

Riccardo Toscano

2000 e più quesiti
di chimica e
propedeutica
biochimica per il
semestre filtro

Syllabus 2026

per l'accesso a Medicina, Odontoiatria e
Veterinaria

Anteprima a libera diffusione. Puoi mandarla a chi vuoi. Può differire dal prodotto finale.

In quest'anteprima trovi dei quesiti, con le relative soluzioni, su:

- * Struttura dell'atomo (sezione 1.1)
- * Numero di ossidazione (sezione 2.6)
- * Calcolo delle concentrazioni (prime 2 pagine dell'allenamento)
- * pH, pOH, acidi e basi forti (sezione 9.2)
- * Amminoacidi: proprietà acido-base e punto isoelettrico (sezione 17.3)
- * Antiossidanti: glutatione, tocoferolo e carotenoidi (sezioni 21.13–21.16)

Titolo: 2000 e più quesiti di chimica e propedeutica biochimica per il semestre filtro

Sottotitolo: per l'accesso a Medicina, Odontoiatria e Veterinaria

Versione: 1.1 – copertina flessibile

Autore: Riccardo Toscano

ISBN: 9798271993084

Casa editrice: Independently published – pubblicazione indipendente

Anno di pubblicazione: 2025–2026

Indice

Avvertenza.....	8
Modifiche principali rispetto alla versione 1.0.....	8
INTRODUZIONE	9
Panoramica del volume.....	9
Copertura del syllabus	9
Quesiti ufficiali del 2025	9
Il syllabus ufficiale.....	9
La chimica è complessa in diversi modi	10
Come usare questo libro.....	10
Le domande a completamento e le linee guida	10
Notazione	11
Formattazione	11
Segnalazione degli errori	11
L'autore.....	12
Appello finale	12
PARTE I. ATOMI, MOLECOLE E PROPRIETÀ DELLA MATERIA.....	13
1 Atomi (76 quesiti).....	13
1.1 Struttura dell'atomo	13
1.2 Modello quantistico.....	15
1.3 Tavola periodica	17
Risposte	19
2 Molecole (158 quesiti)	23
2.1 Grandezze e unità di misura fondamentali	23
2.2 Legami intramolecolari.....	24
2.3 Geometria molecolare.....	26
2.4 Ibridazione, risonanza, legami σ e π	28
2.5 Legami intermolecolari.....	30
2.6 Numero di ossidazione	32
2.7 Nomenclatura inorganica	34
Risposte	37
Allenamento — Nomenclatura inorganica tradizionale	45
3 Stati di aggregazione e termodinamica (114 quesiti).....	49
3.1 Stati di aggregazione	49
3.2 Leggi dei gas ideali	52
3.3 Termodinamica.....	55

Risposte	61
----------------	----

PARTE II. MISCELE 69

4 Miscele (142 quesiti) 69

4.1 Classificazione delle miscele	69
4.2 Solubilità	71
4.3 Legge di Henry	74
4.4 Legge di Dalton	75
4.5 Misure di concentrazione.....	78
Risposte	85

Allenamento 二 Calcolo delle concentrazioni.....	93
---	----

5 Proprietà colligative (120 quesiti) 103

5.1 Concetti fondamentali	103
5.2 Coefficiente di van't Hoff e elettroliti.....	104
5.3 Abbassamento della pressione di vapore.....	107
5.4 Innalzamento ebullioscopico	110
5.5 Abbassamento crioscopico	112
5.6 Varie	116
Risposte	119

6 Osmosi (128 quesiti)..... 127

6.1 Concetti fondamentali	127
6.2 Osmolarità e osmolalità	129
6.3 Osmolarità e tonicità.....	133
6.4 Contesti fisiologici	135
6.5 Pressione osmotica e concetti avanzati	139
Risposte	143

PARTE III. DINAMICA DELLE REAZIONI..... 149

7 Cinetica (119 quesiti) 149

7.1 Concetti fondamentali	149
7.2 Velocità di reazione	155
7.3 Ordine di reazione	159
7.4 Meccanismi di reazione	162
Risposte	166

Allenamento 三 Bilanciamento di reazioni non redox.....	175
--	-----

8 Equilibrio (126 quesiti)..... 177

8.1 Concetti fondamentali	177
8.2 Quoziente di reazione	179
8.3 Principio di Le Châtelier.....	181
8.4 Termodinamica e costante di equilibrio	184
8.5 Calcoli sull'equilibrio	185
8.6 Equilibri di solubilità	187

8.7 Applicazioni	191
Risposte	196

PARTE IV. PH E ELETTROCHIMICA 203

9 Acidi, basi e pH (130 quesiti)	203
9.1 Teorie Acido-Base e Definizioni Fondamentali	203
9.2 pH, pOH, acidi e basi forti	205
9.3 Acidi e basi deboli	207
9.4 Idrolisi salina	210
9.5 Stechiometria e titolazioni	213
9.6 Varie	215
Risposte	218
10 Soluzioni tampone (138 quesiti)	225
10.1 Che cos'è una soluzione tampone	225
10.2 L'equazione di Henderson-Hasselbalch	227
10.3 Capacità ed efficienza	229
10.4 Calcoli con l'equazione di Henderson-Hasselbalch	231
10.5 I tamponi dei sistemi biologici	234
10.6 Acidosi e alcalosi	240
10.7 Varie	243
Risposte	244
Allenamento Ⅳ Calcolo del pH	253
11 Elettrochimica (95 quesiti)	261
11.1 Concetti fondamentali	261
11.2 Celle galvaniche	262
11.3 Termodinamica elettrochimica	264
11.4 Equazione di Nernst	266
11.5 Applicazioni dell'elettrochimica	268
Risposte	273
Allenamento Ⅴ Bilanciamento di reazioni redox	279

PARTE V. FONDAMENTI DI CHIMICA ORGANICA 281

12 Principi di chimica organica (118 quesiti)	281
12.1 Struttura, ibridazione e nomenclatura	281
12.2 Principi di reattività	283
12.3 Effetto induttivo e risonanza	285
12.4 Acidi e Basi	286
12.5 Nucleofili ed Elettrofili	289
12.6 Varie	291
Risposte	295
13 Idrocarburi e derivati (122 quesiti)	301
13.1 Alcani	301

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

13.2 Alcheni.....	304
13.3 Alogenuri alchilici.....	306
13.4 Composti aromatici.....	311
Risposte	315
14 Isomerie (126 quesiti)	323
14.1 Concetti fondamentali.....	323
14.2 Isomeria conformazionale.....	324
14.3 Isomeria configurazionale.....	325
14.4 Proprietà degli enantiomeri.....	327
14.5 Miscele di enantiomeri	329
14.6 Diastereoisomeri, epimeri e anomeri.....	330
14.7 Isomeria ottica: Fischer, R/S, D/L	332
14.8 Isomeria geometrica: cis/trans.....	334
14.9 Stereochimica nelle reazioni.....	336
14.10 Stereochimica e attività biologica	337
14.11 Varie.....	339
Risposte	339

PARTE VI. GRUPPI FUNZIONALI 347

15 Alcoli, fenoli, eteri, epossidi, tioli, tioeteri, aldeidi, chetoni e chinoni (147 quesiti).....	347
15.1 Proprietà chimico-fisiche e nomenclatura.....	347
15.2 Alcoli e fenoli.....	351
15.3 Eteri, epossidi, tioli e tioeteri.....	354
15.4 Aldeidi e chetoni.....	357
15.5 Tautomeria cheto-enolica.....	360
15.6 Reazioni di condensazione.....	363
15.7 Varie	364
Risposte	367
16 Acidi carbossilici, ammine e derivati acilici (149 quesiti).....	375
16.1 Acidi carbossilici.....	375
16.2 Reattività generale dei derivati degli acidi carbossilici.....	376
16.3 Esteri	378
16.4 Anidridi	381
16.5 Ammidi.....	381
16.6 Condensazione di Claisen e decarbossilazione dei β -chetoacidi e degli acidi malonici	384
16.7 Tioesteri e acilfosfati.....	386
16.8 Ammine: struttura e proprietà fisiche	387
16.9 Ammine: basicità.....	388
16.10 Ammine: reazioni.....	390
Risposte	393

PARTE VII. MACROMOLECOLE DI INTERESSE BIOLOGICO..... 402

17 Amminoacidi e proteine (146 quesiti).....	402
17.1 Amminoacidi: struttura e classificazione	403

17.2 Amminoacidi: stereochimica	407
17.3 Amminoacidi: proprietà acido-base e punto isoelettrico	408
17.4 Proteine: legame peptidico e struttura primaria	412
17.5 Proteine: struttura secondaria	415
17.6 Proteine: struttura terziaria e quaternaria	418
Risposte	422
Allenamento 六 Nomi abbreviati degli amminoacidi	429
18 Carboidrati (124 quesiti)	433
18.1 Monosaccaridi: struttura e classificazione	434
18.2 Monosaccaridi: stereochimica	434
18.3 Monosaccaridi: ciclizzazione e mutarotazione	436
18.4 Monosaccaridi: reazioni	438
18.5 Legame glicosidico e disaccaridi	441
18.6 Polisaccaridi di riserva: amido e glicogeno	444
18.7 Polisaccaridi strutturali: cellulosa e glicosamminoglicani	446
18.8 Varie	449
Risposte	450
19 Lipidi (121 quesiti)	457
19.1 Acidi grassi	457
19.2 Trigliceridi	462
19.3 Lipidi di membrana: glicerofosfolipidi	465
19.4 Lipidi di membrana: sfingolipidi e glicolipidi	467
19.5 Colesterolo e derivati	470
19.6 Varie	472
Risposte	474
20 Nucleotidi e polinucleotidi (129 quesiti)	481
20.1 Le basi azotate	481
20.2 Nucleosidi	483
20.3 Nucleotidi	484
20.4 Nucleotidi: ATP e GTP	486
20.5 Nucleotidi: altri	488
20.6 Legame fosfodiesterico e polinucleotidi	491
20.7 Varie	494
Risposte	497
21 Modificazioni non enzimatiche, danno ossidativo e antiossidanti (100 quesiti)	503
21.1 Che cos'è una modificazione non enzimatica	503
21.2 Glicazione: zuccheri riducenti e prodotti di Amadori	504
21.3 Accumulo nel tempo	505
21.4 Deaminazione della citosina: la reazione	506
21.5 Deaminazione della citosina: conseguenze sull'informazione	508
21.6 Il radicale ossidrilico: identità, provenienza, reattività	509
21.7 Perossidazione lipidica: la reazione a catena	510
21.8 Perossidazione lipidica: il danno alle membrane	511
21.9 Ossidazione delle proteine: cisteina e metionina	512

21.10 Ossidazione delle proteine: catene aromatiche e perdita di funzione	513
21.11 Danno ossidativo al DNA: le basi.....	514
21.12 Danno ossidativo al DNA: lo scheletro, e il confronto con la deaminazione.....	515
21.13 Come agisce un antiossidante non enzimatico	516
21.14 I tioli: il glutatione.....	516
21.15 Il tocoferolo	518
21.16 I carotenoidi e il confronto fra i sistemi di delocalizzazione.....	519
Risposte	520

PARTE VIII. 527

22 Quesiti trasversali (150 quesiti).....	527
22.1 Atomi e molecole.....	527
22.2 Nomenclatura inorganica.....	530
22.3 Termodinamica	531
22.4 Cinetica.....	533
22.5 Elettrochimica	534
22.6 Stati di aggregazione e soluzioni	535
22.7 Acidi e basi.....	538
22.8 Chimica organica: struttura	540
22.9 Chimica organica: reattività.....	541
22.10 Biochimica	545
22.11 Danno ossidativo e antiossidanti	548
22.12 Varie.....	549
Risposte	552

PARTE IX. 561

23 Il quesito più lungo del libro (1 quesito)	561
Risposta	562

PARTE X. 563

24 Approfondimenti (68 quesiti).....	563
24.1 Molecole: nomenclatura tradizionale di altre molecole.....	563
24.2 Cinetica: catalisi omogenea ed eterogenea.....	565
24.3 Equilibrio: energia libera, potenziale di cella e costante di equilibrio	566
24.4 Elettrochimica: pile a concentrazione	569
24.5 Acidi carbossilici, ammine e derivati acilici: sintesi dei derivati attraverso il cloruro acilico	570
24.6 Isomerie: composti meso	571
Risposte	572
25 Per i tuoi studi futuri (45 quesiti)	577
25.1 Acidi carbossilici, ammine e derivati acilici: ammine e acido nitroso	577
25.2 Isomerie: convenzione E/Z.....	578
25.3 Carboidrati: chitina.....	579
25.4 Lipidi: acidi grassi essenziali.....	581
25.5 Nucleotidi e polinucleotidi: cAMP e nucleotidi ciclici	582

Hai trovato questo libro fotocopiato o in PDF? Se ti è stato utile considera l'acquisto del libro per aiutare l'autore. Grazie.

Risposte	583
----------------	-----

Avvertenza

Questo volume è stato pensato esclusivamente come strumento di preparazione per il test di ammissione e gli esami universitari dei corsi di laurea in ambito sanitario. I quesiti e le relative soluzioni sono progettati per simulare il contesto d'esame e per consolidare i concetti di chimica e propedeutica biochimica richiesti dal programma.

Le informazioni e i principi discussi in questo testo NON devono in alcun modo essere interpretati, applicati o utilizzati per finalità di diagnosi, trattamento, consulenza medica o qualsiasi altra pratica clinica presente o futura.

Sul serio. Nei quesiti si fanno spesso tantissime semplificazioni. Potrebbe succedere che trattiamo i fluidi corporei come se fossero soluzioni ideali, o i gas coinvolti nella respirazione come se fossero gas perfetti. Potrebbe succedere che presumiamo che il sistema tampone del sangue sia regolato solo dall'equilibrio bicarbonato, ignorando il ruolo complesso di proteine e fosfati. Magari trattiamo la cinetica enzimatica in condizioni che nella realtà biologica non esistono, o calcoliamo il ΔG di una reazione metabolica usando condizioni standard (25°C, 1 M) diverse da quelle fisiologiche. Magari usiamo la molarità invece dell'attività ionica per calcolare il pH o i potenziali di membrana, o assumiamo che reazioni complesse vadano a completamento.

Segnalare in modo costante se e quando queste semplificazioni deviano significativamente dalla realtà esula dallo scopo di questo volume. Quindi faccio prima a dirti che tutto quello che leggi e che impari grazie a questo manuale va usato esclusivamente per superare i test d'ammissione e gli esami; per le situazioni reali usa altro materiale di riferimento.

Modifiche principali rispetto alla versione 1.0

In generale ho adeguato il libro al syllabus 2026 e ho corretto vari errori. Con l'IA ho stimato di aver tolto in tutto 102 quesiti e di averne aggiunti 991 nuovi. Senza contare gli allenamenti, cioè facendo proprio finta che non siano mai esistiti, la stima sarebbe di aver tolto in tutto 83 quesiti e di averne aggiunti 844 nuovi.

Cambiamenti per quanto riguarda l'organizzazione a livello di parti e capitoli:

- Capitoli 1, 2 e 3 accorpati in un'unica parte corrispondente all'unità didattica 1 del syllabus 2026.
- Aggiunto capitolo "Modificazioni non enzimatiche, danno ossidativo e antiossidanti".
- Cambiati gli approfondimenti.
- Aggiunto capitolo "Per i tuoi studi futuri".

Introduzione

Panoramica del volume

In questo libro trovi 2000 e più quesiti di chimica e propedeutica biochimica per il semestre filtro, sia a risposta multipla che a completamento. I quesiti sono divisi per unità didattica del syllabus, per capitolo e per argomento, per permettere un'esercitazione mirata. I commenti, presentati affianco alle risposte, sono sintetici.

Copertura del syllabus

C'è tutto quello che serve per l'esame di chimica e propedeutica biochimica del semestre filtro? Purtroppo non posso dare una risposta definitiva a questa domanda, a causa di due aspetti principali: la difficoltà delle domande e l'incertezza sul dettaglio degli argomenti.

La difficoltà delle domande: la difficoltà delle domande è un tema a mio avviso troppo spesso trascurato nei programmi. Dato un certo argomento, è spesso possibile fare domande sia estremamente semplici che estremamente complesse. Ad esempio, quali saranno esattamente le conoscenze e le abilità richieste per quanto riguarda le operazioni tra vettori? Non possiamo saperlo.

Gli argomenti trattati: per quanto riguarda gli argomenti trattati, sebbene il programma sia molto dettagliato, restano secondo me alcune aree di ambiguità. Ad esempio il piano inclinato, pur non essendo menzionato esplicitamente, è un tema che richiede l'applicazione congiunta di diversi concetti presenti nel programma, come le componenti dei vettori e l'attrito.

In questo libro ho preferito mettere quello che secondo me è un po' di più, invece che un po' di meno. Qualche quesito sarà particolarmente difficile. Qualche aspetto toccato sarà particolarmente complesso. Il lettore che preferisse una preparazione più mirata o di base è invitato a familiarizzarsi col programma (anzi, siete tutti invitati a farlo) e a selezionare o saltare le sezioni a seconda di come ritiene più opportuno.

Quesiti ufficiali del 2025

Tra i quesiti ce ne sono **alcuni** tratti dai due appelli del 2025, ma **non tutti**. È stata fatta una selezione.

Il syllabus ufficiale

Ti invito a consultare direttamente la fonte ufficiale per confrontare con quanto viene qui presentato e per verificare la presenza di aggiornamenti.

La chimica è complessa in diversi modi

Non sono un chimico, ma mi sono fatto un'idea: che la chimica sia piena di eccezioni e di approssimazioni, e che il linguaggio della chimica, se lo consideriamo tra i due estremi di una lingua naturale e un linguaggio completamente rigoroso, sia più simile a una lingua naturale di quanto mi sarei aspettato. A volte si dice che i gas nobili non reagiscono, e invece a volte lo fanno. Secondo me spesso si dice "stereoisomeri" per riferirsi ai soli isomeri configurazionali, e "gas" per riferirsi a tutti gli aeriformi. Per non parlare della definizione di orbitale. E del calcolo del pH. E di quando le masse si chiamano pesi. E del triangolo di Johnstone. E... e... e... Ecco, la chimica ce la teniamo così. In questo libro non mi impegno ad essere rigorosissimo.

Come usare questo libro

Il libro è diviso in **7 parti principali**, ciascuna delle quali corrisponde a una delle 7 unità didattiche del syllabus. I quesiti sono **divisi per argomento**. Puoi svolgere i quesiti nell'ordine di presentazione o usare l'indice per trovare gli argomenti di tuo interesse.

Alla fine di ogni capitolo troverai le **risposte**. I commenti delle risposte sono sintetici: non sono pensati per studiare, ma per verificare con quali passaggi o ragionamenti si sarebbe potuta individuare la risposta corretta.

In fondo trovi gli **approfondimenti**: sono argomenti che secondo me non saranno compresi nell'esame del semestre filtro, ho deciso di lasciare a te la scelta se affrontarli o meno.

Dopo questi ultimi troverai un capitolo **per i tuoi studi futuri**. Troverai quesiti su argomenti che secondo me è ancora meno probabile che capitino di quelli presentati negli approfondimenti, ma ho ritenuto che potessero essere utili per altri esami del tuo percorso.

Troverai anche **6 allenamenti**, indicati con i numeri cinesi o giapponesi (一, 二, 三, 四, 五, 六). Sono delle serie di esercizi utili per allenarsi in modo focalizzato. Li ho inseriti perché per alcuni argomenti ho pensato fosse utile proporre tante esercitazioni simili, di livello base, pensati più come esercizi di base che come quesiti da test. Dacci un'occhiata per capire cosa intendo:

Allenamento 一	Nomenclatura inorganica tradizionale	p. 45
Allenamento 二	Calcolo delle concentrazioni	p. 93
Allenamento 三	Bilanciamento di reazioni non redox	p. 175
Allenamento 四	Calcolo del pH	p. 253
Allenamento 五	Bilanciamento di reazioni redox	p. 279
Allenamento 六	Nomi abbreviati degli amminoacidi	p. 429

Le domande a completamento e le linee guida

I quesiti a completamento potrebbero presentare diversi completamenti alternativi che rendono comunque vera la frase proposta. Per capire se la tua risposta a una domanda a completamento conta come corretta – o magari se il completamento indicato nel libro è sbagliato – è tua responsabilità aver letto e compreso la documentazione ufficiale, anche quella eventualmente pubblicata dopo questo libro. Ti invito a restare aggiornato.

Notazione

In questo libro potresti trovare alcune notazioni a cui potresti non essere abituato. Ad esempio:

- Il simbolo $\propto$ indica che due grandezze sono proporzionali. Ad esempio si può scrivere " $P \propto T$ " per dire che la pressione è proporzionale alla temperatura.
- La notazione esponenziale, ad esempio " $6e-4$ ". Per leggerla basta sostituire mentalmente "e" con " $\times 10^$ ". Quindi " $6e-4$ " vuol dire " 6×10^{-4} ", che è come dire " 6×10^{-4} ".
- Per i calcoli approssimati si potrebbe trovare sia il simbolo " $\approx$ " che il simbolo " $\simeq$ ". Quindi l'uso del simbolo " $\simeq$ " non esclude che ci siano state approssimazioni.
- Il separatore dei numeri decimali dovrebbe essere la virgola (ad esempio " $1,4$ "), ma non escludo che qualche volta abbia usato erroneamente il punto (ad esempio " 1.4 ").

Formattazione

Alcuni passaggi evidenziano la loro funzionalità con la formattazione.

Questi riquadri riportano gli estratti del syllabus su cui si basa una sezione. Tranne questo. Questo non è un estratto del syllabus.

- Questo formato viene usato per le mie note, dove spiego alcune scelte che ho fatto nella preparazione di questo materiale.

Nei riquadri tratteggiati troverai delle formule e concetti utili. Non hanno pretesa di esaustività. Considerale come degli appunti trovati su un quaderno di un altro studente.

In questo formato troverai i MINI-INDICI, cioè dei percorsi trasversali tematici interni al libro. Ad esempio:

MINI-INDICE: I tipi di reazione

Come si riconoscono e si classificano: sez. 7.1

Precipitazione ed equilibrio eterogeneo: sez. 8.6

Neutralizzazione e reazioni acido-base: cap. 9

Ossido-riduzioni e bilanciamento: sez. 11.1

Segnalazione degli errori

È estremamente probabile che in questo libro siano presenti errori. Possono esserci errori minori, ad esempio nei titoli o errori di formattazione, ma gli errori più importanti sono quesiti sbagliati, formule sbagliate e

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

spiegazioni sbagliate. Questa tabella rappresenta la relazione tra il numero di errori importanti e la mia soddisfazione:

0-5 errori:	tutto sommato va bene
6-10 errori:	tollerabile
11-20 errori:	non sono soddisfatto
21+ errori:	non sono per niente soddisfatto

Se trovi degli errori, per favore scrivimi.

L'autore

Riccardo Toscano ha aiutato moltissimi ragazzi a realizzare il loro sogno: entrare a Medicina. Molti studenti gli hanno riconosciuto la chiarezza espositiva e la capacità di andare dritto al punto. Ha ideato il Percorso: un ciclo focalizzato sulle nozioni e abilità specifiche per i test, che riserva un ampio spazio all'aspetto pratico della preparazione.

Ha svolto in prima persona diversi test, posizionandosi spesso almeno nel 98° percentile delle graduatorie. Nel 2024 ha commentato molti quesiti delle banche dati dei test di ammissione a Medicina, Odontoiatria e Veterinaria.

Appello finale

Spero che questo libro ti sia utile nella tua preparazione. Questo volume è il frutto di molte ore di lavoro, esperienza e dedizione all'insegnamento. Se hai ricevuto una copia di questo libro in formato PDF, fotocopiato, o comunque attraverso canali non ufficiali, ti chiedo di considerare il valore del lavoro che hai utilizzato. Per sostenere il mio impegno e riconoscere il valore che hai ricevuto ti invito ad acquistare una copia legittima.

Ti invito anche a lasciare una **recensione su Amazon con le tue considerazioni sincere**. Inquadra questo codice QR per lasciare una recensione.



Parte I.

Atomi, molecole e proprietà della materia

1 Atomi (76 quesiti)

- La costituzione della materia. Fondamenti della teoria atomica. Struttura dell'atomo: protoni, neutroni e elettroni. Numero atomico e numero di massa. Gli isotopi. Cenni alle proprietà magnetiche del nucleo come base per lo strumento diagnostico della Risonanza Magnetica Nucleare.
- 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.
- Il sistema periodico degli elementi. Proprietà periodiche: configurazione elettronica esterna, volume atomico, potenziale di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. La regola dell'ottetto.

Dal syllabus reperibile su <https://www.mur.gov.it/it/news/venerdi-19062026/semestre-aperto-aa-2026-2027>. Consultato il 17/08/2026.

1.1 Struttura dell'atomo

- Numero di massa: $A = Z + N$
(Z = numero atomico/protoni, N = numero di neutroni)
- Numero di neutroni: $N = A - Z$
- Calcolo carica ione:
 $\text{Carica} = Z - \text{numero elettroni}$

1. Quale delle seguenti particelle subatomiche possiede carica elettrica negativa?
- A. L'elettrone
 - B. Il protone
 - C. Il neutrone
 - D. Il nucleo atomico
 - E. L'atomo nel suo complesso

2. Un atomo di potassio (K) ha numero atomico 19 e numero di massa 39. Quanti neutroni sono presenti nel suo nucleo?
- A. 19
 - B. 39
 - C. 20
 - D. 58
 - E. Non è possibile determinarlo con i dati forniti.

3. Un atomo ha 8 protoni, 8 elettroni e 9 neutroni. Qual è il suo numero di massa (A)?
- A. 8
 - B. 16
 - C. 25
 - D. 17
 - E. 9

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

4. **QUESITO UFFICIALE 2025, 2° appello, n. 3**

Gli isotopi di un elemento sono atomi che hanno lo stesso numero:

- A. atomico
- B. di massa
- C. di elettroni e neutroni
- D. di elettroni nel nucleo
- E. di neutroni

5. Il numero totale di protoni nel nucleo di un atomo è detto numero

6. Un atomo è elettricamente neutro quando il numero dei suoi protoni è uguale al numero dei suoi

7. Se un atomo neutro perde un elettrone, diventa:

- A. Un anione
- B. Un isotopo
- C. Un altro elemento
- D. Un catione
- E. Un atomo con numero di massa diverso

8. Quanti protoni, neutroni ed elettroni ha lo ione Ca^{2+} con numero di massa 40? (Il calcio ha $Z=20$).

- A. 20 protoni, 20 neutroni, 18 elettroni
- B. 20 protoni, 20 neutroni, 20 elettroni
- C. 20 protoni, 20 neutroni, 22 elettroni
- D. 22 protoni, 18 neutroni, 20 elettroni
- E. 18 protoni, 22 neutroni, 18 elettroni

9. Quanti elettroni possiede un atomo neutro di ossigeno ($Z = 8$)?

- A. 10
- B. 16
- C. 9
- D. 8
- E. 24

10. L'isotopo dell'idrogeno con un protone e un neutrone è chiamato

11. Un nuclide ha 26 protoni e 30 neutroni. Qual è la notazione isotopica corretta? (L'elemento con $Z=26$ è il Ferro, Fe).

- A. $^{30}_{26}\text{Fe}$
- B. $^{56}_{30}\text{Fe}$
- C. $^{56}_{26}\text{Fe}$
- D. $^{26}_{56}\text{Fe}$
- E. $^{30}_{56}\text{Fe}$

12. Il numero di massa di un atomo è dato dalla somma del numero di protoni e

13. La massa di un protone è approssimativamente di dalton. (Rispondere con un numero intero)

14. Quale delle seguenti affermazioni è FALSA riguardo al nucleo atomico?

- A. Contiene protoni e neutroni.
- B. Ha una carica complessiva positiva.
- C. È estremamente denso.
- D. Occupa la maggior parte del volume dell'atomo.
- E. La sua stabilità dipende dal rapporto neutroni/protoni.

15. Un atomo di idrogeno è costituito da un protone e un elettrone. L'isotopo trizio ha anche due

16. La massa di un elettrone è circa $1/1836$ della massa di un (7 lettere)

17. Qual è il numero totale di protoni e neutroni in un atomo di ^{48}Ti ($Z=22$)?

- A. 26
- B. 48
- C. 22
- D. 4
- E. 44

18. Quale delle seguenti affermazioni descrive un isotopo?

- A. Atomi dello stesso elemento con diverso numero di elettroni.
 B. Atomi di elementi diversi con lo stesso numero di massa.
 C. Atomi con lo stesso numero di neutroni ma diverso numero di protoni.
 D. Atomi dello stesso elemento con diverso numero di neutroni.
 E. Atomi che hanno perso o guadagnato protoni.

19. Il numero di massa di un atomo di deuterio (^2H) è

20. Il numero di neutroni in un atomo di ^{197}Au ($Z = 79$) è

21. Il numero di protoni in un atomo di ^{87}Rb (Rubidio) è (Il Rubidio è nel gruppo 1, periodo 5).

22. La somma del numero di protoni e del numero di elettroni in uno ione S^{2-} ($Z=16$) è

1.2 Modello quantistico

– Relazioni tra numeri quantici:

n : intero ≥ 1 ;

l : $0 \leq l \leq n-1$;

m : $-l \leq m \leq +l$;

s : $s = \pm 1/2$

– Numero massimo di elettroni in un livello (guscio): $2n^2$

– Numero di orbitali in un sottolivello: $2l + 1$

– Corrispondenza l e sottolivello: $0=s, 1=p, 2=d, 3=f$

– Definizione intuitiva di orbitale:

La regione di spazio attorno al nucleo in cui la probabilità di trovare l'elettrone è alta (convenzionalmente il 90%). I numeri quantici non dicono dove sia l'elettrone in un certo istante, ma dicono quale regione occupa, che forma ha la regione, come è orientata e quale spin ha l'elettrone.

23. Il principio che afferma che in un atomo non possono esistere due elettroni con la stessa

quaterna di numeri quantici è noto come principio di esclusione di

24. Il numero quantico magnetico (m) descrive l'..... dell'orbitale nello spazio. (Finisce per o)

25. Un orbitale di tipo 'p' può contenere al massimo elettroni.

26. Qual è il numero massimo di elettroni che può contenere il sottolivello $3p$?

A. 8

B. 4

C. 7

D. 6

E. 5

27. Quale delle seguenti configurazioni elettroniche corrisponde a un gas nobile?

A. $1s^2 2s^1$

B. $1s^2 2s^2 2p^5$

C. $1s^2 2s^2 2p^6$

D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

E. $1s^2 2s^2 2p^4$

28. Nella notazione $2p^3$, l'esponente 3 indica il numero di che occupano il sottolivello.

29. Il numero quantico che indica il livello energetico principale di un elettrone è il numero quantico

30. Quale delle seguenti quaterne di numeri quantici (n, l, m, s) è permessa?

A. (4, 3, -1, +1/2)

B. (2, 2, 1, +1/2)

C. (3, 1, -2, -1/2)

D. (1, 0, 0, 0)

E. (3, -1, 0, +1/2)

31. Qual è il numero massimo di elettroni che può occupare il livello energetico con $n=3$?

A. 2

- C. Carbonio - Forma lo scheletro di tutte le biomolecole organiche
D. Potassio - È il principale catione intracellulare
E. Fosforo - È presente nei gruppi fosfato dell'ATP

70. Un elemento del terzo periodo e del gruppo 16 ha numero atomico:

- A. 18
B. 34
C. 8
D. 16
E. 15

71. L'elemento con configurazione elettronica [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^5$ appartiene al gruppo degli

72. Quale delle seguenti proprietà NON è una proprietà periodica?

- A. Raggio atomico
B. Massa atomica
C. Elettronegatività
D. Energia di ionizzazione
E. Affinità elettronica

73. Quale dei seguenti ioni è isoelettronico (ha lo stesso numero di elettroni) con l'atomo di Neon (Ne, $Z=10$)?

- A. Cl^- ($Z=17$)
B. O^{2-} ($Z=8$)
C. K^+ ($Z=19$)
D. Ca^{2+} ($Z=20$)
E. S^{2-} ($Z=16$)

74. La regola dell'ottetto è particolarmente utile per prevedere il comportamento chimico degli elementi dei gruppi dei blocchi s e

75. Un elemento ha $Z=35$. Si tratta di un:

- A. Alogeno
B. Metallo alcalino
C. Gas nobile
D. Metallo di transizione
E. Lantanide

76. Gli elementi con configurazione elettronica esterna $ns^2 np^5$ appartengono al gruppo degli

Risposte

1. A. L'elettrone è l'unica particella subatomica con carica negativa. Il protone ha carica positiva, il neutrone è privo di carica, il nucleo (protoni + neutroni) è complessivamente positivo e l'atomo, finché non perde o acquista elettroni, è neutro.

2. C. Neutroni = Numero di massa (A) - Numero atomico (Z) = $39 - 19 = 20$.

3. D. Il numero di massa A è la somma di protoni e neutroni: $8 + 9 = 17$. Il 16 somma protoni ed elettroni, che nel numero di massa non contano; il 25 somma tutte e tre le particelle; l'8 e il 9 sono, da soli, il numero dei protoni e quello dei neutroni.

4. A. Gli isotopi sono atomi con lo stesso numero atomico (Z), cioè lo stesso numero di protoni: è questo a definire l'identità dell'elemento. Differiscono invece nel numero di neutroni e, di conseguenza, nel numero di massa ($A = Z + N$), come ^{12}C e ^{14}C , entrambi con $Z = 6$. In un atomo neutro anche gli elettroni sono in numero pari a Z, ma l'opzione C resta falsa perché accosta agli elettroni i neutroni, che cambiano. La D gioca su un errore concettuale: gli elettroni non si trovano nel nucleo, che contiene soltanto protoni e neutroni.

5. atomico. Il numero atomico (Z) definisce l'elemento chimico.

6. elettroni. La carica positiva dei protoni e quella negativa degli elettroni si compensano esattamente solo se il loro numero è lo stesso.

7. D. Un atomo che perde elettroni ha una carica netta positiva, diventando un catione.

8. A. Ca^{2+} ha $20p$. $n = 40 - 20 = 20$. Ha perso 2 elettroni, quindi $20 - 2 = 18e$.

9. D. In un atomo neutro il numero di elettroni coincide con il numero atomico, quindi 8. Il 16 è il numero di massa dell'isotopo più diffuso dell'ossigeno, non il numero dei suoi elettroni; il 10 è il

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

numero di elettroni del neon, che l'ossigeno raggiunge solo come ione O^{2-} .

10. deuterio. L'isotopo ^2H è noto come deuterio.

11. C. La notazione è $^A_Z X$, quindi $^{56}_{26}Fe$, dove $A=p+n=26+30=56$ e $Z=26$.

12. neutroni. $A = Z + N$ (protoni + neutroni).

13. 1. Il dalton è definito come $1/12$ della massa di un atomo di carbonio-12. La massa del protone è di circa 1,0073 dalton, mentre quella del neutrone è di circa 1,0087 dalton. L'indicazione di rispondere con un numero intero obbliga ad arrotondare.

14. D. Il nucleo è piccolissimo rispetto al volume totale dell'atomo, che è definito dalla nuvola elettronica.

15. neutroni. Il trizio (^3H) ha 1 protone e 2 neutroni.

16. protone. Un protone ha una massa di circa 1836 volte quella dell'elettrone. Il neutrone ha una massa simile al protone, ma non rispetta il numero di lettere indicato.

17. B. Il numero in alto a sinistra nella notazione isotopica è il numero di massa (A), che è per definizione la somma di protoni e neutroni: 48. Il 22 è il solo numero dei protoni (Z), il 26 il solo numero dei neutroni ($A - Z$).

18. D. Questa è la definizione di isotopi.

19. 2. Il deuterio (^2H) ha 1 protone e 1 neutrone, quindi $A = 1+1 = 2$.

20. 118. Neutroni $= A - Z = 197 - 79 = 118$.

21. 37. Il Rubidio (Rb) ha numero atomico $Z=37$.

22. 34. Lo ione S^{2-} ha 16 protoni. Essendo neutro avrebbe 16 elettroni, ma con carica $2-$ ne ha $16+2=18$. Somma $= 16 + 18 = 34$.

23. Pauli. Il principio di esclusione di Pauli stabilisce questo limite fondamentale.

24. orientamento. Il numero quantico magnetico (m) specifica l'orientamento di un orbitale nello spazio.

25. 2. Ci sono tre orbitali p (p_x, p_y, p_z), e ognuno può contenere 2 elettroni, per un totale di 6; se il quesito avesse chiesto quanti elettroni possono essere contenuti in un sottolivello p la risposta sarebbe stata 6, ma siccome chiede quanti elettroni

possono essere contenuti in un singolo orbitale p la risposta è 2.

26. D. Il sottolivello p contiene tre orbitali ($2l + 1 = 3$, con $l = 1$) e ciascuno ospita al massimo 2 elettroni: $3 \times 2 = 6$. Il 3 è il numero degli orbitali, non degli elettroni; il 2 è la capienza di un solo orbitale.

27. C. La configurazione $1s^2 2s^2 2p^6$ corrisponde al Neon, un gas nobile con l'ottetto completo.

28. elettroni. Nella notazione il numero indica il livello ($n = 2$), la lettera il sottolivello (p, cioè $l = 1$) e l'esponente quanti elettroni lo stanno occupando.

29. principale. Il numero quantico principale (n) definisce il guscio elettronico principale.

30. A. In (A), $n=4$, $l=3$ (permesso, $l < n$), $m=-1$ (permesso, $|m| \leq l$), $s=+1/2$ (permesso). Le altre sono impossibili.

31. D. Il numero massimo di elettroni è $2n^2 = 2 \times (3)^2 = 18$.

32. elettroni. Gli elettroni si dispongono con lo stesso spin per massimizzare la molteplicità di spin.

33. C. In atomi polielettronici i sottolivelli (s, p, d, f) all'interno di un livello n hanno energie diverse.

34. d. Il numero quantico $l=0, 1, 2, 3$ corrisponde ai sottolivelli s, p, d, f rispettivamente, e quindi agli orbitali che li compongono. Attenzione: n e l da soli non individuano un singolo orbitale ma l'intero sottolivello, che con $l=2$ ne contiene cinque; per isolare un orbitale servirebbe anche il numero quantico magnetico m.

35. second. Il numero quantico secondario, o angolare, o azimutale, indicato con la lettera l, determina la forma (sferica, a doppio lobo, ecc.).

36. E. I due elettroni dell'elio occupano l'orbitale a energia più bassa, il 1s, con spin opposti: la configurazione è $1s^2$.

37. D. Gli 11 elettroni si dispongono seguendo il principio di Aufbau.

38. 4. Per $n=2$, ci sono il sottolivello s (1 orbitale) e il sottolivello p (3 orbitali), per un totale di 4.

39. 16. Sommando gli elettroni ($2 + 2 + 6 + 2 + 4 = 16$), si ottiene il numero atomico $Z=16$ (zolfo).

2 Molecole (158 quesiti)

- Molecole, ioni e ioni poliatomici. Massa molecolare. Definizione di mole e numero di Avogadro. Unità di massa atomica e massa molecolare.
- 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.
- Interazioni deboli (legame idrogeno e forze di van der Waals) e interazioni idrofobiche.
- 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).

Dal syllabus reperibile su <https://www.mur.gov.it/it/news/venerdi-19062026/semestre-aperto-aa-2026-2027>. Consultato il 17/08/2026.

2.1 Grandezze e unità di misura fondamentali

- Massa atomica media =
 $\Sigma (\text{massa isotopo} \times \text{abbondanza frazionaria})$
- Massa molecolare = MM (Da) =
 $\Sigma (\text{massa atomica} \times \text{numero di atomi})$
- Massa molare = M (g/mol)
numericamente uguale alla MM
- Numero di moli = $n =$
 $\text{massa (g)} / M (\text{g/mol})$
- Numero di Avogadro: $N = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Numero di particelle = $n \times N$

1. La massa atomica di un elemento riportata sulla tavola periodica è una media delle masse dei suoi isotopi naturali. (9 lettere)

2. Un elemento X ha due isotopi stabili: ^{69}X (abbondanza 60%) e ^{71}X (abbondanza 40%). La massa atomica media dell'elemento X è amu. (Scrivere il risultato con una cifra decimale).

3. Qual è la massa molecolare approssimativa dell'acido solforico (H_2SO_4)? (Masse atomiche approssimate: H=1 u, S=32 u, O=16 u)

A. 49 u

B. 98 u

C. 50 u

D. 114 u

E. 99 u

4. Qual è la massa molare dell'acqua (H_2O)? (Masse atomiche: H = 1 u, O = 16 u. Rispondere in g/mol)

A. 17

B. 20

C. 19

D. 16

E. 18

5. La massa molecolare del glucosio ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) è di circa 180 u. La massa di una singola mole di glucosio è quindi di 180 (Inserire l'abbreviazione dell'unità di misura)

6. La massa molare si esprime in grammi per

7. La massa molecolare dell'idrossido di sodio (NaOH) è 40 u. Quante moli sono presenti in 80 grammi di NaOH?

A. 2 moli

B. 0,5 moli

C. 1 mole

D. 4 moli

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

B. II, I, III

C. I, III, II

D. III, I, II

E. II, III, I

85. Quale delle seguenti affermazioni sulle interazioni deboli è VERA?

A. Il legame idrogeno, essendo un'interazione intermolecolare, è intrinsecamente più forte di un legame covalente intramolecolare, come quello che unisce gli atomi in H_2O .

B. Le forze di van der Waals, che includono le forze di London, si manifestano esclusivamente tra molecole che possiedono un momento di dipolo permanente.

C. Le interazioni idrofobiche sono forze attrattive dirette tra molecole apolari, che si respingono a vicenda quando sono immerse in un solvente polare come l'acqua.

D. L'interazione dipolo-dipolo tra molecole polari è sempre di entità inferiore rispetto alle forze di dispersione di London, anche in molecole di dimensioni simili.

E. Un singolo legame idrogeno è debole, ma l'effetto cumulativo di molti legami idrogeno può essere molto significativo, come nella struttura del DNA.

86. Le interazioni idrofobiche sono fondamentali per il ripiegamento delle proteine. Esse sono principalmente guidate da un aumento dell'..... del sistema acquoso circostante.

87. Quale tipo di gruppo funzionale, se predominante sulla superficie di una molecola, ne favorisce l'interazione con una tasca idrofobica di una proteina?

A. Catene alchiliche ($-CH_3$, $-CH_2CH_3$)

B. Gruppi amminici ($-NH_2$)

C. Gruppi carbossilici ($-COOH$)

D. Gruppi idrossilici ($-OH$)

E. Ioni fosfato ($-PO_4^{3-}$)

88. Quale parte di una molecola di fosfolipide interagisce favorevolmente con l'acqua?

A. La testa polare, che contiene il gruppo fosfato.

B. Nessuna parte della molecola.

C. Le due code di acidi grassi.

D. Entrambe le code, tramite forze di dispersione di London con l'acqua.

E. I legami C-H delle catene idrocarburiche.

89. Quale delle seguenti sostanze è un solido molecolare a temperatura ambiente, tenuto insieme da deboli forze intermolecolari?

A. Diamante (C)

B. Cloruro di sodio (NaCl)

C. Ferro (Fe)

D. Silice (SiO_2)

E. Ghiaccio secco (CO_2)

90. Si considerino le seguenti molecole: (I) H_2O , (II) H_2S , (III) H_2Se . Quale opzione le ordina correttamente per punto di ebollizione crescente?

A. $I < II < III$

B. $III < II < I$

C. $I < III < II$

D. $II < I < III$

E. $II < III < I$

2.6 Numero di ossidazione

Numero di ossidazione: regole essenziali

- Elemento allo stato libero: 0

- Ossigeno: -2 (ma -1 nei perossidi, -1/2 nei superossidi)

- Idrogeno: +1 (ma -1 negli idruri metallici)

- Fluoro: sempre -1

- Somma dei numeri di ossidazione:

0 in un composto neutro,

uguale alla carica in uno ione

91. **QUESITO UFFICIALE 2025, 1° appello, n. 23**

In un composto neutro la somma algebrica dei numeri di ossidazione dei diversi elementi è

92. Il fluoro è l'elemento più elettronegativo. Di conseguenza, nei suoi composti, il suo numero di ossidazione è sempre
93. Il numero di ossidazione dell'idrogeno nel composto idruro di calcio (CaH_2) è
94. Nel composto MgO il numero di ossidazione dell'ossigeno è
95. Il numero di ossidazione dell'azoto nell'acido nitrico (HNO_3) è
96. Il numero di ossidazione del fosforo nell'acido fosforico (H_3PO_4) è
97. Il numero di ossidazione del carbonio nel metano (CH_4) è
98. Il numero di ossidazione del manganese nel biossido di manganese (MnO_2), un componente delle pile a secco, è
99. Qual è il numero di ossidazione del cromo (Cr) nel dicromato di potassio, un potente ossidante?
A. +3
B. +7
C. +12
D. +6
E. -2
100. Qual è il numero di ossidazione del carbonio nell'ossalato di calcio (CaC_2O_4), un composto spesso presente nei calcoli renali?
A. +1
B. +2
C. +4
D. -2
E. +3
101. Il numero di ossidazione dell'azoto nello ione ammonio (NH_4^+) è
102. Il numero di ossidazione del cloro nello ione perclorato (ClO_4^-) è
103. Il numero di ossidazione dello zolfo nel tiosolfato ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) è (Se i due zolfi hanno numeri di ossidazione differenti rispondere con il numero di ossidazione medio)
104. Il numero di ossidazione del boro nel boroidruro di sodio (NaBH_4) è
105. Qual è il numero di ossidazione del selenio nel selenato di sodio, la cui formula si ottiene combinando lo ione Na^+ e lo ione SeO_4^{2-} ?
A. -2
B. +1
C. +2
D. +4
E. +6
106. Quale delle seguenti associazioni tra nome del composto e numero di ossidazione dell'atomo centrale è SBAGLIATA?
A. Acido fosforoso : $\text{P} = +5$
B. Acido solforico : $\text{S} = +6$
C. Acido perclorico : $\text{Cl} = +7$
D. Cromato di potassio : $\text{Cr} = +6$
E. Nitrito di sodio : $\text{N} = +3$
107. Il numero di ossidazione dello zolfo nel solfito di sodio, un conservante alimentare, è +.....
108. Il numero di ossidazione dell'ossigeno nel perossido di idrogeno (H_2O_2) è
109. Il numero di ossidazione dell'ossigeno nel superossido di potassio (KO_2), una fonte di ossigeno nei respiratori di emergenza, è
110. Il sodio forma sia l'ossido Na_2O sia il perossido Na_2O_2 . Che cosa distingue i due composti?

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

- A. Nel primo l'ossigeno ha numero di ossidazione -2 , nel secondo -1 , perché è presente un legame $O-O$.
- B. Le due formule descrivono lo stesso composto, scritto in due modi diversi.
- C. Nel secondo il sodio ha numero di ossidazione $+2$ e l'ossigeno resta a -2 .
- D. Nel secondo l'ossigeno ha numero di ossidazione 0 , perché è presente ossigeno molecolare.
- E. Nel primo il sodio ha numero di ossidazione $+1$, nel secondo $+2$.

2.7 Nomenclatura inorganica

Nomenclatura tradizionale:

- Ossidi: metallo/non-metallo + ossigeno
 - Idrossidi: metallo + $(OH)^-$
 - Perossidi: metallo/idrogeno + $(O_2)^{2-}$, con legame $O-O$
 - Idracidi: $H + \text{alogeno}/S \text{ (in } H_2O) \rightarrow \text{acido ...-idrico}$
 - Ossiacidi: $H + \text{non-metallo} + O$
 - Suffissi: $-ico$ (più O), $-oso$ (meno O)
 - Sali (da ossiacidi):
 - da acido $-ico \rightarrow \text{sale } -ato$
 - da acido $-oso \rightarrow \text{sale } -ito$
 - Sali acidi: idrogeno residuo nell'anione (HCO_3^- , HSO_4^- , $H_2PO_4^-$)
- Nomenclatura IUPAC: prefissi o numeri romani
- Prefissi: $di-$, $tri-$, $tetra-$...
 - Numeri romani: indicano lo stato di ossidazione
- Esempio col PCl_5 :
- Prefissi $\rightarrow$ pentacloruro di fosforo
 - Numeri romani $\rightarrow$ cloruro di fosforo(V)

Allenamento sulla nomenclatura inorganica tradizionale:
p. 45

- Il syllabus 2026 elenca esplicitamente alcuni elementi (C, O, N, S, P). In questa sezione e nell'Allenamento — la lista di elementi verificata è più ampia. È voluto, scegli tu se fidarti.

111. La formula del perossido di idrogeno, comunemente noto come acqua ossigenata, è

112. Il CaO è un:

- A. ossido basico
- B. ossido acido
- C. ossiacido
- D. idrossido
- E. acido carbossilico

113. Quale dei seguenti composti è un ossido acido o anidride?

- A. Na_2O
- B. CaO
- C. BaO
- D. SO_3
- E. K_2O

114. Il nome IUPAC del composto Cr_2O_3 è ossido di cromo(.....).

115. Quale dei seguenti abbinamenti tra formula e nome è SBAGLIATO?

- A. $FeCl_3$ – Cloruro di ferro(II)
- B. CrO_3 – Ossido di cromo(VI)
- C. FeO – Ossido di ferro(II)
- D. PCl_5 – Pentacloruro di fosforo
- E. N_2O_4 – Tetrossido di diazoto

116. Secondo la nomenclatura Stock, basata sui numeri di ossidazione, il nome del triclورو di ferro è cloruro di ferro(.....).

117. Quale dei seguenti abbinamenti tra formula e nome è SBAGLIATO?

- A. $Ca(OH)_2$ – Diidrossido di calcio
- B. CO_2 – Diossido di carbonio
- C. $Fe(OH)_3$ – Idrossido di ferro(III)
- D. Fe_2O_3 – Diossido di triferro
- E. SO_3 – Triossido di zolfo

118. Il nome IUPAC dell'idrossido di calcio, basato sui prefissi stechiometrici, è di calcio.

- C. FeSO_4 – Solfato ferroso
D. NaNO_2 – Nitrito di sodio
E. NaClO – Ipoclorito di sodio

153. Il nome tradizionale del composto P_4O_{10} è anidride

154. Quale delle seguenti specie chimiche non rispetta la regola dell'ottetto per l'atomo centrale?

- A. CCl_4
B. H_2O
C. NH_3
D. PCl_5
E. CO_2

155. Si può dire che il fosfato di calcio, tenendo conto del numero di elementi da cui è composto, è un esempio di sale

156. Quale delle seguenti affermazioni descrive il comportamento da base debole dello ione bicarbonato (HCO_3^-) in soluzione acquosa?

- A. Accetta un protone dagli acidi, formando acido carbonico (H_2CO_3).
B. Agisce da acido di Brønsted-Lowry, cedendo un protone agli ioni idrossido.
C. Cede facilmente il proprio protone, aumentando l'acidità della soluzione.
D. Forma un legame ionico con lo ione sodio, che ne stabilizza la carica.
E. Si decompone spontaneamente liberando ossigeno gassoso.

157. Quale delle seguenti opzioni descrive correttamente il sale ternario che si forma dalla reazione di neutralizzazione completa tra acido fosforico (H_3PO_4) e idrossido di calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)?

- A. Ha formula $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ed è chiamato fosfato di calcio.
B. Ha formula CaPO_4 ed è chiamato fosfato di calcio.
C. Ha formula $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ed è chiamato fosfito di calcio.

D. Ha formula Ca_3P_2 ed è chiamato fosfuro di calcio.

E. È un sale acido con formula $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, prodotto della reazione.

158. Quanti dei seguenti abbinamenti sono CORRETTI? (Un abbinamento è corretto soltanto se nome, formula e impiego sono tutti esatti; le formule sono fornite nella forma non idrata).

(I) Solfato di calcio (CaSO_4): materiale delle ingesature ortopediche

(II) Solfato ferroso ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$): ingrediente storico degli inchiostri ferrogallici

(III) Nitrato di potassio (KNO_3): conservante per salumi e insaccati (salnitro, E252)

(IV) Fosfato di calcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$): componente minerale delle ossa

(V) Bicarbonato di sodio (NaHCO_3): fertilizzante azotato

(VI) Carbonato di calcio (CaCO_3): antiacido e integratore di calcio

- A. 2
B. 3
C. 4
D. 5
E. 6

Risposte

1. ponderata. È la media delle masse isotopiche pesata in base alla loro abbondanza percentuale in natura. Se non fosse per l'indicazione del numero di lettere si sarebbe anche potuto dire "pesata".

2. 69,8. Massa media = $(0,60 \cdot 69) + (0,40 \cdot 71) = 41,4 + 28,4 = 69,8$ amu.

3. B. La massa molecolare è $(2 \cdot 1) + 32 + (4 \cdot 16) = 2 + 32 + 64 = 98$ u.

4. E. La massa molecolare è $(2 \cdot 1) + 16 = 18$ u; la massa molare è numericamente uguale, quindi 18 g/mol. Il 17 si ottiene dimenticando un idrogeno, il 16 considerando il solo ossigeno.

trigliceride sono apolari e possono contare solo su deboli forze di dispersione: l'acqua preferisce di gran lunga legarsi a se stessa.

80. dipoli. Le fluttuazioni casuali nella nuvola elettronica generano dipoli temporanei che inducono dipoli nelle molecole vicine.

81. London. Le forze di dispersione di London sono il tipo di interazione di van der Waals presente in tutte le molecole.

82. A. Dipendono dalle fluttuazioni istantanee della nuvola elettronica, che avvengono in qualsiasi molecola: nelle molecole apolari sono l'unica interazione presente, in quelle polari si sommano alle altre.

83. A. Tutte e tre le affermazioni sono corrette e descrivono le proprietà fondamentali delle forze di van der Waals.

84. D. Le forze di London sono le più deboli, seguite dal legame idrogeno. Il legame covalente (intramolecolare) è di gran lunga il più forte.

85. E. Questa affermazione cattura l'essenza dell'importanza biologica dei legami idrogeno.

86. entropia. Le molecole d'acqua si ordinano attorno a soluti apolari; aggregando le molecole apolari si libera acqua, aumentando l'entropia totale. La risposta "disordine" non va bene perché non si può dire "dell'disordine".

87. A. Le catene alchiliche sono apolari e interagiranno favorevolmente con un ambiente idrofobico tramite forze di dispersione di London.

88. A. Il fosfolipide è una molecola anfipatica: la testa, che porta il gruppo fosfato carico, forma interazioni ione-dipolo e legami idrogeno con l'acqua, mentre le due code di acidi grassi sono apolari e vengono escluse dall'ambiente acquoso. È questa doppia natura a produrre il doppio strato delle membrane.

89. E. Il CO_2 solido è tenuto insieme da deboli forze di van der Waals tra le singole molecole di CO_2 .

90. E. H_2S e H_2Se hanno solo forze di van der Waals ($\text{H}_2\text{Se} > \text{H}_2\text{S}$ per > massa molecolare). H_2O ha legami idrogeno, molto più forti, quindi ha il punto di ebollizione più alto.

91. 0. La somma algebrica dei numeri di ossidazione in una molecola o composto ionico neutro è zero.

92. -1. Essendo il più elettronegativo.

93. -1. Negli idruri metallici.

94. -2. È il valore che l'ossigeno assume in tutti i suoi composti, con l'eccezione dei perossidi (-1), dei superossidi (-1/2) e dei composti con il fluoro.

95. +5. $(+1) + x + 3*(-2) = 0 \rightarrow x = +5$.

96. +5. $3(+1) + P + 4(-2) = 0 \rightarrow P = +5$.

97. -4. $x + 4*(+1) = 0 \rightarrow x = -4$.

98. +4. $x + 2*(-2) = 0 \rightarrow x = +4$.

99. D. In $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: $2(+1) + 2(\text{Cr}) + 7(-2) = 0 \rightarrow 2\text{Cr} = 12 \rightarrow \text{Cr} = +6$.

100. E. $\text{Ca}(+2)$, $\text{O}(-2)$. $2 + 2(\text{C}) + 4(-2) = 0 \rightarrow \text{C} = +3$.

101. -3. $x + 4*(+1) = +1 \rightarrow x = -3$.

102. +7. $x + 4*(-2) = -1 \rightarrow x = +7$.

103. +2. $(2*x) + 3*(-2) = -2 \rightarrow 2x = 4 \rightarrow x = +2$ (medio).

104. +3. $\text{Na}(+1)$, $\text{H}(-1)$. $1 + B + 4(-1) = 0 \rightarrow B = +3$.

105. E. Formula Na_2SeO_4 . $2(+1) + \text{Se} + 4(-2) = 0 \rightarrow \text{Se} = +6$. Il selenato è l'analogo del solfato: stesso numero di ossidazione dello zolfo nell'acido solforico.

106. A. Nell'acido fosforoso (H_3PO_3), il P è +3.

107. 4. Il solfito di sodio ha formula Na_2SO_3 . Ogni Na è +1 (totale +2), ogni O è -2 (totale -6): $2(+1) + \text{S} + 3(-2) = 0 \rightarrow \text{S} = +4$. È lo stesso numero di ossidazione dello zolfo nell'anidride solforosa (SO_2) e nell'acido solforoso (H_2SO_3), da cui il sale deriva.

108. -1. Nei perossidi.

109. -1/2. K è +1. O_2 ha carica -1. Ogni O ha n.o. -1/2.

110. A. In entrambi i composti il sodio è +1, perché è un metallo alcalino. Nell'ossido Na_2O l'ossigeno è -2, come di regola; nel perossido Na_2O_2 i due atomi di ossigeno sono legati fra loro, e il legame O-O non sposta carica da un ossigeno all'altro: a

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

ciascuno resta -1 . È l'unico modo di far tornare la somma a zero con due sodio a $+1$.

111. H_2O_2 . È la formula del perossido di idrogeno.

112. A. È un composto formato da un metallo e l'ossigeno.

113. D. SO_3 (triossido di zolfo) è un ossido di un non metallo che reagisce con l'acqua per formare un acido (H_2SO_4).

114. III. Poiché l'ossigeno è O^{2-} , i tre ossigeni valgono -6 e i due atomi di cromo devono valere $+6$ in tutto: ciascun cromo è Cr^{3+} , ovvero cromo(III). Il numero romano è necessario perché il cromo ha anche il numero di ossidazione $+6$, come nei cromati.

115. A. Il nome corretto per la formula FeCl_3 è cloruro di ferro(III), poiché il cloro ha numero di ossidazione -1 e il ferro deve avere $+3$ per bilanciare la carica dei tre ioni cloruro. La formula corretta per il cloruro di ferro(II) è FeCl_2 .

116. III. Il triclорuro di ferro ha formula FeCl_3 . Poiché ogni cloro è Cl^- , i tre ioni cloruro richiedono che il ferro sia Fe^{3+} , ovvero ferro(III).

117. D. Il nome corretto per la formula Fe_2O_3 è triossido di diferro (o, con la nomenclatura di Stock, ossido di ferro(III)). Il nome "diossido di triferro" implicherebbe una formula errata (Fe_3O_2).

118. diidrossido. L'idrossido di calcio è $\text{Ca}(\text{OH})_2$; la nomenclatura IUPAC usa il prefisso di-, ottenendo la parola "diidrossido".

119. idrossido. Poiché lo ione idrossido è OH^- , due di essi bilanciano la carica di un Fe^{2+} .

120. B. Gli idrossidi sono formati da un metallo e da uno o più ioni OH^- : KOH è l'unico del gruppo. K_2O è un ossido, HCl un idracido, KNO_3 un sale, H_2O_2 un perossido.

121. E. KOH (idrossido di potassio) in acqua si dissocia liberando ioni OH^- , caratteristica di una base di Arrhenius.

122. idruro. È un composto binario dell'idrogeno con un metallo.

123. diazoto. La nomenclatura IUPAC indica il numero di atomi con i prefissi: cinque ossigeni

(pentossido) e due azoti (diazoto). N_2O_5 è l'anidride dell'acido nitrico.

124. D. H_3PO_4 (acido fosforico) contiene idrogeno, un non metallo (fosforo) e ossigeno.

125. B. L'acido con un atomo di ossigeno in meno rispetto all'acido "-ico" (nitrico, HNO_3) prende il suffisso "-oso".

126. solforoso. L'acido con un atomo di ossigeno in meno rispetto all'acido "-ico" (solforico, H_2SO_4) prende il suffisso "-oso".

127. perclorico. L'anidride perclorica (Cl_2O_7) reagisce con l'acqua per dare l'acido perclorico (HClO_4).

128. ipocloroso. L'ossiacido dell'alogeno con il numero di ossidazione più basso ($+1$) prende il prefisso "ipo-" e il suffisso "-oso".

129. bromidrico. È il nome dell'idracido formato dall'alogeno bromo.

130. solfidrico. Gli idracidi binari in soluzione acquosa prendono il nome dell'elemento con il suffisso "-idrico".

131. carbonico. È l'ossiacido che si forma quando l'anidride carbonica si scioglie in acqua.

132. E. Il nome corretto per la formula H_2CO_3 è acido carbonico. Non esiste un comune ossiacido stabile del carbonio con un numero di ossidazione inferiore (come $+2$) a cui si possa applicare il suffisso '-oso'.

133. H_3PO_4 . È la formula dell'acido fosforico.

134. D. Il nome detta gli ioni: «cloruro» è l'anione monoatomico Cl^- , e il sodio, metallo alcalino, in un composto ionico forma soltanto lo ione Na^+ . Una carica $+1$ e una -1 si bilanciano in rapporto 1:1, da cui NaCl . Na_2Cl e NaCl_2 combinano gli stessi due ioni in rapporti che lascerebbero il composto carico, e quindi non esistono. NaOH e NaClO sono invece composti reali, ma rispondono ad altri nomi: idrossido di sodio il primo, ipoclorito di sodio il secondo — un sale dell'acido ipocloroso, in cui il cloro non compare come Cl^- ma dentro l'anione ClO^- .

135. ferrico. Lo ione solfato è SO_4^{2-} . Per bilanciare la carica di due Fe^{3+} ($+6$ totale), servono tre ioni

Allenamento 二

Calcolo delle concentrazioni

1. Quante moli di NaCl (massa molare $\approx 58,5$ g/mol) sono presenti in 117 g di sale?
A. 2,0 mol
B. 2,5 mol
C. 3,0 mol
2. A quante moli corrispondono 90 g di glucosio (massa molare ≈ 180 g/mol)?
A. 0,25 mol
B. 0,50 mol
C. 1,00 mol
3. Quante moli di H_2SO_4 (massa molare ≈ 98 g/mol) ci sono in 49 g di acido?
A. 0,50 mol
B. 0,75 mol
C. 1,00 mol
4. A quante moli corrispondono 20 g di NaOH (massa molare ≈ 40 g/mol)?
A. 0,25 mol
B. 0,40 mol
C. 0,50 mol
5. Quante moli di H_2O (massa molare ≈ 18 g/mol) ci sono in 9 g di acqua?
A. 0,25 mol
B. 0,50 mol
C. 0,75 mol
6. Se si sciolgono 20 g di un soluto in 80 g di solvente, qual è la concentrazione percentuale peso/peso (%) p/p) del soluto?
A. 20 %
B. 25 %
C. 30 %
7. Una soluzione è preparata mescolando 1 mole di etanolo con 3 moli di acqua. Qual è la frazione molare dell'etanolo?
A. 0,15
B. 0,25
C. 0,33
8. Qual è la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 4 g di NaOH (massa molare ≈ 40 g/mol) in acqua fino a un volume finale di 1 L?
A. 0,05 M
B. 0,10 M
C. 0,20 M
9. Qual è la molarità di una soluzione di 36,5 g di HCl (massa molare $\approx 36,5$ g/mol) in 2 L di soluzione?
A. 0,5 M
B. 1,0 M
C. 2,0 M
10. Qual è la molarità di una soluzione con 2 moli di soluto in 4 L di soluzione?
A. 0,50 M
B. 0,75 M
C. 1,00 M
11. Qual è la molarità di una soluzione che contiene 0,5 moli di soluto in 250 mL di soluzione?
A. 1,5 M
B. 2,0 M
C. 2,5 M
12. Se si mescolano 15 mL di alcol con 85 mL di acqua, qual è la concentrazione percentuale volume/volume dell'alcol se i volumi sono additivi?
A. 10,0 %
B. 15,0 %
C. 17,6 %

13. Calcolare la percentuale in peso (% p/p) di una soluzione ottenuta sciogliendo 15 g di sale in 135 g di acqua.

- A. 5 %
- B. 10 %
- C. 15 %

14. Una soluzione fisiologica contiene 10 g di glucosio in 200 mL di soluzione. Qual è la sua concentrazione percentuale peso/volume (% p/v)?

- A. 2,5 %
- B. 4,0 %
- C. 5,0 %

15. Una soluzione contiene 2 moli di soluto A e 8 moli di solvente B. Qual è la frazione molare di A?

- A. 0,10
- B. 0,20
- C. 0,25

16. Una soluzione contiene 0,1 moli di soluto e 0,9 moli di solvente. La frazione molare del soluto è:

- A. 0,08
- B. 0,09
- C. 0,10

17. Qual è la molarità di una soluzione che contiene 1 mole di soluto in 200 mL?

- A. 2,5 M
- B. 4,0 M
- C. 5,0 M

18. Calcolare la molarità di una soluzione contenente 180 g di glucosio (massa molare ≈ 180 g/mol) in 500 mL di soluzione.

- A. 2,0 M
- B. 3,0 M
- C. 4,0 M

19. Una soluzione è preparata con 4 g di NaOH (massa molare ≈ 40 g/mol) in 500 mL di volume. Qual è la sua molarità?

- A. 0,1 M
- B. 0,2 M
- C. 0,4 M

20. Qual è la molarità di una soluzione con 98 g di H_2SO_4 (massa molare ≈ 98 g/mol) in 500 mL di soluzione?

- A. 2,0 M
- B. 2,5 M
- C. 3,0 M

21. Una soluzione è preparata sciogliendo 5,85 g di NaCl (massa molare $\approx 58,5$ g/mol) in acqua fino a 100 mL. Qual è la molarità?

- A. 0,5 M
- B. 1,0 M
- C. 1,5 M

22. Qual è la molalità di una soluzione ottenuta sciogliendo 0,20 moli di soluto in 500 g di acqua?

- A. 0,10 mol/kg
- B. 0,20 mol/kg
- C. 0,40 mol/kg

23. Qual è la molalità di una soluzione che contiene 1,5 moli di soluto in 3,0 kg di solvente?

- A. 0,20 mol/kg
- B. 0,25 mol/kg
- C. 0,50 mol/kg

24. Qual è la percentuale in volume (% v/v) di una soluzione ottenuta mescolando 50 mL di etanolo con acqua fino a un volume totale di 250 mL?

- A. 10 %
- B. 15 %
- C. 20 %

25. Una soluzione di 200 mL contiene 4 g di soluto. La sua concentrazione % p/v è:

- A. 1,0 %
- B. 1,5 %
- C. 2,0 %

26. Se si sciolgono 30 g di zucchero in 120 g di acqua, la concentrazione % p/p è:

- A. 15 %
- B. 20 %
- C. 25 %

Risposte

1. A. $n = 117 \text{ g} / 58,5 \text{ g/mol} = 2,0 \text{ mol}$.
2. B. $n = 90 \text{ g} / 180 \text{ g/mol} = 0,50 \text{ mol}$.
3. A. $n = 49 \text{ g} / 98 \text{ g/mol} = 0,50 \text{ mol}$.
4. C. $n = 20 \text{ g} / 40 \text{ g/mol} = 0,50 \text{ mol}$.
5. B. $n = 9 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 0,50 \text{ mol}$.
6. A. $\% p/p = (20 \text{ g} / (20 \text{ g} + 80 \text{ g})) * 100 = 20\%$.
7. B. $X = 1 \text{ mol} / (1 \text{ mol} + 3 \text{ mol}) = 0,25$.
8. B. $M = (4 \text{ g} / 40 \text{ g/mol}) / 1 \text{ L} = 0,10 \text{ M}$.
9. A. $M = (36,5 \text{ g} / 36,5 \text{ g/mol}) / 2 \text{ L} = 0,5 \text{ M}$.
10. A. $M = 2 \text{ mol} / 4 \text{ L} = 0,50 \text{ M}$.
11. B. $M = 0,5 \text{ mol} / 0,250 \text{ L} = 2,0 \text{ M}$.
12. B. $\% v/v = (15 \text{ mL} / (15 \text{ mL} + 85 \text{ mL})) * 100 = 15\%$.
13. B. $\% p/p = (15 \text{ g} / (15 \text{ g} + 135 \text{ g})) * 100 = 10\%$.
14. C. $\% p/v = (10 \text{ g} / 200 \text{ mL}) * 100 = 5,0\%$.
15. B. $X = 2 \text{ mol} / (2 \text{ mol} + 8 \text{ mol}) = 0,20$.
16. C. $X = 0,1 \text{ mol} / (0,1 \text{ mol} + 0,9 \text{ mol}) = 0,10$.
17. C. $M = 1 \text{ mol} / 0,2 \text{ L} = 5,0 \text{ M}$.
18. A. $M = (180 \text{ g} / 180 \text{ g/mol}) / 0,5 \text{ L} = 2,0 \text{ M}$.
19. B. $M = (4 \text{ g} / 40 \text{ g/mol}) / 0,5 \text{ L} = 0,2 \text{ M}$.
20. A. $M = (98 \text{ g} / 98 \text{ g/mol}) / 0,5 \text{ L} = 2,0 \text{ M}$.
21. B. $M = (5,85 \text{ g} / 58,5 \text{ g/mol}) / 0,1 \text{ L} = 1,0 \text{ M}$.
22. C. $m = 0,20 \text{ mol} / 0,500 \text{ kg} = 0,40 \text{ mol/kg}$.
23. C. $m = 1,5 \text{ mol} / 3,0 \text{ kg} = 0,50 \text{ mol/kg}$.
24. C. $\% v/v = (50 \text{ mL} / 250 \text{ mL}) * 100 = 20\%$.
25. C. $\% p/v = (4 \text{ g} / 200 \text{ mL}) * 100 = 2,0\%$.
26. B. $\% p/p = (30 \text{ g} / (30 \text{ g} + 120 \text{ g})) * 100 = 20\%$.
27. A. $X = 0,5 \text{ mol} / (0,5 \text{ mol} + 2,0 \text{ mol}) = 0,20$.
28. B. $X = 0,5 \text{ mol} / (0,5 \text{ mol} + 4,5 \text{ mol}) = 0,10$.
29. A. $M = 0,2 \text{ mol} / 0,02 \text{ L} = 10 \text{ M}$.
30. A. $n = 2,0 \text{ mol/L} * 0,250 \text{ L} = 0,50 \text{ mol}$.
31. A. $n = 0,5 \text{ mol/L} * 0,1 \text{ L} = 0,050 \text{ mol}$.
32. C. $n = 0,1 \text{ mol/L} * 0,5 \text{ L} = 0,050 \text{ mol}$.
33. A. $n = 0,50 \text{ mol/kg} * 0,400 \text{ kg} = 0,20 \text{ mol}$.
34. C. $n = 2,0 \text{ mol/kg} * 0,250 \text{ kg} = 0,50 \text{ mol}$.
35. A. $\text{massa} = 300 \text{ g} * (5 / 100) = 15 \text{ g}$.
36. A. $\text{massa} = 150 \text{ g} * (2 / 100) = 3,0 \text{ g}$.
37. B. $\text{massa} = 50 \text{ mL} * (20 / 100) = 10 \text{ g}$.
38. C. $\text{massa} = 40 \text{ mL} * (15 / 100) = 6 \text{ g}$.
39. C. $\text{massa} = 200 \text{ mL} * (0,9 / 100) = 1,8 \text{ g}$.
40. A. $V = 1,0 \text{ mol} / 2,0 \text{ mol/L} = 0,50 \text{ L}$.
41. C. $V = 0,25 \text{ mol} / 0,5 \text{ mol/L} = 0,5 \text{ L} = 500 \text{ mL}$.
42. B. $V = 0,05 \text{ mol} / 0,1 \text{ mol/L} = 0,50 \text{ L}$.
43. A. $V = 0,1 \text{ mol} / 0,25 \text{ mol/L} = 0,4 \text{ L} = 400 \text{ mL}$.
44. C. $V = (5 \text{ g} / 10\%) * 100 = 50 \text{ mL}$.

Parte IV.

pH e elettrochimica

9 Acidi, basi e pH (131 quesiti)

- 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.

Dal syllabus reperibile su <https://www.mur.gov.it/it/news/venerdi-19062026/semestre-aperto-aa-2026-2027>. Consultato il 17/08/2026.

- Il syllabus 2026 elimina dalla voce di questo capitolo la frase «Gli argomenti saranno trattati con esempi numerici per coadiuvare la comprensione dei fenomeni descritti» (2025); tuttavia, nella parte iniziale, sostituisce «eseguire semplici ma fondamentali calcoli sulle concentrazioni delle soluzioni e osmolarità» (2025) con «eseguire calcoli relativi a moli, concentrazioni, diluizioni, pH, osmolarità e proprietà delle soluzioni». I calcoli restano.

9.1 Teorie Acido-Base e Definizioni Fondamentali

- Teoria di Arrhenius: acido = una sostanza che in soluzione acquosa libera ioni H^+ ; base = una sostanza che in soluzione acquosa libera ioni OH^- .
- Teoria di Brønsted e Lowry: acido = donatore di protoni (H^+); base = accettore di protoni.
Coppia acido-base coniugata: differiscono per un singolo protone (es. HA/A^- ; B/BH^+).
- Teoria di Lewis: acido = accettore di una coppia di elettroni; base = donatore di una coppia di elettroni.
- Specie anfotera: può agire sia da acido che da base (es. H_2O , HCO_3^-). Se può agire sia da acido che da base di Brønsted e Lowry, è detta anfiprotica.

1. Secondo la teoria di Arrhenius, un acido è una sostanza che in soluzione acquosa libera ioni:

- A. O^{2-}
- B. OH^-
- C. Na^+
- D. Cl^-
- E. H^+

2. Quale delle seguenti affermazioni descrive correttamente una base secondo la teoria di Brønsted-Lowry?

- A. Una sostanza che aumenta la concentrazione di ioni H^+ in acqua.
- B. Una sostanza che può donare un protone.
- C. Una sostanza che può accettare una coppia di elettroni.

19. L'acido coniugato della base idrogeno carbonato (HCO_3^-) è (Scrivere la formula chimica).

20. La specie H_2PO_4^- è la base coniugata dell'acido (Scrivere la formula chimica).

21. Quante delle seguenti affermazioni sono corrette?

(I) La teoria di Arrhenius definisce un acido come donatore di protoni.

(II) In una coppia acido-base coniugata, se l'acido è debole, la base coniugata è relativamente forte.

(III) L'acqua è un elettrolita forte.

(IV) Il pH di una soluzione di un acido forte 10^{-9} M è 9.

A. 0

B. 2

C. 3

D. 1

E. 4

9.2 pH, pOH, acidi e basi forti

- Prodotto ionico dell'acqua a 25 °C:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

- $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$; $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

- 25 °C $\rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$; $[\text{H}^+] = 10^{(-\text{pH})}$

- $\log(2) \approx 0,3$

- Acidi forti: si dissociano completamente.

$$[\text{H}^+] \approx n \cdot \text{concentrazione iniziale dell'acido (Ca)}$$

n = numero di H^+ ceduti per unità formula

- Basi forti solubili: si dissociano completamente.

$$[\text{OH}^-] \approx n \cdot \text{concentrazione iniziale della base (Cb)}$$

n = numero di ioni OH^- per unità formula

- Acidi e basi importanti:

acidi forti: HCl , HBr , HI , HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4

basi forti: idrossidi di Na, K, Li, Ca, Sr, Ba

22. In acqua pura a 25 °C la concentrazione di ioni H^+ è $1,0 \cdot 10^{-7}$ M: il pH vale

23. In una soluzione acquosa a 25 °C, se il pH è 9,0, la concentrazione di ioni idrossido $[\text{OH}^-]$ è M. (Usa il formato $\text{X,Y} \cdot 10^{\wedge}\text{Z}$).

24. Il pH di una soluzione acquosa di acido cloridrico $1,0 \cdot 10^{-3}$ M a 25 °C è:

A. 1,0

B. 11,0

C. 2,0

D. 3,0

E. 4,0

25. Si sciolgono 0,146 g di acido cloridrico gassoso (massa molare $\approx 36,5$ g/mol) in acqua fino a raggiungere un volume di 400 mL. Assumendo che l'acido si dissocia completamente, il pH della soluzione risultante è:

A. 1,0

B. 3,0

C. 4,0

D. 0,1

E. 2,0

26. Una soluzione viene preparata sciogliendo 1,12 g di idrossido di potassio (massa molare ≈ 56 g/mol) in acqua fino a un volume di 200 mL. Il pOH della soluzione è

27. In una soluzione acquosa a 25 °C il pOH vale 4,0. Il pH della soluzione è:

A. 10,0

B. 4,0

C. 11,0

D. 14,0

E. 3,0

28. Se la concentrazione di ioni H^+ in una soluzione diminuisce di un fattore 100, il pH:

A. Aumenta di 2 unità.

B. Diminuisce di 2 unità.

C. Aumenta di 100 volte.

D. Diminuisce di 100 volte.

E. Rimane invariato.

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

29. **QUESITO UFFICIALE 2025, 2° appello, n. 23**

La costante di dissociazione dell'acqua K_w è indipendente dalla temperatura ?

30. L'autoprotolisi dell'acqua è un processo endotermico. Un aumento della temperatura fa aumentare il valore di K_w ? (Sì/No)

31. A 60 °C, il prodotto ionico dell'acqua (K_w) è circa $1,0 \times 10^{-13}$. Il pH di una soluzione neutra a questa temperatura è:

- A. 6,50
- B. 7,00
- C. 7,50
- D. 13,0
- E. 14,0

32. Alla temperatura corporea di 37 °C il prodotto ionico dell'acqua vale circa $2,4 \times 10^{-14}$. Quale affermazione sull'acqua pura a 37 °C è corretta?

- A. È basica, perché l'aumento di temperatura fa crescere soprattutto la concentrazione di ioni OH^- .
- B. È acida, perché il suo pH è inferiore a 7,00.
- C. È neutra e il suo pH vale esattamente 7,00, perché la neutralità corrisponde sempre a pH 7,00.
- D. È neutra, ma il suo pH è inferiore a 7,00, perché $[\text{H}^+] = \sqrt{K_w}$ è maggiore di $1,0 \times 10^{-7}$ M.
- E. È neutra e il suo pH è superiore a 7,00, perché K_w cresce al crescere della temperatura.

33. Il pH del plasma sanguigno è circa 7,4. La concentrazione di H^+ in mol/L è:

- A. $1,0 \times 10^{-7}$ M
- B. 7,4 M
- C. $2,5 \times 10^{-7}$ M
- D. $4,0 \times 10^{-8}$ M
- E. Nessuna delle altre risposte è corretta.

34. Vengono sciolti 0,74 g di idrossido di calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$, massa molare ≈ 74 g/mol) in acqua fino a un volume di 500 mL. Assumendo che il soluto si

scioglia e si dissocia completamente, il pH della soluzione è:

- A. 1,4
- B. 1,7
- C. 12,3
- D. 12,6
- E. 13,6

35. Una soluzione ha una concentrazione di ioni H^+ pari a $1,0 \times 10^{-10}$ M. Questa soluzione è (acida/basica/neutra)

36. Una soluzione viene preparata sciogliendo 0,20 g di idrossido di sodio (NaOH, massa molare ≈ 40 g/mol) in acqua fino a un volume di 500 mL. Il pH di questa soluzione è:

- A. 2
- B. 11
- C. 13
- D. 12
- E. 10

37. Se una soluzione ha una concentrazione di ioni OH^- pari a $5,0 \times 10^{-4}$ M, il suo pOH è (Usa $\log(5) \approx 0,7$. Fornire il risultato con una cifra decimale).

38. A 25 °C, la somma del pH e del pOH di una qualsiasi soluzione acquosa è sempre uguale a

39. Un paziente presenta acidosi metabolica con un pH del sangue di 7,2. La sua concentrazione di H^+ è:

- A. Minore di quella normale ($4,0 \times 10^{-8}$ M).
- B. Uguale a quella normale ($4,0 \times 10^{-8}$ M).
- C. Uguale a 7,2 M.
- D. Impossibile da determinare senza conoscere la pCO_2 .
- E. Maggiore di quella normale ($4,0 \times 10^{-8}$ M).

40. Qual è il pH di una soluzione di acido nitrico (HNO_3) 0,20 mM?

- A. 3,70

- B. 0,30
C. 3,30
D. 0,70
E. 3,00

41. Una soluzione di acido perclorico (HClO_4) 1,0 mM ha pH

42. 20 mL di una soluzione di acido cloridrico a pH 1 vengono diluiti con acqua fino a un volume finale di 200 mL. Il pH della soluzione finale è:

- A. 1
B. 3
C. 7
D. 0
E. 2

43. Una soluzione ha una concentrazione di ioni H_3O^+ di $2,0 \times 10^{-5}$ M. Il suo pH è:

- A. 5,00
B. 2,00
C. 5,30
D. 4,70
E. 9,30

44. Si consideri una soluzione acquosa di acido nitrico (HNO_3), un acido forte, a una concentrazione di $1,0 \times 10^{-7}$ M a 25 °C. Quale delle seguenti opzioni riporta il pH corretto e la giustificazione più accurata, tenendo conto di tutti i contributi ionici in soluzione?

- A. Il pH è 7,00, poiché la concentrazione di H^+ fornita dall'acido è $1,0 \times 10^{-7}$ M, che corrisponde esattamente al pH della neutralità e rende quindi trascurabile qualsiasi altro contributo.
B. Il pH è 6,70, valore ottenuto sommando la concentrazione di H^+ dell'acido ($1,0 \times 10^{-7}$ M) a quella dell'acqua pura ($1,0 \times 10^{-7}$ M) e calcolando il logaritmo negativo della concentrazione totale risultante ($2,0 \times 10^{-7}$ M).
C. Il pH è 6,96 perché alla concentrazione dell'acido ($1,0 \times 10^{-7}$ M) si deve sommare un contributo dell'acqua che, a causa dell'effetto dello ione

comune, si riduce a circa $1,0 \times 10^{-8}$ M, portando la concentrazione totale di H^+ a $1,1 \times 10^{-7}$ M.

D. Il pH è 1,00 perché l'acido nitrico è un acido forte e il suo pH si calcola direttamente come il logaritmo negativo della sua molarità, ignorando l'esponente della notazione scientifica.

E. Il pH è 6,79 perché è necessario considerare il contributo degli ioni H^+ derivanti dall'autoprotolisi dell'acqua; la risoluzione dell'equilibrio porta a una concentrazione totale di H^+ di $1,62 \times 10^{-7}$ M.

45. Quale delle seguenti affermazioni riguardo al pH è VERA?

- A. Una soluzione con pH = 5 è 100 volte meno acida di una con pH = 7.
B. Il pH dell'acqua pura aumenta sempre all'aumentare della temperatura.
C. Una soluzione 1 M di un acido debole ha pH = 0.
D. Nessuna delle altre risposte è corretta.
E. Il pOH è definito come $-\log_{10}[\text{H}^+]$.

9.3 Acidi e basi deboli

- Costante di dissoc. acida: $K_a = ([\text{H}^+][\text{A}^-]) / [\text{HA}]$
- Costante di dissoc. basica: $K_b = ([\text{BH}^+][\text{OH}^-]) / [\text{B}]$
- $\text{p}K_a = -\log(K_a)$; $\text{p}K_b = -\log(K_b)$
- $\downarrow \text{p}K_a \rightarrow$ acido più forte; $\downarrow \text{p}K_b \rightarrow$ base più forte.
- Approssimazioni valide in alcuni casi:
 - Per acidi deboli: $[\text{H}^+] \approx \sqrt{K_a \cdot C_a}$
 - Per basi deboli: $[\text{OH}^-] \approx \sqrt{K_b \cdot C_b}$
 - Equazione di Henderson-Hasselbalch:
 - acidi: $\text{pH} \approx \text{p}K_a + \log([\text{A}^-]/[\text{HA}])$
 - basi: $\text{pOH} \approx \text{p}K_b + \log([\text{BH}^+]/[\text{B}])$

46. A differenza di un acido forte, un acido debole in soluzione acquosa si dissocia solo (Inizia per p)

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

131. Si consideri una soluzione satura di fluoruro di calcio, CaF_2 . Se si aggiunge dell'acido nitrico (HNO_3), la solubilità del sale:

- A. Diminuisce, a causa dell'effetto dello ione comune introdotto dall'anione nitrato.
- B. Aumenta, perché lo ione H^+ reagisce con la base coniugata F^- , spostando l'equilibrio.
- C. Rimane invariata, perché l'acido nitrico è un elettrolita forte che non interagisce con gli ioni del sale.
- D. Diventa zero, poiché l'ambiente fortemente acido provoca la completa precipitazione del sale.
- E. Non si può prevedere, perché l'effetto della forza ionica e della reazione acido-base si annullano a vicenda.

Risposte

1. E. La teoria di Arrhenius definisce l'acido come la sostanza che in acqua libera ioni H^+ e la base come quella che libera ioni OH^- (opzione B). Cl^- e Na^+ sono gli ioni che restano in soluzione come sale, ma non sono responsabili del carattere acido.
2. E. La definizione di Brønsted-Lowry si basa sull'accettazione (base) o donazione (acido) di protoni (H^+).
3. donare. Per Brønsted e Lowry l'acido è il donatore di protoni, la base l'accettore.
4. acido. Un acido di Lewis è un accettore di una coppia di elettroni.
5. C. NH_3 è la base e NH_4^+ è il suo acido coniugato, differiscono per un H^+ .
6. base. L'acqua accetta un protone da HCl , comportandosi da base di Brønsted-Lowry.
7. D. La base coniugata si ottiene togliendo un protone all'acido: $\text{HNO}_3 - \text{H}^+ \rightarrow \text{NO}_3^-$. H_2NO_3^+ è invece l'acido coniugato di HNO_3 , mentre NO_2^- è la base coniugata dell'acido nitroso (HNO_2).
8. HPO_4^{2-} . La base coniugata si ottiene rimuovendo un protone dall'acido.
9. C. Lo ione idrogenosolfato HSO_3^- può donare un protone ($\rightarrow \text{SO}_3^{2-}$) o accettarne uno ($\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$).

10. diprotico. Un acido diprotico ha due idrogeni acidi.

11. C. NH_3 dona la sua coppia di elettroni a BF_3 , agendo da base di Lewis.

12. $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$. L'acido coniugato si ottiene aggiungendo un protone alla base.

13. anfiprotica. Può agire sia da acido che da base. Attenzione: una specie che può agire sia da acido che da base è detta in generale anfotera; una specie che può agire sia da acido che da base di Brønsted e Lowry è detta anfiprotica. Tutte le specie anfiprotiche sono anfotere. Nei quesiti a completamento si suggerisce di inserire la parola più specifica quando questa scelta è giustificata dal testo (in questo caso "anfiprotica" piuttosto che "anfotera").

14. basica. La costante di dissociazione basica (K_b).

15. idrossido. $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$. Si chiama anche ossidril.

16. acqua. $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

17. E. Lo ione ammonio, un acido, reagisce con l'acqua (base) donando un protone.

18. dissocia. Una base forte si ionizza completamente in acqua. Anche "ionizza" sarebbe stata corretta se non per l'indicazione del numero di lettere.

19. H_2CO_3 . L'acido coniugato si ottiene aggiungendo un protone alla base.

20. H_3PO_4 . L'acido si ottiene aggiungendo un protone alla base H_2PO_4^- .

21. D. Solo l'affermazione (II) è corretta. (I) è la definizione di Brønsted-Lowry. (III) L'acqua è un elettrolita debolissimo. (IV) Per concentrazioni di acidi forti molto diluite (vicine a 10^{-7} M) il contributo degli ioni H^+ derivanti dall'autoprotolisi dell'acqua non è trascurabile. La $[\text{H}^+]$ totale sarà la somma di 10^{-9} M (dall'acido) e circa 10^{-7} M (dall'acqua), risultando in un pH leggermente inferiore a 7. Un pH di 9 sarebbe basico, il che è impossibile aggiungendo acido all'acqua.

22. 7. $\text{pH} = -\log(1,0 \cdot 10^{-7}) = 7$. A 25 °C questo è anche il pH della neutralità, perché nell'acqua pura $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$.

23. $1,0 \cdot 10^{-5}$. $\text{pH}=9 \rightarrow \text{pOH}=14-9=5$. $[\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ M}$.

24. D. L'acido cloridrico è un acido forte e si dissocia completamente: $[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, quindi $\text{pH} = -\log(1,0 \cdot 10^{-3}) = 3,0$. Il valore 11,0 corrisponde al pOH, non al pH.

25. E. Moli $\text{HCl} = 0,146 \text{ g} / 36,5 \text{ g/mol} = 0,004 \text{ mol}$. Molarità = $0,004 \text{ mol} / 0,4 \text{ L} = 0,01 \text{ M}$. $\text{pH} = -\log(0,01) = 2,0$.

26. 1. Moli $\text{KOH} = 1,12 \text{ g} / 56 \text{ g/mol} = 0,02 \text{ mol}$. Molarità = $0,02 \text{ mol} / 0,2 \text{ L} = 0,1 \text{ M}$. $\text{pOH} = -\log(0,1) = 1$.

27. A. A 25 °C vale $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, quindi $\text{pH} = 14 - 4,0 = 10,0$. Rispondere 4,0 significa scambiare pH e pOH.

28. A. La scala del pH è logaritmica. Una diminuzione di $[\text{H}^+]$ di 10^2 volte corrisponde a un aumento del pH di 2 unità.

29. No. K_w — il prodotto ionico dell'acqua — è una costante di equilibrio, e come ogni costante di equilibrio dipende dalla temperatura. L'autoprotolisi è endotermica, quindi scaldando l'equilibrio si sposta verso gli ioni e K_w cresce: il valore $1,0 \cdot 10^{-14}$ vale a 25 °C, mentre a 60 °C K_w è già circa $1,0 \cdot 10^{-13}$. L'acqua pura resta comunque neutra a ogni temperatura, perché $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$: cambia il pH a cui la neutralità si trova, che sopra i 25 °C scende sotto 7.

30. Sì. K_w è una costante di equilibrio e come tale dipende dalla temperatura: per il principio di Le Châtelier, un aumento di temperatura sposta a destra un equilibrio endotermico e fa quindi crescere K_w (a 25 °C vale $1,0 \cdot 10^{-14}$, a 60 °C circa $1,0 \cdot 10^{-13}$). Di conseguenza cambia con la temperatura anche il pH della neutralità, che resta 7,00 solo a 25 °C.

31. A. In una soluzione neutra $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$. Poiché $K_w = [\text{H}^+]^2$, allora $[\text{H}^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{(1,0 \cdot 10^{-13})} = 10^{-6,5} \text{ M}$. Il pH è $-\log(10^{-6,5}) = 6,50$.

32. D. Nell'acqua pura, a qualsiasi temperatura, $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w}$: la soluzione è neutra per definizione. A 37 °C si ha $[\text{H}^+] = \sqrt{(2,4 \cdot 10^{-14})} \approx 1,5 \cdot 10^{-7} \text{ M}$, cioè un pH di circa 6,8. Un pH minore di 7 non implica acidità: la neutralità coincide con pH 7,00 solo a 25 °C.

33. D. $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7,4} \approx 4,0 \cdot 10^{-8} \text{ M}$.

34. D. Moli = massa / massa molare = $0,74 \text{ g} / 74 \text{ g/mol} = 0,01 \text{ mol}$. Molarità $[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \text{moli} / \text{volume (L)} = 0,01 \text{ mol} / 0,5 \text{ L} = 0,02 \text{ M}$. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ libera 2 ioni OH^- . $[\text{OH}^-] = 2 \cdot [\text{Ca}(\text{OH})_2] = 2 \cdot 0,02 \text{ M} = 0,04 \text{ M}$. $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,04) = -\log(4 \cdot 10^{-2}) = 2 - \log(4)$. Sapendo che $\log(2) \approx 0,3$, allora $\log(4) = \log(2^2) = 2 \cdot \log(2) \approx 0,6 \rightarrow \text{pOH} \approx 2 - 0,6 = 1,4 \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,4 = 12,6$.

35. basica. Un $\text{pH} = -\log(10^{-10}) = 10$, che è > 7 , indica una soluzione basica.

36. D. Moli $\text{NaOH} = 0,2 \text{ g} / 40 \text{ g/mol} = 0,005 \text{ mol}$. $[\text{NaOH}] = 0,005 \text{ mol} / 0,5 \text{ L} = 0,01 \text{ M}$. $\text{pOH} = 2$. $\text{pH} = 12$.

37. 3,3. $\text{pOH} = -\log(5,0 \cdot 10^{-4}) = 4 - \log(5) \approx 4 - 0,7 = 3,3$.

38. 14. A 25 °C, $\text{pK}_w = 14$.

39. E. Acidosi significa $\text{pH} < 7,35$, quindi $[\text{H}^+]$ è maggiore del normale. $[\text{H}^+] = 10^{-7,2} \approx 6,3 \cdot 10^{-8} \text{ M} > 4,0 \cdot 10^{-8} \text{ M}$.

40. A. Il prefisso milli vale 10^{-3} : $0,20 \text{ mM} = 0,20 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$. L'acido nitrico è forte e si dissocia completamente, quindi $\text{pH} = -\log(2,0 \cdot 10^{-4}) = 4 - \log(2) \approx 4 - 0,3 = 3,70$. Il valore 0,70 si ottiene ignorando il prefisso e trattando la soluzione come 0,20 M.

41. 3. $1,0 \text{ mM} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. L'acido perclorico è un acido forte, quindi $[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ e $\text{pH} = 3$.

42. E. $\text{pH}=1 \rightarrow [\text{H}^+]=0,1 \text{ M}$. Diluizione: $M_1V_1 = M_2V_2 \rightarrow (0,1 \text{ M})(20 \text{ mL}) = M_2(200 \text{ mL}) \rightarrow M_2 = 0,01 \text{ M}$. $\text{pH} = -\log(0,01) = 2$.

43. D. $\text{pH} = -\log(2,0 \cdot 10^{-5}) = 5 - \log(2) \approx 5 - 0,30 = 4,70$.

44. E. A concentrazioni di acidi forti vicine a 10^{-7} M il contributo di H^+ dall'autoprotolisi dell'acqua non è trascurabile, pur se quest'ultima è soppressa. La concentrazione totale di H^+ non è la

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

semplice somma dei contributi, ma deve essere calcolata risolvendo l'equilibrio $K_w = [H^+][OH^-]$. Posto $[H^+]_{tot} = (1,0 \times 10^{-7} + x)$ e $[OH^-] = x$, dove x è il contributo dell'acqua, si risolve $(1,0 \times 10^{-7} + x)(x) = 1,0 \times 10^{-14}$. Si ottiene $x \approx 6,18 \times 10^{-8}$ M, da cui $[H^+]_{totale} \approx 1,62 \times 10^{-7}$ M. Il pH è $-\log(1,62 \times 10^{-7}) \approx 6,79$.

45. D. A è falsa (è 100 volte più acida). B è falsa (il pH dell'acqua pura diminuisce con la temperatura perché K_w aumenta). C è falsa (solo un acido forte 1 M ha pH 0). E è la definizione di pH, non pOH. Tutte le affermazioni sono false.

46. parzialmente. Un acido debole in acqua raggiunge un equilibrio in cui coesistono la forma indissociata HA e gli ioni A^- e H_3O^+ ; solo un acido forte si dissocia completamente.

47. 5. $pK_a = -\log(K_a) = -\log(1,0 \times 10^{-5}) = 5$.

48. D. Il pK_a è il logaritmo decimale della K_a cambiato di segno: a una K_a più grande corrisponde un pK_a più piccolo, cioè un acido più forte. L'espressione $-\log[H^+]$ è invece la definizione di pH.

49. C. La concentrazione dell'acido è 0,1 M. $[H^+] \approx \sqrt{K_a \cdot C_a} = \sqrt{(1,8 \times 10^{-5} \cdot 0,1)} = \sqrt{(1,8 \times 10^{-6})} \approx 1,34 \times 10^{-3}$ M. Il pH è $-\log(1,34 \times 10^{-3}) \approx 2,87$.

50. C. L'acido più debole ha il valore di pK_a più alto.

51. E. È sempre più difficile rimuovere un protone da una specie già carica negativamente, quindi $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$.

52. D. La concentrazione molare dell'anilina è $C_b = (0,93 \text{ g} / 93 \text{ g/mol}) / 0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ M}$. Per una base debole, si calcola $[OH^-] \approx \sqrt{K_b \cdot C_b} = \sqrt{(4,3 \times 10^{-10} \cdot 0,1)} = \sqrt{(4,3 \times 10^{-12})} \approx 6,6 \times 10^{-6}$ M. Il pOH è $-\log(6,6 \times 10^{-6}) \approx 5,18$. Il pH è $14 - pOH \approx 14 - 5,18 = 8,82$.

53. E. Per un acido debole $[H^+] \approx \sqrt{K_a \cdot C_a} = \sqrt{(1,0 \times 10^{-5} \cdot 0,10)} = \sqrt{(1,0 \times 10^{-6})} = 1,0 \times 10^{-3}$ M (pH = 3). Il valore $1,0 \times 10^{-6}$ M è il prodotto $K_a \cdot C_a$, cioè il quadrato della risposta, mentre $1,0 \times 10^{-2}$ M è la concentrazione dell'acido, che varrebbe solo se l'acido fosse forte.

54. 4. $[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a} = \sqrt{(10^{-6} \cdot 10^{-2})} = \sqrt{(10^{-8})} = 10^{-4}$ M. pH = 4.

55. C. Essendo un acido debole, si dissocia solo parzialmente. (I) e (II) sarebbero vere solo per un acido forte. Quindi (III) è l'unica corretta.

56. B. L'acido più forte (X , pK_a minore) ha la base coniugata più debole.

57. debole. Un $pK_b > 0$ indica una base debole.

58. sinistra. Essendo un acido debole la sua dissociazione è un equilibrio in cui i reagenti sono favoriti.

59. E. Per un acido debole la concentrazione di ioni H^+ si può calcolare con la formula approssimata $[H^+] \approx \sqrt{K_a \cdot C_a}$. Sostituendo i valori: $[H^+] \approx \sqrt{(3,0 \times 10^{-8} \cdot 0,10)} = \sqrt{(3,0 \times 10^{-9})} = \sqrt{(30 \times 10^{-10})} \approx 5,5 \times 10^{-5}$ M.

60. C. Dall'equazione di Henderson-Hasselbalch: $pH = pK_a + \log([A^-]/[HA])$. Se $[A^-]/[HA] = 10$, allora $pH = 4,75 + \log(10) = 5,75$. Si può anche risolvere partendo dalla definizione di K_a : $K_a = ([H^+][A^-]) / [HA] \rightarrow [H^+] = K_a \cdot ([HA]/[A^-])$; dato che $[A^-]/[HA] = 10$, allora $[HA]/[A^-] = 1/10 \rightarrow [H^+] = K_a \cdot (1/10) \rightarrow pH = pK_a - \log(1/10) = pK_a - (-1) = pK_a + 1 = 4,75 + 1 = 5,75$.

61. C. (I) è vero ($K_{a1} >> K_{a2}$). (II) è vero ($[CO_3^{2-}] \approx K_{a2}$). (III) è falso, $pH = -\log(\sqrt{(4,3 \cdot 10^{-7} \cdot 0,1)}) \approx 3,68$.

62. B. L'aggiunta dello ione ammonio (prodotto) sposta l'equilibrio di dissociazione dell'ammoniaca a sinistra, riducendo $[OH^-]$ e il pH.

63. prima. La prima dissociazione contribuisce in modo preponderante alla concentrazione di H^+ .

64. D. Per una base debole, si calcola $[OH^-] \approx \sqrt{K_b \cdot C_b}$. Sostituendo i valori: $[OH^-] \approx \sqrt{(4,4 \times 10^{-4} \cdot 0,10)} = \sqrt{(4,4 \times 10^{-5})} = \sqrt{(44 \times 10^{-6})} \approx 6,6 \times 10^{-3}$ M.

65. D. $[H^+] = 0,05 \cdot 0,01 = 5 \cdot 10^{-4}$ M. $K_a = [H^+]^2 / [HA] = (5 \cdot 10^{-4})^2 / (0,01 - 5 \cdot 10^{-4}) \approx 2,6 \times 10^{-5}$.

66. B. Per un acido debole il pH può essere calcolato con la formula $pH \approx 1/2 \cdot (pK_a - \log(C_a))$. Sostituendo i valori: $pH \approx 1/2 \cdot (4,20 - \log(0,10)) = 1/2 \cdot (4,20 - (-1)) = 1/2 \cdot (5,20) = 2,60$.

67. iniziale. La formula approssimata $[H^+] \approx \sqrt{K_a \cdot C_a}$ per il calcolo del pH di un acido debole utilizza la concentrazione molare iniziale dell'acido (C_a),

Parte VII.

Macromolecole di interesse biologico

17 Amminoacidi e proteine (146 quesiti)

- 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.
- 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.

Dal syllabus reperibile su <https://www.mur.gov.it/it/news/venerdi-19062026/semestre-aperto-aa-2026-2027>. Consultato il 17/08/2026.

Classificazione degli amminoacidi per polarità e carica a pH 7:

apolari = Gly, Ala, Val, Leu, Ile, Pro, Met, Phe, Trp

polari non carichi = Ser, Thr, Cys, Asn, Gln, Tyr

carichi negativamente (acidi) = Asp, Glu

carichi positivamente (basici) = Lys, Arg, His

Classificazione degli amminoacidi per struttura della catena laterale:

alifatici = Gly, Ala, Val, Leu, Ile, Pro

aromatici = Phe, Trp, Tyr

con ossidrile = Ser, Thr, Tyr

con zolfo = Cys, Met

con gruppo ammidico = Asn, Gln

con gruppo carbossilico = Asp, Glu

con azoto basico = Lys, Arg, His

Classificazione per apporto alimentare:

essenziali = Val, Leu, Ile, Met, Phe, Trp, Thr, Lys, His

non essenziali = tutti gli altri

Classificazione per stereochimica:

carbonio α achirale: Gly

carbonio α chirale = tutti gli altri

con due centri chirali = Ile, Thr

configurazione (R) pur essendo L = Cys

Nome	3 lettere	1 lettera
Acido aspartico	Asp	D
Acido glutammico	Glu	E
Alanina	Ala	A
Arginina	Arg	R
Asparagina	Asn	N
Cisteina	Cys	C
Fenilalanina	Phe	F
Glicina	Gly	G
Glutamina	Gln	Q
Isoleucina	Ile	I
Istidina	His	H
Leucina	Leu	L
Lisina	Lys	K
Metionina	Met	M
Prolina	Pro	P
Serina	Ser	S
Tirosina	Tyr	Y
Treonina	Thr	T
Triptofano	Trp	W
Valina	Val	V

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

D. Enantiomeri

E. Diastereoisomeri

44. Quale dei seguenti amminoacidi possiede due centri chirali (stereocentri)?

A. Alanina

B. Leucina

C. Prolina

D. Isoleucina

E. Valina

45. La maggior parte degli L-amminoacidi ha configurazione assoluta (S). Tuttavia, la L-cisteina ha configurazione (R). Qual è la ragione di questa eccezione basata sulle regole di priorità di Cahn-Ingold-Prelog?

A. La L-cisteina è un isomero strutturale della D-serina, il che implica che la sua configurazione assoluta debba essere opposta per convenzione.

B. La catena laterale della cisteina, contenendo solo un gruppo metilenico, è stericamente meno ingombrante e inverte l'ordine di priorità dei sostituenti.

C. L'atomo di zolfo nella catena laterale ha un numero atomico superiore all'ossigeno del gruppo carbossilico, alterando le priorità dei sostituenti sul carbonio alfa.

D. La natura debolmente basica del gruppo tiolico della cisteina influenza l'ambiente elettronico del carbonio alfa, causando un'inversione di priorità.

E. L'affermazione è errata; la configurazione (R) è assegnata solo agli amminoacidi che possiedono un secondo centro chirale, come l'isoleucina.

46. L'atomo di carbonio alfa (C α) in un amminoacido ha una geometria tetraedrica (ibridazione sp³), quindi l'angolo di legame attorno ad esso è di circa gradi.

A. Convenzione R/S

B. Nomenclatura IUPAC

C. Convenzione L/D

D. Proiezione di Haworth

E. Isomeria cis/trans

17.3 Amminoacidi: proprietà acido-base e punto isoelettrico

- Zwitterione: Ione dipolare con carica netta zero (es. NH_3^+ e COO^- sullo stesso amminoacido a pH neutro).
- Punto Isoelettrico (pI): Il pH al quale la carica netta della molecola è zero. Al pI la solubilità è minima.
 $\text{pI} = (\text{pK}_{a1} + \text{pK}_{a2})/2$ (media dei pKa che circondano la forma zwitterionica/neutra).
- AA Acidi: usare $\text{pK}_a(\alpha\text{-COOH})$ e $\text{pK}_a(\text{R})$
- AA Basici: usare $\text{pK}_a(\text{R})$ e $\text{pK}_a(\alpha\text{-NH}_3^+)$
- Stato di ionizzazione:
Se $\text{pH} < \text{pK}_a \rightarrow$ predomina la forma protonata (HA)
Se $\text{pH} > \text{pK}_a \rightarrow$ predomina la forma deprotonata (A^-)
- Elettroforesi:
 $\text{pH} < \text{pI} \rightarrow$ carica netta positiva (migra al catodo -)
 $\text{pH} > \text{pI} \rightarrow$ carica netta negativa (migra all'anodo +)

48. In una soluzione fortemente acida il gruppo α -carbossilico di un amminoacido si trova nella forma

49. A pH fisiologico (7,4), la forma predominante di un amminoacido semplice (con catena laterale neutra) è quella, ovvero uno ione dipolare.

50. Come è definito uno ione dipolare con carica netta pari a zero?

A. Anfotero

B. Zwitterione

C. Catione

D. Anione

E. Radicale libero

51. Il valore di pH al quale una molecola, come un amminoacido, non presenta carica elettrica netta è definito punto

52. Qual è la carica netta predominante della lisina a pH fisiologico (circa 7,4)? Si considerino i seguenti

valori approssimati di pKa: gruppo α -carbossilico ≈ 2 ; gruppo α -amminico ≈ 9 ; catena laterale $\approx 10,5$.

- A. -1
- B. 0
- C. +1
- D. +2
- E. -2

53. In una soluzione fortemente acida (pH 1), la forma predominante della lisina avrà una carica netta di (Usare il formato +X o -X).

54. Qual è la carica netta dell'alanina a pH 12? (Si assumano i valori di pKa standard per i gruppi α -amminico e α -carbossilico).

- A. +1
- B. -1
- C. 0
- D. -2
- E. Nessuna delle altre risposte è corretta.

55. L'acido aspartico ha una catena laterale contenente un gruppo carbossilico (pKa $\approx 3,9$). Il pKa del gruppo α -carbossilico è circa 2,1. Perché il gruppo α -carbossilico è più acido (ha un pKa inferiore) rispetto a quello della catena laterale?

- A. Il gruppo α -carbossilico è stericamente più accessibile al solvente acquoso, favorendo la solvatazione della base coniugata e quindi la dissociazione.
- B. L'effetto induttivo elettron-donatore del gruppo ammonio ($-\text{NH}_3^+$) vicino destabilizza la base coniugata del gruppo α -carbossilico, rendendolo meno acido.
- C. L'effetto induttivo elettron-attrattore del gruppo ammonio ($-\text{NH}_3^+$) vicino stabilizza la base coniugata del gruppo α -carbossilico.
- D. La catena laterale, essendo più lunga e flessibile, permette al suo gruppo carbossilico di interagire meglio con l'acqua, aumentandone il pKa.
- E. Il gruppo α -carbossilico può formare legami idrogeno intramolecolari più forti con il gruppo amminico, facilitando il rilascio del protone.

56. Il gruppo α -carbossilico di un amminoacido (pKa $\approx 2,2$) è un acido più forte dell'acido acetico (CH_3COOH , pKa $\approx 4,76$). Quale fattore spiega questa maggiore acidità? (Richiama conoscenze pregresse di chimica generale).

- A. L'effetto induttivo elettron-donatore della catena alifatica R, che aumenta la densità elettronica sul carbossile e ne facilita la protonazione.
- B. La formazione di un legame idrogeno intramolecolare tra il gruppo amminico e quello carbossilico, che altera il pKa indebolendo il legame O-H.
- C. La struttura zwitterionica dell'amminoacido, che ne riduce la solubilità in solventi non polari e favorisce la dissociazione del protone in acqua.
- D. Una maggiore stabilizzazione per risonanza della base coniugata (carbossilato) dell'amminoacido rispetto a quella dell'acido acetico.
- E. La carica positiva del gruppo ammonio ($-\text{NH}_3^+$) vicino al carbossile, che ne impoverisce la densità elettronica e rende più facile la cessione del protone.

57. Utilizzando l'equazione di Henderson-Hasselbalch, si calcoli il rapporto tra la forma deprotonata (A^-) e la forma protonata (HA) del gruppo carbossilico della glicina (pKa = 2,3) a pH 3,3. Il rapporto $[\text{A}^-]/[\text{HA}]$ è

58. Calcolare la percentuale approssimativa di gruppo amminico della glicina (pKa = 9,6) che è protonato ($-\text{NH}_3^+$) a pH 8,6.

- A. 1%
- B. 9%
- C. 50%
- D. 99%
- E. 91%

59. Durante la titolazione di un amminoacido come l'alanina, si osservano due regioni in cui il pH cambia lentamente nonostante l'aggiunta di base forte (regioni tamponanti). Qual è la spiegazione migliore per questo fenomeno basata sui principi dell'equilibrio chimico?

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

A. L'amminoacido raggiunge il suo punto isoelettrico in queste regioni, causando una precipitazione che consuma la base e stabilizza il pH.

B. La base forte reagisce sequenzialmente con i due enantiomeri (L e D) presenti nella soluzione, creando due plateau di titolazione distinti.

C. L'amminoacido agisce come un tampone nelle vicinanze dei suoi valori di pKa, dove le specie acido-base coniugate coesistono in concentrazioni significative, resistendo al cambiamento di pH secondo il principio di Le Châtelier.

D. In queste regioni di pH, l'amminoacido subisce una reazione di idrolisi catalizzata dalla base, che consuma gli ioni OH⁻ e rallenta la variazione di pH.

E. L'amminoacido viene ossidato dalla base forte in queste specifiche regioni di pH, un processo che neutralizza la base e crea un effetto tampone.

60. Un amminoacido è più efficace come tampone quando il pH della soluzione è vicino al suo valore di

61. Un campione di glicina (massa molare = 75 g/mol), precedentemente sciolto in una soluzione acida a pH 1,0, viene titolato con una soluzione di NaOH 0,1 M. Se sono necessari 20 mL di NaOH per raggiungere il secondo punto di equivalenza, qual era la massa iniziale del campione di glicina?

- A. 150 mg
- B. 300 mg
- C. 7,5 mg
- D. 0,15 mg
- E. 75 mg

62. L'alanina ha $pK_a(\alpha\text{-COOH}) = 2,3$ e $pK_a(\alpha\text{-NH}_3^+) = 9,7$. Quanto vale il suo punto isoelettrico?

- A. 4,85
- B. 2,3
- C. 6,0
- D. 3,5
- E. 5,5

63. Calcolare il punto isoelettrico (pI) dell'acido aspartico. Valori di pKa: $\alpha\text{-COOH} \approx 2,1$; $\alpha\text{-NH}_3^+ \approx 9,8$; catena laterale $\approx 3,9$.

- A. 5,95
- B. 6,85
- C. 7,85
- D. 4,80
- E. 3,0

64. Calcolare il punto isoelettrico (pI) dell'istidina. Valori di pKa: $\alpha\text{-COOH} \approx 1,8$; $\alpha\text{-NH}_3^+ \approx 9,2$; catena laterale (imidazolo) $\approx 6,0$. Il pI è (Inserire il valore numerico con una cifra decimale).

65. Quale delle seguenti opzioni ordina correttamente gli amminoacidi acido aspartico (Asp), alanina (Ala) e arginina (Arg) per punto isoelettrico (pI) crescente?

- A. Ala < Asp < Arg
- B. Arg < Ala < Asp
- C. Asp < Arg < Ala
- D. Asp < Ala < Arg
- E. Ala < Arg < Asp

66. Se una proteina ha un punto isoelettrico (pI) di 5,0, a pH fisiologico (7,4) la sua carica netta sarà (positiva/negativa).

67. Al punto isoelettrico, la solubilità di una proteina in acqua è tipicamente (minima/massima).

68. Una proteina si trova in un tampone a pH inferiore al proprio punto isoelettrico. In un campo elettrico, verso quale elettrodo migra?

- A. Verso l'anodo, perché la sua carica netta è positiva.
- B. Verso il catodo, perché la sua carica netta è positiva.
- C. Non migra, perché la sua carica netta è nulla.
- D. Verso l'anodo, perché la sua carica netta è negativa.
- E. Verso il catodo, perché la sua carica netta è negativa.

69. Tre proteine (A, B, C) hanno punti isoelettrici rispettivamente di $pI(A)=4,5$, $pI(B)=7,0$, $pI(C)=9,0$. Se vengono sottoposte a elettroforesi su gel in un tampone a pH 7,0, quale affermazione è corretta?

A. A migra verso il catodo (-), B non migra, C migra verso l'anodo (+).

B. A, B e C migrano tutte verso l'anodo (+), avendo acquisito una carica netta negativa.

C. A migra verso l'anodo (+), B non migra, C migra verso il catodo (-).

D. A, B e C migrano tutte verso il catodo (-), avendo acquisito una carica netta positiva.

E. A migra verso l'anodo (+), B migra verso il catodo (-), C non migra.

70. Si consideri l'acido aspartico ($pK_{a1} \approx 2,1$; $pK_{a2} \approx 3,9$; $pK_{a3} \approx 9,8$). A quale pH la carica netta media dell'acido aspartico è esattamente -1?

A. 3,0

B. 3,9

C. 6,85

D. 9,8

E. 7,4

71. Il plasma sanguigno umano è tamponato principalmente dal sistema bicarbonato, ma anche le proteine plasmatiche contribuiscono. Quale caratteristica della composizione amminoacidica delle proteine plasmatiche, come l'albumina, è più importante per la loro capacità tamponante a pH fisiologico (7,4)?

A. L'abbondanza di residui idrofobici come alanina e leucina, che creano un microambiente a bassa costante dielettrica che modula il pK_a dell'acqua.

B. L'abbondanza di residui di istidina, il cui gruppo imidazolico ($pK_a \approx 6-7$) è l'unico gruppo laterale con pK_a vicino alla neutralità fisiologica.

C. L'abbondanza di residui basici come lisina e arginina, i cui gruppi amminici ($pK_a > 10$) si deprotonano parzialmente a pH 7,4, tamponando l'acidità.

D. L'abbondanza di residui acidi come aspartico e glutammico, i cui gruppi carbossilici ($pK_a \approx 4$) si

protonano parzialmente a pH 7,4, tamponando la basicità.

E. La presenza dei gruppi α -amminici e α -carbossilici N- e C-terminali, che, pur essendo solo due per catena, hanno pK_a ideali per tamponare il pH plasmatico.

72. Se un residuo di acido aspartico si trova sepolto in una regione idrofobica di una proteina (un ambiente a bassa costante dielettrica), il pK_a della sua catena laterale tenderà ad (aumentare/diminuire) rispetto al valore in acqua.

73. Quali delle seguenti affermazioni descrivono le proprietà degli amminoacidi nella loro forma zwitterionica (stato solido o soluzione acquosa)?

(I) Sono solubili in solventi polari come l'acqua.

(II) Hanno momenti di dipolo elevati.

(III) Sono poco solubili in solventi non polari.

(IV) Hanno punti di fusione relativamente bassi, simili agli acidi carbossilici corrispondenti.

A. Solo I e II

B. Solo IV

C. I, II, III e IV

D. Solo I, II e III

E. Solo I e III

Risposte

1. C. A pH 1 (fortemente acido), sia il gruppo carbossilico ($pK_a \approx 2$) che il gruppo amminico ($pK_a \approx 9$) sono protonati, risultando in $-\text{COOH}$ e $-\text{NH}_3^+$.
2. D. La glicina ha come catena laterale un singolo atomo di idrogeno; tutti gli altri amminoacidi proteogenici portano almeno un atomo di carbonio.
3. B. Una catena laterale fatta di soli carbonio e idrogeno non forma legami idrogeno con l'acqua: leucina e isoleucina sono quindi apolari e idrofobiche, e in una proteina globulare tendono a sistemarsi nel nucleo, lontano dal solvente.
4. C. Il gruppo $-\text{OH}$ è polare e forma legami idrogeno con l'acqua, ma non porta carica a pH 7: la catena laterale della serina appartiene quindi alla classe delle polari non cariche.
5. A. La catena laterale della cisteina ($-\text{CH}_2\text{SH}$) contiene un gruppo tiolico, che per ossidazione forma il ponte disolfuro.
6. E. La catena laterale della lisina termina con un gruppo amminico che a pH 7 è protonato ($-\text{NH}_3^+$), quindi porta una carica positiva.
7. E. Gli amminoacidi essenziali devono essere introdotti con la dieta perché l'organismo umano non è in grado di sintetizzarli adeguatamente.
8. A. La lista contiene esclusivamente amminoacidi essenziali per l'uomo adulto (isoleucina, leucina, lisina, metionina). Le altre opzioni sono errate perché contengono amminoacidi non essenziali: alanina, serina, tirosina, glicina.
9. A. Gli essenziali comprendono catene alifatiche ramificate (valina, leucina, isoleucina), aromatiche (fenilalanina, triptofano), con ossidrile (treonina), con zolfo (metionina) e basiche (lisina, istidina): nessuna classe chimica li raccoglie tutti, e ogni classe contiene anche amminoacidi non essenziali. L'essenzialità non si legge dalla struttura della molecola: dipende da ciò che il metabolismo umano è o non è in grado di produrre.
10. essenziale. La treonina compare nell'elenco degli amminoacidi essenziali: l'organismo umano non la sintetizza adeguatamente e va introdotta con la dieta.

Il gruppo ossidrilico la colloca fra i polari non carichi; tuttavia la classe chimica non dice nulla sull'essenzialità.

11. 20. Il repertorio standard comprende venti α -amminoacidi, che differiscono tra loro solo per la catena laterale; tutte le classificazioni di questo capitolo (polarità, struttura della catena laterale, apporto alimentare, stereochimica) si riferiscono a questi venti.
12. B. L'acido 2-ammino-3-mercaptopropanoico è la cisteina. L'ossidazione di due molecole di cisteina forma un ponte disolfuro, producendo la molecola di cistina.
13. E. Fenilalanina (I), tirosina (III) e triptofano (IV) hanno catene laterali aromatiche. La prolina (II) è ciclica ma non aromatica.
14. Prolina. Nella prolina, la catena laterale si lega all'azoto alfa-amminico, formando un anello pirrolidinico (un'ammina secondaria).
15. A. Arginina (1-d, basica, carica +), acido glutammico (2-c, acido, carica -), valina (3-a, idrofobica, alifatica), treonina (4-b, polare, ossidrilica).
16. imidazolico (o imidazolo). L'anello imidazolico dell'istidina ha un pK_a di circa 6,0.
17. guanidinio. Il gruppo guanidinio è fortemente basico ($pK_a \approx 12,5$).
18. B. La treonina ha una catena laterale 1-idrossietilica ($-\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$). L'ossidazione di questo alcol secondario produce un chetone.
19. B. L'idrofobicità aumenta generalmente con l'aumentare delle dimensioni della catena laterale alifatica. L'isoleucina è generalmente considerata la più idrofobica tra le opzioni date.
20. C. La glutammina ha una catena laterale ammidica ($-\text{CONH}_2$). L'ossigeno carbonilico può accettare legami H, e gli idrogeni amminici possono donare legami H.
21. E. La tirosina ha un gruppo fenolico (benzene-OH); il gruppo $-\text{OH}$ è polare e può formare legami idrogeno, aumentando la polarità rispetto alla fenilalanina.
22. E. Gli amminoacidi aromatici triptofano (Trp) e tirosina (Tyr) contengono anelli aromatici (cromofori) che assorbono fortemente la luce UV a 280 nm.

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

all'ossigeno. Questo inverte la configurazione da S a R, pur rimanendo L.

46. 109,5. La geometria tetraedrica associata all'ibridazione sp^3 ha angoli di legame di circa 109,5 gradi.

47. C. La convenzione L/D classifica gli stereoisomeri confrontando la loro struttura con quella della L- e D-gliceraldeide.

48. $-COOH$. A un pH molto inferiore al pK_a del gruppo (≈ 2) l'equilibrio è spostato verso la specie protonata, cioè il gruppo carbossilico indissociato.

49. zwitterionica. Uno zwitterione è uno ione dipolare con carica netta zero ($-NH_3^+$ e $-COO^-$).

50. B. Uno zwitterione è una molecola neutra che possiede cariche formali positive e negative separate, come un amminoacido al suo punto isoelettrico.

51. isoelettrico. Il punto isoelettrico (pI) è il pH al quale la carica netta è zero.

52. C. A pH 7,4: il gruppo carbossilico (pK_a 2) è deprotonato (-1); il gruppo α -amminico (pK_a 9) è protonato (+1); la catena laterale (pK_a 10,5) è protonata (+1). Carica netta = $-1 + 1 + 1 = +1$.

53. +2. A pH 1, tutti i gruppi sono protonati: gruppo carbossilico (0), gruppo α -amminico (+1), catena laterale amminica (+1). Carica netta = +2.

54. B. A pH 12 (fortemente basico), sia il gruppo carbossilico ($pK_a \approx 2$) che il gruppo amminico ($pK_a \approx 9$) saranno deprotonati. Carica netta = -1 (dal COO^-) + 0 (dal NH_2).

55. C. Il gruppo ammonio ($-NH_3^+$) sul carbonio alfa è elettron-attrattore (effetto induttivo), stabilizzando la carica negativa della base coniugata ($-COO^-$) e aumentando così l'acidità (abbassando il pK_a).

56. E. Nell'acido acetico il carbossile ha accanto un gruppo metilico; nell'amminoacido ha accanto una carica positiva. Una carica positiva vicina sottrae densità elettronica al carbossile, il protone si stacca più facilmente e il pK_a scende.

57. 10. $pH = pK_a + \log([A^-]/[HA])$; $3,3 = 2,3 + \log([A^-]/[HA])$; $1,0 = \log([A^-]/[HA])$; $[A^-]/[HA] = 10^1 = 10$.

58. E. pH 8,6 è 1 unità di pH sotto il pK_a (9,6). Il rapporto $[Base]/[Acido] = 10^{(8,6-9,6)} = 10^{-1} = 0,1$ (o

$1/10$). La frazione protonata (Acido) è $10/(1+10) = 10/11 \approx 90,9\%$ (91%).

59. C. Le regioni di tamponamento si verificano quando il pH è vicino ai valori di pK_a , dove le specie acido-base coniugate coesistono e resistono a variazioni di pH.

60. pK_a . Secondo l'equazione di Henderson-Hasselbalch, il potere tampone è massimo quando $[HA] = [A^-]$, ovvero quando $pH = pK_a$.

61. E. Partendo dalla forma completamente protonata ($H_3N^+-CH_2-COOH$), il secondo punto di equivalenza corrisponde alla deprotonazione di entrambi i protoni acidi. Quindi le moli di NaOH aggiunte sono il doppio delle moli di glicina. Moli NaOH = $0,1 \text{ M} \cdot 0,020 \text{ L} = 0,002 \text{ mol}$. Moli glicina = $0,002 \text{ mol} / 2 = 0,001 \text{ mol}$. Massa glicina = $0,001 \text{ mol} \cdot 75 \text{ g/mol} = 0,075 \text{ g} = 75 \text{ mg}$.

62. C. L'alanina ha una catena laterale neutra, quindi il pI è la media dei due soli pK_a presenti: $(2,3 + 9,7)/2 = 12,0/2 = 6,0$.

63. E. Per amminoacidi acidi, il pI è la media dei due pK_a più bassi (i due gruppi carbossilici). $pI = (2,1 + 3,9) / 2 = 6,0 / 2 = 3,0$.

64. 7,6. Per l'istidina, il pI è la media dei pK_a che circondano la forma neutra (pK_a della catena laterale e pK_a del gruppo amminico). $pI = (6,0 + 9,2) / 2 = 15,2 / 2 = 7,6$.

65. D. L'ordine dei pI è: acido (Asp, $pI \approx 3$) < neutro (Ala, $pI \approx 6$) < basico (Arg, $pI \approx 11$).

66. negativa. Se $pH > pI$ ($7,4 > 5,0$), la proteina si trova in un ambiente più basico rispetto al suo punto isoelettrico, quindi sarà deprotonata e avrà una carica netta negativa.

67. minima. Al pI la carica netta è zero, le repulsioni elettrostatiche sono minime e l'interazione con l'acqua è ridotta, portando alla minima solubilità.

68. B. Con $pH < pI$ la proteina ha acquistato protoni e porta una carica netta positiva: viene quindi attratta dall'elettrodo negativo, cioè il catodo.

69. C. A pH 7,0: A (pI 4,5) è carica negativamente ($pH > pI$) e migra verso l'anodo (+); B (pI 7,0) è neutra e non migra; C (pI 9,0) è carica positivamente ($pH < pI$) e migra verso il catodo (-).

70. C. La carica netta media è -1 al pH che si trova esattamente a metà strada tra i pKa che delimitano la specie con carica -1 (pKaR e pKa2). $\text{pH} = (3,9 + 9,8) / 2 = 13,7 / 2 = 6,85$.

71. B. Per tamponare efficacemente a pH 7,4, una proteina necessita di gruppi ionizzabili con pKa vicino a 7,4. L'istidina (pKa $\approx$ 6-7) è il contributore più significativo tra le catene laterali.

72. aumentare. In un ambiente idrofobico (non polare), la forma protonata (neutra, COOH) è favorita rispetto alla forma deprotonata (carica, COO⁻). Questo significa che l'acido diventa più debole, quindi il suo pKa aumenta.

73. D. Gli zwitterioni sono polari, solubili in acqua (I, II) e poco solubili in solventi non polari (III). Hanno punti di fusione elevati a causa delle forti interazioni elettrostatiche nel solido cristallino (IV è falso).

74. A. La reazione comporta l'unione di due molecole con l'eliminazione di acqua, quindi è una condensazione o deidratazione.

75. E. La formazione del legame peptidico è una reazione di condensazione (o deidratazione) in cui il gruppo carbossilico di un amminoacido reagisce con il gruppo amminico di un altro, eliminando una molecola d'acqua.

76. A. I residui di una catena polipeptidica sono uniti da legami peptidici, cioè legami covalenti di tipo ammidico fra il carbonio carbossilico di un residuo e l'azoto amminico del successivo.

77. ammidi. Il legame peptidico unisce un gruppo acilico e un azoto: è a tutti gli effetti un legame ammidico, e ne condivide la risonanza, la planarità e la scarsa reattività.

78. A. Nello schema formale reagiscono il gruppo carbossilico di un amminoacido e il gruppo amminico dell'altro: il legame nasce fra il carbonio del carbossile e l'azoto dell'ammina, e i frammenti che escono (—OH e —H) formano una molecola d'acqua.

79. D. Il carbonio carbonilico dell'estere è elettrofilo: il gruppo amminico lo attacca, si forma l'intermedio tetraedrico e il tRNA se ne va come gruppo uscente, lasciando un'ammide. È lo schema della sostituzione nucleofila acilica, non quello della condensazione.

80. D. Un estere che reagisce con un'ammina dà l'ammide corrispondente, e il gruppo alcolico dell'estere (nella cellula, il tRNA) è il gruppo uscente: il prodotto è proprio il legame peptidico.

81. E. Cambiano il gruppo uscente e il bilancio (acqua nello schema formale, alcol nella reazione reale), ma in entrambi i casi un'ammina attacca il carbonio di un gruppo acilico e il prodotto è un'ammide.

82. primaria. La struttura primaria è definita come la sequenza degli amminoacidi.

83. N. L'estremità N-terminale ha il gruppo amminico libero; l'estremità C-terminale ha il gruppo carbossilico libero.

84. C. La sequenza si scrive e si legge partendo dal residuo con il gruppo amminico libero e finendo con quello che porta il gruppo carbossilico libero: è anche il verso in cui la catena viene sintetizzata.

85. C. Un tripeptide ha 3 residui e 2 legami peptidici. Nel nome sistematico, l'ultimo amminoacido (valina) è il C-terminale.

86. 2. Il gruppo amminico della lisina impegnato nel legame peptidico è quello α ; restano liberi il gruppo α -amminico dell'alanina, che è il residuo N-terminale, e il gruppo amminico della catena laterale della lisina.

87. E. Nel dipeptide il gruppo α -amminico della glicina è consumato dal legame peptidico; resta libero solo quello dell'acido aspartico, la cui catena laterale porta un secondo gruppo carbossilico e non un gruppo amminico.

88. A. La risonanza tra l'ossigeno carbonilico e l'azoto ammidico conferisce al legame C—N un carattere di doppio legame parziale, rendendolo rigido e planare.

89. B. La risonanza delocalizza la coppia di elettroni solitaria dell'azoto sull'ossigeno carbonilico, conferendo al legame C-N un carattere di doppio legame parziale.

90. C. La risonanza porta al carattere di doppio legame parziale, che a sua volta limita la rotazione e rende il gruppo peptidico planare e rigido.

91. C. Il legame peptidico è rigido a causa della risonanza. La rotazione è permessa (con limitazioni)

21 Modificazioni non enzimatiche, danno ossidativo e antiossidanti (100 quesiti)

- 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 (glutathione) e delle molecole contenenti doppi legami coniugati (tocoferolo, carotenoidi).

Dal syllabus reperibile su <https://www.mur.gov.it/it/news/venerdi-19062026/semestre-aperto-aa-2026-2027>. Consultato il 17/08/2026.

MINI-INDICE: Da dove viene quello che leggerai in questo capitolo

Numero di ossidazione dell'ossigeno e perossidi: sez. 2.6
Come nasce il radicale ossidrilico: sez. 11.5
Perché un radicale è reattivo e perché alcuni durano: sez. 12.2
Tioli e tautomeria cheto-enolica: cap. 15
Ponti disolfuro e catene laterali degli amminoacidi: cap. 17
Maillard e prodotti di Amadori: sez. 18.4
Acidi grassi insaturi e loro ossidazione: sez. 19.1
Basi azotate e loro appaiamento: sez. 20.1

21.1 Che cos'è una modificazione non enzimatica

- Modificazione non enzimatica: nessun enzima, nessuna specificità di substrato
- Le due sole variabili sono la concentrazione dei reagenti e il tempo di esposizione
- Modificazione enzimatica: bersaglio scelto, posizione precisa, velocità regolata
- Queste reazioni sono lente, ma agiscono su un numero enorme di molecole e per tempi lunghi

1. Che cosa distingue una modificazione non enzimatica di una macromolecola biologica?

- A. Avviene soltanto in presenza di un catalizzatore proteico che ne determina il bersaglio.
- B. Richiede il consumo di una molecola di ATP per ogni gruppo modificato.
- C. Riguarda esclusivamente gli acidi nucleici.
- D. Avviene per reazione chimica diretta, senza catalisi e senza specificità di substrato.

E. È sempre reversibile e si annulla da sé nel giro di pochi minuti.

2. Quale dei seguenti processi avviene senza l'intervento di enzimi?

- A. La deaminazione della citosina.
- B. La digestione dell'amido nel lume intestinale.
- C. La glicosilazione delle proteine nell'apparato di Golgi.
- D. La sintesi del filamento nuovo durante la replicazione del DNA.
- E. La formazione del legame peptidico sul ribosoma.

3. Da che cosa dipende la quantità di prodotto di una modificazione non enzimatica?

- A. Dal numero di gruppi fosfato liberi in soluzione.
- B. Dalla sequenza della macromolecola bersaglio.
- C. Dalla quantità di enzima disponibile.
- D. Dalla quantità di ATP presente nella cellula.
- E. Dalla concentrazione dei reagenti e dal tempo di esposizione.

21.13 Come agisce un antiossidante non enzimatico

- Un antiossidante non impedisce che il radicale si formi: si offre come bersaglio al posto della molecola da proteggere
- Cede un atomo di idrogeno e diventa a sua volta un radicale
- Interrompe la catena, cioè agisce da terminazione, perché il radicale che ne deriva è troppo stabile per propagarla
- L'altra via di terminazione è l'incontro di due radicali, che si legano fra loro

76. Che cosa fa un antiossidante non enzimatico quando incontra un radicale?

- A. Gli cede un atomo di ossigeno.
- B. Lo idrolizza in due frammenti stabili.
- C. Lo lega a sé in modo permanente senza reagire.
- D. Lo trasforma in ossigeno molecolare.
- E. Gli cede un atomo di idrogeno.

77. Un antiossidante impedisce la formazione dei radicali nella cellula?

- A. Sì: sottrae l'ossigeno molecolare necessario a formarli.
- B. Sì: blocca le reazioni che li generano.
- C. Sì: lega gli ioni metallici e li rende inaccessibili.
- D. No: interviene dopo, offrendosi come bersaglio al posto della molecola da proteggere.
- E. No: si limita a rallentarne la diffusione nella membrana.

78. Perché è essenziale che il radicale derivato dall'antiossidante sia stabile?

- A. Perché solo così l'antiossidante può essere riutilizzato immediatamente.
- B. Perché un radicale instabile non sarebbe in grado di cedere l'idrogeno.
- C. Perché la stabilità determina la solubilità della molecola.

D. Perché altrimenti l'antiossidante non potrebbe essere assorbito.

E. Perché altrimenti continuerebbe la catena, e il danno proseguirebbe attraverso di lui.

79. Qual è la differenza fra l'incontro di due radicali lipidici e l'intervento di un antiossidante?

- A. Non c'è differenza: sono due descrizioni dello stesso passaggio.
- B. Nel primo caso la catena prosegue, nel secondo si ferma.
- C. Nel primo caso serve ossigeno, nel secondo no.
- D. Nel primo caso il danno è reversibile, nel secondo definitivo.
- E. Nel primo caso i radicali si eliminano a vicenda, nel secondo uno reattivo viene sostituito da uno stabile.

21.14 I tioli: il glutatone

- Glutatone ridotto (GSH): tripeptide formato da glutammato, cisteina e glicina; il gruppo attivo è il $-SH$ della cisteina
- Cessione di un atomo di idrogeno:
 $GSH + R\cdot \rightarrow GS\cdot + R-H$
- $2 GS\cdot \rightarrow GSSG$ (glutatone ossidato), nel quale le due unità sono unite da un ponte disolfuro
- Il legame fra glutammato e cisteina coinvolge il carbossile della catena laterale, quindi le peptidasi non lo riconoscono
- Il glutatone è idrosolubile e agisce nell'ambiente acquoso della cellula
- Il legame $S-H$ è più debole del legame $O-H$ di un alcol $\rightarrow$ il tiolo cede l'atomo di idrogeno più facilmente

80. Quale gruppo funzionale rende il glutatone un antiossidante?

- A. Il gruppo amminico del glutammato.
- B. Il legame peptidico fra i residui.
- C. L'anello aromatico del residuo centrale.
- D. Il gruppo tiolico $-SH$ della cisteina.
- E. Il gruppo carbossilico della glicina.

81. Il glutathione è un tripeptide formato da:

- A. glutammina, cisteina e alanina.
- B. glicina, serina e cisteina.
- C. cisteina, metionina e glicina.
- D. glutammato, metionina e glicina.
- E. glutammato, cisteina e glicina.

82. Come agisce chimicamente il glutathione ridotto quando incontra un radicale?

- A. Cede l'atomo di idrogeno del gruppo $-SH$ e diventa esso stesso un radicale, molto meno reattivo.
- B. Idrolizza il radicale, liberando acqua e ammoniaca.
- C. Cattura il radicale in una tasca della propria struttura, senza reagire.
- D. Cede un elettrone al radicale, che diventa uno ione negativo.
- E. Trasferisce al radicale un atomo di ossigeno.

83. Dopo aver ceduto il proprio atomo di idrogeno, il glutathione è a sua volta un radicale. Perché questo non riavvia la catena?

- A. Perché si scinde nei tre amminoacidi che lo compongono.
- B. Perché perde lo zolfo sotto forma di acido solfidrico.
- C. Perché riacquista subito l'idrogeno ceduto.
- D. Perché si lega a una molecola d'acqua e si neutralizza.
- E. Perché è poco reattivo, e due di essi si chiudono insieme in un ponte disolfuro.

84. Nel glutathione il legame fra glutammato e cisteina coinvolge il carbossile della catena laterale anziché quello in α . Che conseguenza ha?

- A. Il glutathione non può formare ponti disolfuro.
- B. Le peptidasi non lo riconoscono, e il tripeptide non viene demolito.
- C. Il glutathione perde la solubilità in acqua.
- D. Il gruppo $-SH$ della cisteina diventa meno reattivo.
- E. Il glutathione assume una carica netta positiva.

85. Perché il gruppo tiolico $-SH$ cede il proprio atomo di idrogeno più facilmente del gruppo ossidrilico $-OH$ di un alcol?

- A. Perché i tioli sono più solubili in acqua degli alcoli.
- B. Perché il gruppo $-SH$ porta una carica negativa.
- C. Perché il legame $S-H$ è più corto del legame $O-H$.
- D. Perché il legame $S-H$ è più debole del legame $O-H$.
- E. Perché lo zolfo è più elettronegativo dell'ossigeno.

86. Dodici molecole di glutathione ridotto cedono ciascuna il proprio atomo di idrogeno a un radicale. Quante molecole di glutathione ossidato si formano?

- A. 6
- B. 12
- C. 3
- D. 4
- E. 18

87. In quale ambiente della cellula agisce il glutathione?

- A. Soltanto all'interno del nucleo, legato al DNA.
- B. Nella fase gassosa disciolta nella membrana.
- C. Soltanto nello spazio extracellulare.
- D. Nell'ambiente acquoso, perché è idrosolubile.
- E. All'interno del doppio strato lipidico, perché è liposolubile.

21.15 Il tocoferolo

- Tocoferolo (vitamina E):
 $\text{Toc-OH} + \text{LOO}\cdot \rightarrow \text{Toc-O}\cdot + \text{LOOH}$
- Il gruppo che reagisce è l'ossidrile fenolico; il radicale $\text{Toc-O}\cdot$ è stabilizzato per delocalizzazione sull'anello aromatico
- La lunga catena isoprenoide lo rende liposolubile e lo trattiene nel doppio strato lipidico
- Un fenolo cede l'idrogeno dell'ossidrile più facilmente di un alcol, per la stessa ragione per cui è più acido (cap. 15)

88. Quale gruppo del tocoferolo cede l'atomo di idrogeno al radicale?

- A. Il gruppo amminico.
- B. Il gruppo carbossilico.
- C. Un idrogeno della catena laterale isoprenoide.
- D. Il gruppo ossidrilico fenolico.
- E. Un idrogeno legato a un carbonio dell'anello aromatico.

89. Il tocoferolo svolge la propria azione antiossidante soprattutto:

- A. nel plasma, come trasportatore di ossigeno.
- B. nel lume intestinale, prima di essere assorbito.
- C. nel nucleo, legato al DNA.
- D. nel citosol, perché è idrosolubile.
- E. nelle membrane e nelle lipoproteine, perché è liposolubile.

90. Perché il radicale che deriva dal tocoferolo è poco reattivo?

- A. Perché porta una carica negativa che lo stabilizza.
- B. Perché il suo elettrone spaiato si delocalizza sull'anello aromatico.
- C. Perché è immediatamente circondato da molecole d'acqua.
- D. Perché la catena isoprenoide lo isola dagli altri radicali.

E. Perché ha perso l'atomo di ossigeno insieme all'idrogeno.

91. Perché un fenolo cede l'atomo di idrogeno dell'ossidrile più facilmente di un alcol?

- A. Perché l'anello aromatico attira su di sé l'atomo di idrogeno.
- B. Perché il legame O—H di un fenolo è più lungo.
- C. Perché i fenoli sono più solubili in acqua degli alcoli.
- D. Perché la specie che resta dopo la cessione è stabilizzata dall'anello aromatico.
- E. Perché il fenolo contiene più atomi di ossigeno.

92. Nella molecola del tocoferolo quale parte determina dove agisce e quale determina come agisce?

- A. La catena isoprenoide determina dove, l'ossidrile fenolico determina come.
- B. L'ossidrile fenolico determina entrambe le cose.
- C. La catena isoprenoide determina entrambe le cose.
- D. L'anello aromatico determina dove, la catena determina come.
- E. Nessuna delle due: l'attività dipende solo dalla concentrazione.

93. Con quale specie reagisce il tocoferolo quando interrompe la perossidazione lipidica?

- A. Nessuna delle altre risposte è corretta.
- B. Con l'ossigeno molecolare.
- C. Con lo ione ferroso.
- D. Con lo ione ossidrile.
- E. Con l'acqua ossigenata.

21.16 I carotenoidi e il confronto fra i sistemi di delocalizzazione

- Sistema coniugato: doppi legami alternati a legami semplici, con elettroni π delocalizzati su tutti gli atomi coinvolti (cap. 12)
- Carotenoidi: lipidi isoprenoidi con una lunga catena di doppi legami coniugati; sono esempi il β -carotene e il licopene
- Più esteso è il sistema coniugato, più l'elettrone spaiato si distribuisce e più il radicale è stabile
- La stessa catena coniugata assorbe nella regione del visibile $\rightarrow$ da qui il colore
- Due modi di delocalizzare: la catena aperta dei carotenoidi e l'anello aromatico del tocoferolo

94. Che cos'è un sistema di doppi legami coniugati?
A. Una catena satura molto lunga, ripiegata su sé stessa.

B. Due doppi legami separati da tre o più legami semplici.

C. Due o più doppi legami consecutivi sullo stesso atomo di carbonio.

D. Un doppio legame fra atomi di due elementi diversi.

E. Una successione di doppi legami alternati a legami semplici, con gli elettroni π delocalizzati su tutti gli atomi coinvolti.

95. I carotenoidi, come il β -carotene e il licopene, sono:

A. lipidi isoprenoidi con una lunga catena di doppi legami coniugati.

B. proteine vegetali che trasportano gli acidi grassi.

C. polisaccaridi di riserva delle piante.

D. derivati fenolici idrosolubili.

E. amminoacidi aromatici modificati.

96. Perché un sistema di doppi legami coniugati rende una molecola un buon antiossidante?

A. Perché la sua rigidità impedisce ai radicali di avvicinarsi ai lipidi.

B. Perché reagisce con l'ossigeno molecolare impedendogli di formare radicali.

C. Perché il radicale che ne deriva ha l'elettrone spaiato delocalizzato sull'intero sistema, ed è troppo stabile per propagare la catena.

D. Perché la coniugazione la rende idrosolubile.

E. Perché la delocalizzazione conferisce alla molecola una carica negativa.

97. A che cosa devono i carotenoidi il proprio colore e la propria attività antiossidante?

A. A due parti diverse della molecola: il colore agli anelli terminali, l'attività alla catena.

B. Alla presenza di atomi di zolfo lungo la catena.

C. Alla loro elevata solubilità in acqua.

D. Alla stessa catena coniugata, che assorbe la luce visibile e delocalizza l'elettrone spaiato.

E. A un gruppo ossidrilico all'estremità della catena.

98. Una molecola porta undici doppi legami coniugati, un'altra soltanto due. Che cosa se ne deduce?

A. La seconda è un antiossidante migliore, perché è più piccola e diffonde meglio.

B. La seconda assorbe la luce a lunghezza d'onda maggiore.

C. La prima non può cedere alcun atomo di idrogeno.

D. La prima stabilizza meglio l'elettrone spaiato, perché lo distribuisce su un numero maggiore di atomi.

E. Le due molecole si comportano allo stesso modo, perché entrambe sono coniugate.

99. Che cosa hanno in comune l'anello aromatico del tocoferolo e la catena coniugata di un carotenoide?

A. Entrambi cedono al radicale un atomo di ossigeno.

B. Entrambi delocalizzano l'elettrone spaiato del radicale su molti atomi, stabilizzandolo.

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

- C. Entrambi rendono la molecola idrosolubile.
D. Entrambi legano il radicale in modo permanente senza reagire.
E. Entrambi contengono un gruppo ossidrilico che reagisce con il radicale.

100. Il glutatione e il tocoferolo interrompono entrambi la propagazione radicalica, ma con gruppi diversi. Quale abbinamento è corretto?

- A. Glutatione: ponte disolfuro già formato; tocoferolo: doppio legame della catena laterale.
B. Glutatione: gruppo amminico; tocoferolo: gruppo carbossilico.
C. Glutatione: gruppo ossidrilico alcolico; tocoferolo: gruppo tiolico –SH.
D. Glutatione: gruppo tiolico –SH; tocoferolo: gruppo ossidrilico fenolico.
E. Entrambi cedono l'atomo di idrogeno di un gruppo carbossilico.

Risposte

1. D. Non enzimatica vuol dire che nessuna proteina sceglie il substrato né abbassa l'energia di attivazione: i reagenti che si incontrano reagiscono. Ne discendono l'assenza di specificità e la dipendenza dalla sola concentrazione e dal tempo.
2. A. La deaminazione della citosina è una reazione con l'acqua che avviene per conto proprio. Gli altri quattro processi sono tutti catalizzati, e la glicosilazione enzimatica del Golgi va tenuta distinta dalla glicazione non enzimatica.
3. E. Tolto l'enzima, restano due sole variabili: quanto reagente c'è e per quanto tempo. È la ragione per cui queste modificazioni si accumulano e per cui la loro quantità misura l'esposizione passata.
4. C. La specificità è un servizio che presta l'enzima, non una proprietà della reazione: senza il riconoscimento del substrato il criterio di scelta si riduce alla chimica dei gruppi presenti e alla vicinanza.

5. D. I due termini si somigliano e indicano esiti simili, ma il processo è opposto: una è chimica che accade, l'altra è chimica che viene fatta accadere. Da qui la differenza di posizione, di regolazione e di significato biologico.

6. C. Una velocità bassa moltiplicata per un numero grandissimo di molecole e per anni dà una quantità tutt'altro che trascurabile. Il fattore decisivo è che il prodotto resta: senza rimozione, anche un gocciolare lentissimo riempie il recipiente.

7. E. Senza un enzima che scelga il bersaglio, viene modificata qualunque macromolecola porti il gruppo adatto: nessuna classe è esclusa. Le altre affermazioni contraddicono la definizione o l'osservazione, e queste reazioni avvengono anche in condizioni fisiologiche, soltanto più lentamente.

8. D. Un carbonile e un'ammina primaria reagiscono fra loro senza bisogno di essere avvicinati da nessuno: si forma una base di Schiff, che poi si riarrangia nel prodotto di Amadori.

9. E. Serve un'ammina primaria libera, e in una proteina ce ne sono di due tipi: la catena laterale della lisina e l'estremità N-terminale. Tutti gli altri gruppi elencati non sono amminici e non danno la reazione.

10. D. Riducente qui significa che il carbonio anomerico è libero e l'anello può aprirsi: il carbonile che compare è il gruppo che reagisce. Il nome ricorda che quello stesso carbonile può essere ossidato, ma nella glicazione ciò che conta è che esista.

11. D. La base di Schiff che si forma per prima è labile e si riarrangia nel prodotto di Amadori, che è stabile: è il punto in cui la modificazione smette di essere reversibile con facilità.

12. B. Nel saccarosio i carboni anomerici delle due unità sono entrambi impegnati nel legame che le unisce: nessuno dei due anelli può aprirsi, e senza carbonile libero la reazione con l'ammina non parte.

13. C. La lisina termina con un'ammina primaria libera. L'arginina porta un gruppo guanidinico, glutammina e asparagina hanno azoto ammidico, già impegnato con un carbonile, e l'istidina lo ha

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

complessiva debba disfarsi. Un enzima inattivo non è necessariamente un enzima denaturato.

63. E. La solubilità di una proteina globulare dipende dall'avere le regioni apolari all'interno: se il ripiegamento si allenta, quelle regioni si affacciano, e due molecole che le espongono si attaccano l'una all'altra invece che all'acqua.

64. E. La guanina si lascia ossidare più facilmente delle altre, ed è quindi la prima a risultare modificata quando la cellula è esposta a specie reattive dell'ossigeno.

65. D. Ossidarsi vuol dire cedere elettroni, e fra le quattro basi la guanina è quella che li cede al prezzo più basso. Le altre spiegazioni non reggono nemmeno sui fatti: anche l'adenina è una purina e anche adenina e citosina hanno un gruppo amminico.

66. E. La definizione di ossidazione non cambia perché il substrato è una base azotata: si tratta di perdita di elettroni. È il criterio con cui si stabilisce quale base sia il bersaglio più facile.

67. D. Una base ossidata offre legami idrogeno diversi da prima, e al momento della copia quella posizione può accettare un partner sbagliato. Danno alle basi e rottura del filamento sono esiti distinti.

68. C. La guanina è la base con il potenziale di ossidazione più basso, cioè quella che cede elettroni al prezzo minore: per questo è la prima a essere modificata. Ossidarsi è cedere elettroni, il danno alle basi non spezza il filamento e la base modificata non diventa un'altra base del corredo.

69. C. Le basi sporgono dallo scheletro come denti da un pettine: modificarne una non tocca la catena che le porta. Per spezzare il filamento occorre attaccare lo zucchero, che dello scheletro fa parte.

70. E. Zucchero e fosfato si alternano lungo la catena e ne assicurano la continuità; le basi sporgono lateralmente. La distinzione conta, perché i due bersagli del radicale ossidrilico stanno l'uno nello scheletro e l'altro fuori.

71. A. Lo zucchero fa parte della catena portante: un radicale generato su di esso porta alla rottura dello scheletro zucchero-fosfato. Togliere un

idrogeno non è lo stesso che aggiungere un ossigeno, e non trasforma uno zucchero in un altro.

72. E. Il radicale ossidrilico non sceglie: strappa un idrogeno o un elettrone a ciò che ha vicino. Nel DNA questo significa due esiti diversi, e nessuno dei due dipende dal fatto che l'elica sia aperta.

73. C. Le basi non fanno parte della catena portante, e modificarle altera l'informazione senza interromperla fisicamente. Le altre tre descrizioni riguardano tutto lo scheletro, cioè proprio ciò che tiene unito il filamento.

74. A. La reazione tipica del radicale ossidrilico è strappare un atomo di idrogeno a un carbonio: dove non ci sono legami C-H quella strada è chiusa, e nello scheletro l'unico componente che li offre è lo zucchero.

75. B. Il bersaglio è lo stesso e l'esito si somiglia, perché in entrambi i casi resta una base diversa da quella di prima, ma la chimica no: in un caso un gruppo esce sostituito dall'acqua, nell'altro la base cede elettroni. Entrambe avvengono senza enzimi.

76. E. Un radicale si spegne quando riceve ciò che gli manca: un atomo di idrogeno completa il legame rimasto scoperto. L'antiossidante paga diventando radicale a sua volta.

77. D. Il radicale si forma comunque; l'antiossidante decide chi lo incasserà. È la ragione per cui l'efficacia dipende da dove la molecola si trova, e non solo da quanto facilmente cede l'idrogeno.

78. E. Un antiossidante non fa sparire il radicale: lo sostituisce con un altro. Il guadagno esiste solo se il secondo è tanto poco reattivo da fermarsi, altrimenti la catena avrebbe soltanto cambiato protagonista.

79. E. Sono due vie di terminazione diverse per meccanismo e uguali per esito, perché entrambe fanno diminuire il conto dei radicali. La prima però lascia due lipidi legati fra loro, la seconda spende una molecola di difesa.

80. D. L'attività sta tutta nel tiolo della cisteina, che cede con facilità il proprio idrogeno. Nessuno dei tre amminoacidi del glutatone è aromatico, e

quell'alternativa cade prima ancora di ragionare sul meccanismo.

81. E. Il residuo che conta è quello centrale, la cisteina, che porta il gruppo tiolico; glutammato e glicina fanno da cornice. Sostituire la cisteina con la metionina toglierebbe il gruppo $-SH$ da cui dipende tutto.

82. A. Un radicale si spegne quando riceve l'atomo di idrogeno che gli manca. Il glutathione paga di persona, ma il radicale tiolico è troppo po-co reattivo per continuare la catena.

83. E. È il criterio di ogni antiossidante: sostituire un radicale che propaga con uno che non ne è capace. I due si incontrano e formano il legame $S-S$ del glutathione ossidato.

84. B. Gli enzimi che tagliano le proteine riconoscono il legame peptidico ordinario: costruito su un altro carbossile, quel legame diventa per loro invisibile. Una molecola che deve stare pronta in concentrazione elevata guadagna molto a non essere smontata di routine.

85. D. Conta la forza del legame da spezzare: lo zolfo è un atomo più grande dell'ossigeno, il legame con l'idrogeno è più lungo e più debole, e l'atomo si stacca a un prezzo minore. L'elettronegatività va nel verso opposto, perché lo zolfo ne ha meno dell'ossigeno, e la solubilità non entra nel meccanismo. È una facilità di origine diversa da quella del fenolo, dove a contare è la stabilità di ciò che resta dopo la cessione.

86. A. Ogni molecola che cede l'idrogeno diventa un radicale, e due radicali si uniscono in un ponte disolfuro: $12 : 2 = 6$. Rispondere 12 significa dimenticare che il glutathione ossidato tiene insieme due unità.

87. D. Un tripeptide con gruppi carichi si scioglie in acqua e resta dove l'acqua è: la sua azione si esercita nel citosol. Serve un antiossidante di natura diversa per il territorio che il glutathione non può raggiungere, cioè l'interno delle membrane.

88. D. Il tocoferolo è un fenolo: l'ossidrile legato all'anello cede l'idrogeno con facilità. I legami $C-H$

aromatici, al contrario, sono fra i più solidi della molecola.

89. E. La lunga catena isoprenoide lo tiene dentro il doppio strato lipidico, che è precisamente il luogo in cui la perossidazione avviene: un antiossidante serve dove si trovano i bersagli da proteggere.

90. B. L'elettrone che resta dopo la cessione non è confinato su un solo atomo ma distribuito sugli atomi dell'anello: distribuire un elettrone spaiato significa renderlo meno disponibile a reagire.

91. D. È lo stesso motivo per cui il fenolo è più acido di un alcol: quello che conta non è il legame di partenza ma la stabilità di ciò che resta. L'anello accoglie e distribuisce quello che l'ossigeno ha perso.

92. A. Sono due funzioni portate da due porzioni diverse della stessa molecola: la coda apolare la colloca dentro la membrana, la testa fenolica compie la reazione. È il modo più economico di ricordare perché la vitamina E protegge i lipidi e non il citosol.

93. A. Il tocoferolo cede il proprio idrogeno al radicale perossilico, che è la specie che porta avanti la catena dentro la membrana. Nessuna delle quattro specie elencate è un radicale, e con esse la cessione di un atomo di idrogeno non interromperebbe nulla.

94. E. La coniugazione richiede l'alternanza: un solo legame semplice fra due doppi legami permette la sovrapposizione degli orbitali π lungo tutta la sequenza. Se i doppi legami sono più distanti restano isolati, se sono consecutivi sono cumulati.

95. A. Sono costruiti per unione di unità isopreniche e portano una catena coniugata molto estesa: è quella catena a dare loro sia il colore sia l'attività antiossidante.

96. C. Un antiossidante non impedisce che il radicale nasca: si offre al posto di un lipide e chiude la catena. La delocalizzazione non crea cariche, distribuisce un elettrone spaiato.

97. D. Gli elettroni π delocalizzati assorbono nel visibile, il che dà il colore, e accolgono l'elettrone

Avvertenza: contenuto progettato unicamente per superare esami e test d'ammissione. Non usare nella pratica diagnostica e clinica.

spaiato di un radicale distribuendolo su molti atomi, il che dà l'attività antiossidante: sono lo stesso fatto guardato da due lati.

98. D. La stabilizzazione cresce con l'estensione del sistema: più atomi partecipano, meno l'elettrone spaiato è concentrato in un punto. La stessa estensione sposta l'assorbimento verso lunghezze d'onda maggiori, ed è la ragione per cui i carotenoidi sono colorati e le molecole poco co-niugate no.

99. B. Un anello chiuso e una catena aperta sono due geometrie diverse che fanno la stessa cosa dal punto di vista elettronico. Il gruppo ossidrilico è però una particolarità del tocoferolo, non un tratto comune.

100. D. Il gesto è lo stesso in entrambi i casi, cedere un atomo di idrogeno, e cambia il gruppo che lo compie: un tiolo nel primo caso, un fenolo nel secondo. Diverso è anche il modo di reggere il colpo, con un ponte disolfuro per il glutatione e con la delocalizzazione sull'anello per il tocoferolo.

Parte X.

24 Approfondimenti (68 quesiti)

- I quesiti di questo capitolo, qualora richiedano conoscenze più ampie di quelle richieste finora, trattano argomenti che secondo me non compariranno all'esame del semestre filtro, ma mi era rimasto il dubbio. Il mio consiglio? Dai una maggiore priorità agli altri argomenti.

24.1 Molecole: nomenclatura tradizionale di altre molecole

- Il syllabus 2026 limita la nomenclatura ai composti «biologicamente rilevanti con atomi di carbonio, ossigeno, azoto, zolfo e fosforo». Ho motivo di dubitare di questa restrizione, che, quindi, non è stata rispettata alla lettera neanche prima degli Approfondimenti (vedi sez. 2.7). Qui estendiamo la trattazione: troverai -oso/-ico esteso ad ancora più elementi che nella sez. 2.7..

1. Qual è il nome tradizionale del composto SnO ?

- A. Anidride stannica
- B. Ossido stannico
- C. Ossido stannoso
- D. Ossido di stagno(III)
- E. Anidride stannosa

2. Lo stagno forma composti in cui il metallo ha numero di ossidazione +2 oppure +4, distinti nella nomenclatura tradizionale dai suffissi -oso e -ico. Quale dei seguenti abbinamenti tra formula e nome tradizionale è SBAGLIATO?

- A. SnO – Ossido stannoso

B. Sn(OH)_4 – Idrossido stannoso

C. SnO_2 – Ossido stannico

D. $\text{Sn(SO}_4)_2$ – Solfato stannico

E. SnCl_2 – Cloruro stannoso

3. Il cobalto forma composti in cui il metallo ha numero di ossidazione +2 oppure +3. Quale dei seguenti abbinamenti tra formula e nome tradizionale è SBAGLIATO?

A. $\text{Co(NO}_3)_2$ – Nitrato cobaltico

B. Co(OH)_2 – Idrossido cobaltoso

C. Co(OH)_3 – Idrossido cobaltico

D. CoS – Solfuro cobaltoso

E. CoSO_4 – Solfato cobaltoso

4. Quale dei seguenti abbinamenti tra formula e nome tradizionale è SBAGLIATO?

A. AuCl_3 – Cloruro aurico

B. Au_2O – Ossido auroso

C. NiO – Ossido nicheloso

D. PtCl_2 – Cloruro platinoso

E. PtO_2 – Ossido platinoso

5. Qual è la formula del cloruro stannoso?

A. SnCl

B. SnCl_4

C. SnCl_2

D. $\text{Sn(ClO}_3)_2$

