disaccaridi				
13	Reazioni dei monosaccaridi		28	Ciclizzazione e mutarotazione				
14	Stereochimica dei monosaccaridi		29	Struttura e reattività dei carboidrati				
15	Struttura e reattività dei carboidrati		30	Reazione di Maillard e prodotti di Amadori				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta corretta B

Gli **epimeri** sono una coppia di **diastereoisomeri** che differiscono per la configurazione **a un solo** centro stereogenico (diverso dall'anomerico). Esempi classici sono **D-glucosio/D-mannosio** (epimeri al C2) e **D-glucosio/D-galattosio** (epimeri al C4). La distinzione è fondamentale per riconoscere relazioni stereochemiche tra zuccheri con stessa formula ma diversa disposizione spaziale.

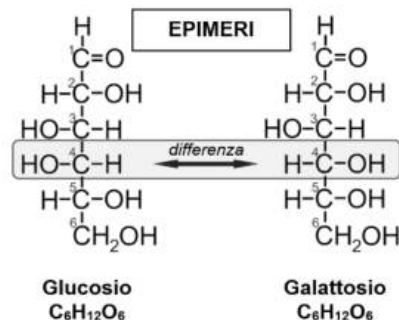
Perché le altre risposte sono errate:

A: Questi sono **isomeri funzionali**, non epimeri. Un esempio comune è la coppia glucosio (un aldosesoso, con un gruppo aldeidico) e fruttosio (un chetosesoso, con un gruppo chetonico). Entrambi hanno la stessa formula chimica ($C_6H_{12}O_6$), ma gruppi funzionali diversi.

C: Questi sono **isomeri di catena** o **isomeri strutturali**. Hanno la stessa formula molecolare ma una diversa connettività degli atomi, cioè un diverso scheletro carbonioso. Questo tipo di isomeria è meno comune nei monosaccaridi semplici.

D: Gli **enantiomeri** sono immagini speculari l'uno dell'altro. Ad esempio, il D-glucosio e l'L-glucosio sono enantiomeri. Differiscono nella configurazione di *tutti* i loro centri stereogenici, non solo uno come negli epimeri.

E: I **tautomeri** sono isomeri che si interconvertono rapidamente. Nel contesto degli zuccheri, la tautomeria cheto-enolica permette l'interconversione tra un aldoso e un chetoso (come glucosio e fruttosio) in soluzione basica, attraverso un intermedio enediolico. Questo è un processo di isomerizzazione, ma non definisce cosa siano gli epimeri.



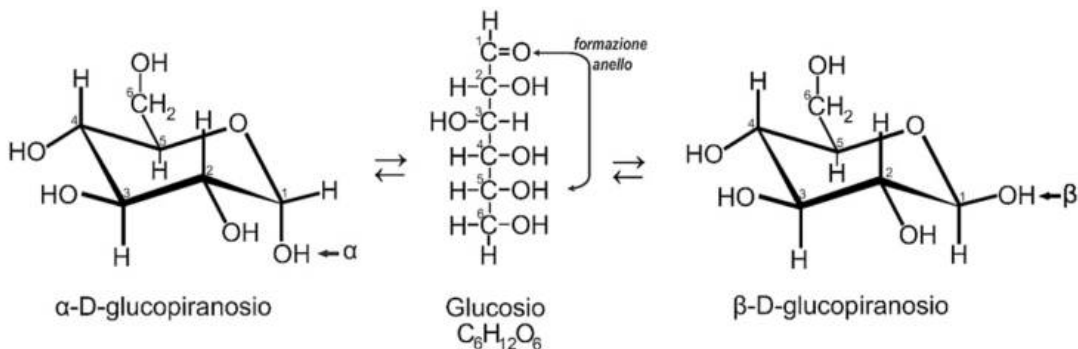
Quiz 2 – Risposta corretta C

Quando un monosaccaride a catena aperta si chiude per formare un anello (un processo chiamato ciclizzazione), il carbonio carbonilico (che faceva parte del gruppo aldeidico o chetonico) diventa un nuovo centro chirale. Questo nuovo centro chirale è chiamato **carbonio anomero**.

A seconda dell'orientamento del gruppo ossidrilico (-OH) su questo carbonio anomero, si formano due diversi stereoisomeri:

- **Anomero α (alfa):** Nelle proiezioni di Haworth per gli zuccheri della serie D, il gruppo -OH sul carbonio anomero è rivolto verso il basso (trans rispetto al gruppo -CH₂OH).
- **Anomero β (beta):** Nelle proiezioni di Haworth per gli zuccheri della serie D, il gruppo -OH sul carbonio anomero è rivolto verso l'alto (cis rispetto al gruppo -CH₂OH).

Questi due isomeri, α e β, sono anomeri.



Perché le altre risposte sono errate:

A: Questa definizione è troppo generica. Sebbene gli anomeri siano un tipo di diastereoisomeri, questa opzione descrive più in generale gli **epimeri**, che sono diastereoisomeri che differiscono per la configurazione di un solo centro chirale *qualsiasi* (non specificamente quello anomero).

B: la **tautomeria**, descrive l'equilibrio tra la forma chetonica e la forma enolica di una molecola. Nei carboidrati, permette l'interconversione tra un aldoso e un chetoso (ad esempio, tra glucosio e fruttosio). Non definisce gli anomeri, anche se la forma a catena aperta, che è in equilibrio con le forme cicliche (anomeri), può subire tautomeria.

D: Questi non sono isomeri nel senso stretto del termine, poiché avrebbero formule molecolari diverse. Molecole come un pentoso e un esoso sono semplicemente zuccheri diversi, non isomeri l'uno dell'altro.

E: Gli **enantiomeri** sono stereoisomeri che sono immagini speculari non sovrapponibili. Differiscono nella configurazione di *tutti* i loro centri chirali. Ad esempio, il D-glucosio e l'L-glucosio sono enantiomeri. Gli anomeri α e β , invece, sono diastereoisomeri, non enantiomeri.

Quiz 3 – Risposta **PIRANOSIO**

I monosaccaridi con 5 o 6 atomi di carbonio (come il glucosio, il mannosio, il galattosio, ecc.) non esistono prevalentemente nella loro forma a catena lineare quando sono in soluzione. Questa forma è energeticamente sfavorevole. Le molecole tendono a ripiegarsi su se stesse per raggiungere una configurazione più stabile. La stabilità si ottiene attraverso una reazione intramolecolare (cioè, all'interno della stessa molecola) tra due gruppi funzionali presenti nello zucchero:

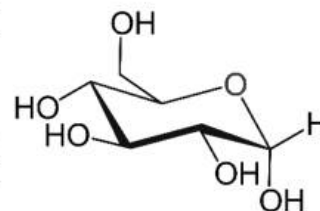
- Il gruppo aldeidico (sul carbonio 1, C1).
- Un gruppo ossidrilico (-OH) di uno degli altri atomi di carbonio.

Questa reazione è una formazione di emiacetale ciclico.

Negli aldosesi (zuccheri a 6 atomi di carbonio con un gruppo aldeidico), la reazione più favorevole avviene tra il gruppo aldeidico (C1) e il gruppo ossidrilico del carbonio 5 (C5). Per gli aldosesi, la forma piranosa nasce dalla ciclizzazione C1-OH(C5), mentre la forma furanosa deriva da C1-OH(C4). Per i chetosesi (es. fruttosio, carbonile in C2): piranosio da C2-OH(C6) e furanosio da C2-OH(C5). In entrambi i casi si forma un (emi)acetale e il nuovo carbonio anomero (α/β).

Il risultato è un anello a 6 termini (5 atomi di carbonio e 1 atomo di ossigeno). Il carbonio 6 (C6) rimane fuori dall'anello come gruppo -CH₂OH.

Analogia con il Pirano: Questo anello a 6 termini, con 5 atomi di carbonio e 1 di ossigeno, è strutturalmente simile a un composto eterociclico chiamato pirano. Per questa somiglianza strutturale, la forma ciclica a 6 atomi di uno zucchero viene chiamata piranosio. Ad esempio, la forma ciclica del glucosio è il glucopiranosio, quella del mannosio è il mannopiranosio, e così via.



Per completezza vediamo i **Furanosi**:

È importante notare che, sebbene meno stabile per gli aldosesi, è possibile anche la formazione di un anello a 5 termini. Questo avviene quando il gruppo aldeidico (C1) reagisce con l'ossidrilico del carbonio 4 (C4). Un anello a 5 termini è detto furanosio, per la sua somiglianza con il composto furano. Questa forma è più comune, ad esempio, nel fruttosio (un chetoesoso) e nel ribosio (un aldopentoso).

Unità didattica 7 Amminoacidi e proteine, carboidrati, lipidi, nucleotidi, polinucleotidi e acidi nucleici

7.4 Acidi grassi saturi e insaturi: struttura, nomenclatura, proprietà fisiche e reazioni. I trigliceridi e le loro funzioni: oli e grassi. Lipidi complessi: glicerofosfolipidi, sfingolipidi, glicolipidi. Colesterolo e cenni sui suoi derivati di interesse biologico (ormoni steroidei, acidi biliari e vitamina D)

1. Nella nomenclatura degli acidi grassi, "C18:1 Δ 9 cis" indica:
 - A) Un acido grasso con 18 atomi di carbonio, **una** insaturazione al carbonio 9 in configurazione **cis**
 - B) Un acido grasso con 18 atomi di carbonio, **una** insaturazione al carbonio 9 in configurazione **trans**
 - C) Un acido grasso con 18 atomi di carbonio, **due** doppi legami alle posizioni 9 e 12
 - D) Un acido grasso saturo a 18 atomi di carbonio
 - E) Un acido grasso essenziale n-3

2. Gli acidi grassi che l'uomo deve introdurre con la dieta perché non possiede le desaturasi adeguate sono detti _____.

3. Quale affermazione distingue correttamente oli e grassi?
 - A) Gli oli sono trigliceridi con prevalenza di acidi grassi **insaturi** e risultano **liquidi** a 20 °C
 - B) Gli oli sono trigliceridi con acidi grassi corti e sono solidi a 20 °C
 - C) I grassi sono trigliceridi con molti doppi legami e sono fluidi a 20 °C
 - D) Oli e grassi non differiscono per composizione di acidi grassi
 - E) Gli oli sono sempre n-3, i grassi sempre n-6

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	A	11	Triacilgliceroli, oli e grassi		21	Triacilgliceroli, oli e grassi	
2	Parola mancante	ESSENZIALI	12	Saponificazione dei triacilgliceroli		22	Struttura e proprietà dei lipidi	
3	Risposta multipla	A	13	Acidi grassi saturi e insaturi		23	Acidi grassi saturi e insaturi	
4	Triacilgliceroli, oli e grassi		14	Struttura e proprietà dei lipidi		24	Triacilgliceroli, oli e grassi	
5	Triacilgliceroli, oli e grassi		15	Triacilgliceroli, oli e grassi		25	Acidi grassi saturi e insaturi	
6	Triacilgliceroli, oli e grassi		16	Acidi grassi saturi e insaturi		26	Acidi grassi saturi e insaturi	
7	Triacilgliceroli, oli e grassi		17	Triacilgliceroli, oli e grassi		27	Colesterolo e derivati biologici	
8	Acidi grassi saturi e insaturi		18	Acidi grassi saturi e insaturi				
9	Triacilgliceroli, oli e grassi		19	Colesterolo e derivati biologici				
10	Acidi grassi saturi e insaturi		20	Triacilgliceroli, oli e grassi				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta corretta A

La nomenclatura degli acidi grassi, in particolare quella usata in questo quiz, segue un formato standard:

C:n Δx (stereoisomeria). Analizziamo i singoli componenti:

- **C18**: indica che la catena di carboni dell'acido grasso è composta da 18 atomi di carbonio. Questo numero include anche il carbonio del gruppo carbossilico.
- **1**: questo numero indica che c'è un solo doppio legame presente nella molecola, il che la rende un acido grasso monoinsaturo. Se ci fossero più insaturazioni, questo numero cambierebbe di conseguenza.
- **Δ9**: il simbolo greco Δ (delta) seguito da un numero indica la posizione del primo atomo di carbonio di ogni doppio legame. In questo caso, il doppio legame inizia al carbonio 9, contando dal carbonio carbossilico (C1).
- **cis**: indica la configurazione geometrica del doppio legame. Nella configurazione cis, i due atomi di idrogeno legati ai carboni del doppio legame si trovano dallo stesso lato del legame. Questo provoca una curvatura nella catena, che è una caratteristica distintiva di molti acidi grassi insaturi biologicamente rilevanti, come l'acido oleico.

L'acido oleico, ad esempio, è proprio un acido grasso con questa formula: C18:1 Δ9 cis.

Perché le altre risposte sono errate:

B: La nomenclatura specifica "cis", non "trans". Nella configurazione **trans**, gli atomi di idrogeno si trovano su lati opposti del doppio legame, il che permette alla catena di rimanere relativamente dritta.

C: La nomenclatura indica un solo doppio legame ("1"), non due. Due doppi legami sarebbero indicati con "C18:2", come nell'acido linoleico (C18:2 Δ9,12).

D: L'acido grasso è **insaturo** (ha un doppio legame), come indicato dal numero "1". Un acido grasso saturo non avrebbe doppi legami. L'acido stearico (C18:0) sarebbe l'equivalente saturo.

E) **Un acido grasso essenziale n-3**. Falso. Il simbolo "Δ9" indica la posizione del doppio legame contando dal gruppo carbossilico. La nomenclatura "n-3" (o "omega-3") indica invece che il primo doppio legame si trova al terzo atomo di carbonio, contando dall'estremità metilica (CH3). L'acido oleico, essendo un C18:1 Δ9, è un acido grasso n-9.

Quiz 2 – Risposta ESSENZIALI

Gli acidi grassi che l'uomo deve introdurre con la dieta perché non possiede gli enzimi desaturasi necessari per la loro sintesi sono detti ESSENZIALI.

Gli acidi grassi essenziali sono una categoria di acidi grassi polinsaturi che il corpo umano non è in grado di sintetizzare da solo, e che quindi devono essere ottenuti attraverso l'alimentazione. La ragione di questa incapacità è che gli esseri umani non possiedono le desaturasi necessarie per creare doppi legami in posizioni specifiche della catena, in particolare al di là del carbonio 9, a partire dall'estremità metilica.

Gli acidi grassi essenziali più noti sono:

➤ **Acido linoleico** (ω -6)

➤ **Acido α -linolenico** (ω -3)

Questi due acidi grassi sono precursori di altri acidi grassi a catena più lunga, come l'acido arachidonico, l'EPA (acido eicosapentaenoico) e il DHA (acido docosaesaenoico), che svolgono ruoli cruciali nel corpo, come la regolazione della fluidità delle membrane cellulari, la sintesi di eicosanoidi (molecole di segnalazione) e lo sviluppo del cervello.

Sono essenziali perché i mammiferi non inseriscono doppi legami oltre $\Delta 9$ a partire dall'estremità carbossilica: non possiamo quindi sintetizzare acido linoleico (C18:2 n-6) e α -linolenico (C18:3 n-3).

Quiz 3 – Risposta corretta A

La differenza fondamentale è che i trigliceridi sono il nome chimico di un tipo specifico di molecola lipidica composta da glicerolo e tre acidi grassi, mentre gli oli sono una forma fisica dei trigliceridi, caratterizzati dall'essere liquidi a temperatura ambiente perché i loro acidi grassi sono prevalentemente insaturi. In breve, tutti gli oli contengono trigliceridi, ma non tutti i trigliceridi sono oli (alcuni sono grassi solidi).

Oli: Sono trigliceridi che contengono una percentuale più alta di acidi grassi insaturi (con uno o più doppi legami). I doppi legami in configurazione *cis* creano delle curvature nella catena idrocarburica, che impediscono alle molecole di impacchettarsi in modo compatto. Questa minore densità di impacchettamento riduce le forze di Van der Waals tra le molecole, abbassando il punto di fusione. Per questo motivo, gli oli sono liquidi a temperatura ambiente. Esempi comuni sono l'olio d'oliva e l'olio di girasole.

Grassi: Sono trigliceridi che contengono una percentuale più alta di acidi grassi saturi (privi di doppi legami). Le catene sature sono lineari e possono impacchettarsi in modo molto compatto. Questa impacchettatura ottimale massimizza le interazioni tra le molecole, aumentando il punto di fusione. Per questo, i grassi sono solidi a temperatura ambiente. Esempi comuni sono il burro, il lardo e il sego.

Perché le altre risposte sono errate:

B: Gli oli sono liquidi e contengono prevalentemente acidi grassi insaturi, che possono avere catene lunghe.

C: Questa descrizione si applica agli oli. I grassi hanno pochi doppi legami (o nessuno) e sono solidi.

D: La differenza principale tra i due sta proprio nel diverso rapporto tra acidi grassi saturi e insaturi.

E: Sebbene molti oli vegetali siano ricchi di acidi grassi n-6 (come l'acido linoleico nell'olio di mais) e alcuni oli (come l'olio di lino) siano ricchi di acidi grassi n-3, questa non è una regola universale. Ad esempio, l'olio d'oliva è ricco di acido oleico (n-9), e il sego (un grasso solido) contiene acidi grassi saturi e n-9, non n-6. La classificazione n-3 o n-6 si riferisce alla posizione del primo doppio legame dall'estremità metilica.

Unità didattica 7 Amminoacidi e proteine, carboidrati, lipidi, nucleotidi, polinucleotidi e acidi nucleici

7.5 Basi azotate, nucleosidi e nucleotidi: struttura, nomenclatura. Importanza biologica dell'ATP. I dinucleotidi nelle reazioni di ossido-riduzione biologiche (NAD⁺/NADH, FAD/FADH₂).

7.6 Il legame fosfodiester e la struttura degli acidi nucleici: DNA e RNA.

1. Quale definizione di nucleoside è corretta?

- A) Base azotata + uno o più gruppi fosfato
- B) Solo base azotata
- C) Base azotata + zucchero (ribosio o deossiribosio) legati da legame N-glicosidico
- D) Zucchero + fosfato senza base
- E) Base azotata + zucchero + fosfato

2. Il nucleotide è un nucleoside più un gruppo _____.

3. Nel DNA/RNA, il legame N-glicosidico unisce la base al carbonio _____ dello zucchero.

- A) C2'
- B) C1'
- C) C3'
- D) C5'
- E) C4'

Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	C	11	Legame fosfodiester e acidi nucleici		21	NAD ⁺ /NADH nelle reazioni redox	
2	Parola mancante	FOSFATO	12	Nucleosidi		22	FAD/FADH ₂ nelle reazioni redox	
3	Risposta multipla	B	13	Legame fosfodiester e acidi nucleici		23	NAD ⁺ /NADH nelle reazioni redox	
4	Nucleotidi		14	Nucleotidi e coenzimi redox		24	NAD ⁺ /NADH nelle reazioni redox	
5	ATP e trasferimento di energia		15	ATP e trasferimento di energia		25	NAD ⁺ /NADH nelle reazioni redox	
6	ATP e trasferimento di energia		16	Nucleotidi				
7	Nucleosidi		17	Legame fosfodiester e acidi nucleici				
8	Legame fosfodiester e acidi nucleici		18	Nucleotidi e coenzimi redox				
9	Nucleosidi		19	ATP e trasferimento di energia				
10	Nucleotidi		20	Legame fosfodiester e acidi nucleici				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta corretta C

Il nucleoside è una delle unità molecolari fondamentali che compongono gli acidi nucleici, come il DNA e l'RNA. La sua struttura è composta da due elementi principali:

- Una **base azotata**: una molecola organica eterociclica contenente azoto, che può essere una purina (adenina, guanina) o una pirimidina (citosina, timina, uracile).
- Uno **zucchero a 5 atomi di carbonio (pentoso)**: può essere il **ribosio** nell'RNA o il **2-deossi-D-ribosio** nel DNA.

Queste due componenti sono unite da un legame N-glicosidico, che si forma tra l'atomo di azoto della base azotata e l'atomo di carbonio 1' (anomerico) dello zucchero. Questa unione è cruciale per la formazione della catena di acidi nucleici.

Perché le altre risposte sono errate:

A: Questa combinazione non è un nucleoside. Se alla base azotata si aggiungono uno o più gruppi fosfato, si ottiene un nucleotide.

B: La sola base azotata è un componente del nucleoside, non il nucleoside stesso.

D: Questa combinazione non ha un nome specifico e non rappresenta un'unità funzionale fondamentale degli acidi nucleici.

E: Questa combinazione definisce un nucleotide, non un nucleoside. Il nucleotide è l'unità base del DNA e dell'RNA e si forma quando un gruppo fosfato si lega al carbonio 5' dello zucchero di un nucleoside.

Quiz 2 – Risposta **FOSFATO**

Gli acidi nucleici, ovvero il DNA e l'RNA, sono polimeri di unità monomeriche chiamate nucleotidi. Un nucleotide è l'unità strutturale fondamentale che si forma a partire da un nucleoside e un gruppo fosfato.

- Il **nucleoside** è una molecola composta da una base azotata (purina o pirimidina) legata a uno zucchero pentoso (ribosio o deossiribosio).
- Il **gruppo fosfato** (PO_4^{3-}), o meglio l'acido fosforico (H_3PO_4), si lega allo zucchero del nucleoside attraverso un legame estere. Specificamente, il legame si forma tra il gruppo idrossilico ($-\text{OH}$) del carbonio in posizione 5' dello zucchero e il fosfato.

Questo legame crea un'unità chimica che può essere vista come l'equivalente di un "mattoncino" molecolare. La polimerizzazione dei nucleotidi, tramite la formazione di **legami fosfodiesterici** tra il fosfato di un nucleotide e il carbonio 3' dello zucchero del nucleotide successivo, crea le lunghe catene polimeriche del DNA e dell'RNA.

I nucleotidi non sono solo i mattoni del DNA e dell'RNA. Sono molecole essenziali che svolgono anche altri ruoli biologici fondamentali, come il trasferimento di energia (ATP), la segnalazione cellulare (cAMP) e la funzione di coenzimi (FAD, NAD+).

Quiz 3 – Risposta corretta **B**

Il legame N-glicosidico è il legame covalente che unisce una base azotata a un carboidrato, in questo caso, uno zucchero pentoso (a 5 atomi di carbonio).

La reazione avviene tra l'azoto in posizione N9 di una **purina** (adenina e guanina) o in posizione N1 di una **pirimidina** (citosina, timina e uracile) e l'atomo di carbonio **C1'** dello zucchero (ribosio o deossiribosio).

Questo legame è fondamentale per la formazione dei **nucleosidi**, che a loro volta sono le unità di base dei nucleotidi. La numerazione degli atomi dello zucchero viene indicata con un apostrofo (') per distinguerla dalla numerazione degli atomi della base azotata.



Nei nucleosidi purinici (adenosina, guanosina) il legame N-glicosidico coinvolge N9 della base e C1' dello zucchero (configurazione β). Nei nucleosidi pirimidinici (citidina, timidina, uridina) coinvolge N1 della base e C1' dello zucchero.

Perché le altre risposte sono errate:

A: Questo carbonio è importante perché nel DNA è legato a un idrogeno (2-deossi), mentre nell'RNA è legato a un gruppo ossidrilico ($-\text{OH}$). Il legame N-glicosidico, tuttavia, non si forma su questo carbonio.

C: Questo carbonio è fondamentale per la formazione del legame fosfodiesterico che unisce i nucleotidi tra loro per formare la catena di DNA o RNA. Il gruppo ossidrilico legato a questo carbonio è il sito di attacco per il fosfato del nucleotide successivo.

D: Questo carbonio si lega al gruppo fosfato per formare un nucleotide.

E: Il carbonio 4' è parte della struttura ad anello dello zucchero e non è coinvolto nella formazione dei legami glicosidici o fosfodiesterici.

E: la piridossina è il precursore del piridossal fosfato, coenzima soprattutto delle reazioni del metabolismo degli amminoacidi.

Unità didattica 7 Amminoacidi e proteine, carboidrati, lipidi, nucleotidi, polinucleotidi e acidi nucleici

7.7 Modificazioni non enzimatiche delle macromolecole biologiche. Deaminazione della citosina. Principali reazioni del radicale idrossilico con lipidi, proteine e DNA. Attività anti-ossidante non enzimatica dei tioli (glutazione) e delle molecole contenenti doppi legami coniugati (tocoferolo, carotenoidi).

1. Quale trasformazione descrive correttamente la deaminazione idrolitica spontanea della citosina nel DNA?
- A) Il gruppo carbonilico viene sostituito da un gruppo amminico nell'anello, formando adenina
 - B) Il gruppo amminico viene sostituito da un gruppo carbonilico, formando uracile
 - C) Il gruppo fosfato viene eliminato dal nucleotide, formando citidina
 - D) Un gruppo metile viene aggiunto al carbonio 5, formando 5-metilcitosina
 - E) L'anello pirimidinico viene aperto, formando un sito privo di base
2. Per quale motivo la presenza di uracile nel DNA può essere riconosciuta come una lesione?
- A) Perché l'uracile è normalmente assente dal DNA e segnala una modificazione
 - B) Perché l'uracile possiede una carica positiva stabile a pH fisiologico nel nucleo
 - C) Perché l'uracile rompe spontaneamente ogni legame fosfodiesterico vicino
 - D) Perché l'uracile si appaia soltanto con guanina e mai con adenina
 - E) Perché l'uracile blocca irreversibilmente tutte le DNA polimerasi
6. La deaminazione spontanea della citosina nel DNA produce la base _____.
- Altri quiz nel [volume completo](#)

Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta	Quiz	Tipo	Risposta corretta
1	Risposta multipla	B	11	Danno da radicale idrossilico		21	Azione antiossidante del glutatione	
2	Risposta multipla	A	12	Deaminazione della citosina		22	Perossidazione lipidica	
3	Deaminazione della citosina		13	Danno da radicale idrossilico		23	Azione antiossidante dei carotenoidi	
4	Deaminazione della citosina		14	Danno da radicale idrossilico		24	Azione antiossidante dei carotenoidi	
5	Deaminazione della citosina		15	Perossidazione lipidica		25	Perossidazione lipidica	
6	Parola mancante	URACILE	16	Danno da radicale idrossilico		26	Azione antiossidante del glutatione	
7	Deaminazione della citosina		17	Danno da radicale idrossilico		27	Azione antiossidante del glutatione	
8	Modificazioni non enzimatiche delle biomolecole		18	Azione antiossidante del glutatione		28	Danno da radicale idrossilico	
9	Danno da radicale idrossilico		19	Azione antiossidante del glutatione		29	Azione antiossidante dei carotenoidi	
10	Danno da radicale idrossilico		20	Danno da radicale idrossilico				

Spiegazione dei quiz

Quiz 1 – Risposta B

La deaminazione spontanea della citosina è una reazione idrolitica nella quale il gruppo amminico esociclico legato al carbonio 4 dell'anello pirimidinico viene sostituito da un gruppo carbonilico. Il prodotto è l'uracile, una base normalmente presente nell'RNA ma non nel DNA. La trasformazione modifica le proprietà di appaiamento della base: l'uracile tende ad appaiarsi con l'adenina, mentre la citosina originaria era appaiata con la guanina.

Perché le altre risposte sono errate:

A: la deaminazione non introduce un gruppo amminico e non trasforma una pirimidina in adenina, che è una purina.

C: l'eliminazione del gruppo fosfato riguarda la struttura nucleotidica, ma non descrive la modificazione chimica della base azotata.

D: l'aggiunta di un gruppo metile al carbonio 5 è una metilazione della citosina, non una deaminazione.

E: la deaminazione conserva l'anello pirimidinico; un sito privo di base deriva invece dalla rottura del legame N-glicosidico.

Quiz 2 – Risposta A

Nel DNA canonico la base pirimidinica complementare all'adenina è la timina, non l'uracile. La presenza di uracile nel DNA rappresenta quindi un'anomalia chimica e può essere riconosciuta da specifiche uracil-DNA glicosilasi. Questa distinzione è essenziale: consente alla cellula di interpretare l'uracile come possibile prodotto della deaminazione della citosina e di rimuoverlo prima che la lesione venga trasformata in una mutazione stabile.

Perché le altre risposte sono errate:

B: l'uracile non possiede una carica positiva stabile nelle condizioni fisiologiche e il suo riconoscimento non dipende da una simile proprietà.

C: la presenza di uracile non determina automaticamente la rottura dei legami fosfodiesteri dello scheletro del DNA.

D: l'uracile presenta proprietà di appaiamento simili alla timina e può formare legami a idrogeno con l'adenina.

E: le DNA polimerasi possono copiare un filamento contenente uracile; proprio questa possibilità rende la lesione potenzialmente mutagena.

Quiz 6 – Risposta **URACILE**

La citosina viene convertita in uracile mediante sostituzione idrolitica del gruppo amminico esociclico con un gruppo carbonilico. Nel DNA questa base è anomala e può essere riconosciuta dalle uracil-DNA glicosilasi. Se non viene riparata, l'uracile può appaiarsi con adenina durante la replicazione e favorire una transizione C:G → T:A.

CONTINUA LA PREPARAZIONE CON IL VOLUME COMPLETO



