Verifica di fine parte II

Scienze naturali 4 · Parte II · Acidi e basi, ossidoriduzioni, chimica del carbonio · versione 1.0
Verifica: Verifica di fine parte II · pagine 189–194 del volume completo · estratto per lo studio

Acidi e basi, ossidoriduzioni, chimica del carbonio (parte II: capitoli 4–6). Tempo: 100 minuti. Punteggio totale: 100 punti. Puoi usare la calcolatrice e le tavole dell'appendice (costanti, masse atomiche, dati termodinamici, costanti di acidità, indicatori, potenziali standard di riduzione, classi dei composti organici). Nei calcoli scrivi i passaggi e indica sempre le unità di misura; dai i risultati con il numero corretto di cifre significative e i pH con due decimali. Tutti i dati si riferiscono a 25 °C, salvo dove è indicato diversamente.

Punteggio. Scelta multipla: 2 punti per ogni risposta corretta (24 punti). Vero o falso: 2 punti ciascuno; 1 punto se la risposta è giusta ma la correzione dell'affermazione falsa manca o è sbagliata (12 punti). Applicare: 5 punti ciascuno, di cui 3 per l'impostazione e i passaggi e 2 per il risultato corretto con le unità (40 punti). Indagare e argomentare: 6 punti ciascuno, 2 per i concetti scientifici corretti, 2 per la completezza del ragionamento, 2 per la chiarezza e l'uso del lessico specifico (24 punti).

Comprendere e ricordare (12 × 2 punti)

1. ● Nella reazione $HCO_3^- + NH_3 \rightleftarrows CO_3^{2-} + NH_4^+$, le due specie che si comportano da acidi di Brønsted–Lowry sono:
   - **A.** HCO_3^- e NH_4^+
   - **B.** NH_3 e CO_3^{2-}
   - **C.** HCO_3^- e NH_3
   - **D.** CO_3^{2-} e NH_4^+

2. ●● A 37 °C il prodotto ionico dell'acqua vale $K_w = 2{,}4 \times 10^{-14}$. L'acqua pura a 37 °C ha pH:
   - **A.** 7,00, perché l'acqua pura è neutra
   - **B.** 6,81, quindi è leggermente acida
   - **C.** 6,81, ed è neutra
   - **D.** 7,19, quindi è leggermente basica

3. ●●● Una soluzione di HCl e una soluzione di acido acetico hanno entrambe pH 3,00 a 25 °C. Quale affermazione è corretta?

   A. Le due soluzioni contengono la stessa concentrazione di acido.

   B. Per neutralizzarne volumi uguali serve la stessa quantità di NaOH.

   C. L'acido acetico è un acido più forte di HCl, perché a parità di pH è più efficace.

   D. La soluzione di acido acetico è circa 57 volte più concentrata di quella di HCl.

4. ●● Nella titolazione di una soluzione di ammoniaca con HCl il punto di equivalenza cade a pH ≈ 5,3. Quale indicatore dell'appendice è il più adatto?

   A. fenolftaleina (8,2–10,0)

   B. rosso metile (4,4–6,2)

   C. timolftaleina (9,3–10,5)

   D. nessuno: con un acido forte il pH al punto di equivalenza è sempre 7

5. ● In una pila descritta dalla notazione Pb(s) | Pb^{2+}(aq) || Ag^{+}(aq) | Ag(s), l'elettrodo di piombo è:

   A. il catodo, cioè il polo positivo

   B. l'anodo, dove avviene la riduzione

   C. il catodo, su cui si deposita argento

   D. l'anodo, cioè il polo negativo

6. ●●● In condizioni standard, quale di queste specie può ossidare Fe^{2+} a Fe^{3+} ma non Cl^{-} a Cl_2 (Tabella E.1)?

   A. I_2

   B. Br_2

   C. MnO_4^{-} in ambiente acido

   D. Cu^{2+}

7. ●● La stessa carica elettrica attraversa, collegate in serie, una cella con ioni Ag^{+}, una con ioni Cu^{2+} e una con Al^{3+} in un bagno fuso. Se nella prima si depositano 0,30 mol di argento, nelle altre due si depositano:

   A. 0,15 mol di rame e 0,10 mol di alluminio

   B. 0,30 mol di rame e 0,30 mol di alluminio

   C. 0,60 mol di rame e 0,90 mol di alluminio

   D. 0,15 mol di rame e 0,30 mol di alluminio

8. ●● Si elettrolizza con elettrodi inerti una soluzione acquosa di cloruro di rame(II), $CuCl_2$. Al catodo si forma:

   A. idrogeno, perché al catodo si riduce sempre l'acqua

   B. cloro gassoso

   C. rame metallico

   D. ossigeno gassoso

9. ● Il nome IUPAC del composto $CH_3–CH_2–CH(CH_3)–CH_2–CH(CH_3)–CH_3$ è:
   A. 2,4-dimetilesano
   B. 3,5-dimetilesano
   C. 2-etil-4-metilpentano
   D. 2,4-dimetileptano

10. ● Un idrocarburo di formula molecolare C_4H_8 può essere:
   A. un alcano
   B. un alchino
   C. un alchene oppure un cicloalcano
   D. soltanto il but-1-ene

11. ●● Quale coppia è formata da isomeri di gruppo funzionale?
   A. butano e 2-metilpropano
   B. propan-1-olo e propan-2-olo
   C. cis-but-2-ene e trans-but-2-ene
   D. propanale e propanone

12. ●●● Il prodotto principale dell'addizione di HCl al 2-metilpropene, $(CH_3)_2C=CH_2$, è:
   A. 1-cloro-2-metilpropano
   B. 2-cloro-2-metilpropano
   C. 2-clorobutano
   D. 1,2-dicloro-2-metilpropano

Vero o falso (6 × 2 punti; correggi le affermazioni false)

13. ● Lo ione idrogenocarbonato, HCO_3^-, è una specie anfotera: a seconda del partner può cedere un protone oppure acquistarlo.

14. ●● Diluendo dieci volte con acqua un tampone acetato, il suo pH aumenta di circa un'unità, come accade per una soluzione di acido forte.

15. ● In una cella elettrolitica l'anodo è il polo negativo, come in una pila.

16. ●● Per la reazione $2Ag^+ + Cu \rightarrow 2Ag + Cu^{2+}$ il potenziale standard è $E°_{cella} = 2 \times 0{,}80\ V - 0{,}34\ V = 1{,}26\ V$.

17. ● Il pent-1-ene, $CH_2=CH–CH_2–CH_2–CH_3$, esiste come coppia di isomeri cis e trans.

18. ●●● Il butan-2-olo, $CH_3–CH(OH)–CH_2–CH_3$, è una molecola chirale: i suoi due enantiomeri hanno la stessa temperatura di ebollizione, ma ruotano il piano della luce polarizzata in versi opposti.

Applicare (8 × 5 punti)

19. ● Si mescolano 50,0 mL di HCl 0,120 M e 50,0 mL di NaOH 0,100 M. Calcola il pH della soluzione ottenuta (volumi additivi, 25 °C).

20. ●● La candeggina diluita contiene ipoclorito di sodio, NaClO. Calcola il pH di una soluzione di NaClO 0,050 M e la percentuale di ioni ClO^- che hanno acquistato un protone dall'acqua. Verifica l'approssimazione che usi.

21. ●●● Si sciolgono 0,0300 mol di NaH_2PO_4 e 0,0200 mol di Na_2HPO_4 in acqua fino a 500,0 mL. Calcola il pH del tampone (pK_a di $H_2PO_4^-$ = 7,21) e il pH dopo l'aggiunta di 5,00 mL di NaOH 1,00 M. Di quanto sarebbe cambiato il pH aggiungendo la stessa quantità di NaOH a 500,0 mL di acqua pura?

22. ●●● Bilancia in ambiente acido, con il metodo ionico-elettronico, l'equazione $Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + Fe^{3+}$, indicando ossidante e riducente. Calcola poi il volume di dicromato di potassio 0,0150 M necessario per ossidare tutto il ferro(II) contenuto in 20,00 mL di una soluzione di Fe^{2+} 0,0900 M.

23. ● Per la pila Al(s) | Al^{3+}(aq) || Sn^{2+}(aq) | Sn(s) scrivi le due semireazioni e la reazione complessiva bilanciata, indica il polo negativo e calcola $E°_{cella}$ e $\Delta G°$ per mole di reazione come scritta.

24. ●● Si vuole ricoprire un oggetto con 0,500 g di nichel per elettrolisi di una soluzione di ioni Ni^{2+}, con una corrente di 1,20 A. Quanto tempo occorre? A quale elettrodo va collegato l'oggetto, e con quale polo del generatore?

25. ●● Scrivi la formula condensata di: a) 3-metilbutan-2-olo; b) pentan-3-one; c) acido propanoico; d) propanoato di metile; e) 4-metilpent-2-ino. Indica la classe di ciascun composto; poi stabilisci se l'alcol a) è primario, secondario o terziario e scrivi il nome del prodotto della sua ossidazione.

26. ●●● La combustione completa di 0,210 g di un idrocarburo gassoso X, a catena aperta, produce 0,660 g di CO_2 e 0,270 g di H_2O; la massa molare di X, ricavata dalla densità del gas, è circa 42 g/mol. a) Trova la formula minima e la formula molecolare. b) X decolora una soluzione di bromo: a quale classe appartiene, come si chiama e qual è la sua formula di struttura? c) Scrivi il prodotto principale dell'addizione di HBr a X, con il nome IUPAC.

Indagare e argomentare (4 × 6 punti)

27. ●● Un compagno misura il pH di una soluzione di acido acetico 1,0 M e di una di HCl 0,0010 M, trova 2,4 e 3,0 e conclude: «L'acido acetico è più forte dell'acido cloridrico». Verifica i due valori con un calcolo e spiega perché la conclusione è sbagliata, distinguendo con precisione forza e concentrazione di un acido.

28. ●●● Hai lamine di zinco, rame e argento, soluzioni 1 M di solfato di zinco, solfato di rame(II) e nitrato d'argento, provette, un voltmetro e strisce di carta da filtro imbevute di KNO_3. Progetta due prove, una con le provette e una con le pile, per ordinare i tre metalli secondo la loro tendenza a ossidarsi. Prevedi con la Tabella E.1 che cosa osserverai e quali f.e.m. misurerai, spiega che cosa fa la carta imbevuta di KNO_3 e indica le norme di sicurezza e lo smaltimento dei rifiuti.

29. ●● Kekulé propose per il benzene un anello con legami semplici e doppi alternati. Descrivi due osservazioni sperimentali che mostrano che questa formula non rappresenta la molecola reale, e spiega come il modello della risonanza (delocalizzazione degli elettroni π) le giustifica, compresa la preferenza del benzene per la sostituzione anziché per l'addizione.

30. ●●● Nel vino lasciato all'aria alcuni batteri trasformano l'etanolo in acido acetico, e il vino diventa aceto. Scrivi l'equazione complessiva della trasformazione con l'ossigeno e mostra, con il numero di ossidazione medio del carbonio, che è un'ossidoriduzione. Spiega poi perché l'aceto è acido ma la soluzione di etanolo è neutra, perché il suo pH (circa 2,4 per acido acetico 0,8 M) è molto più alto di quello di un acido forte alla stessa concentrazione, e come l'acido acetico può reagire con l'etanolo rimasto per dare un estere (nome del prodotto e tipo di reazione).

Soluzioni

1. A (2 punti). HCO_3^- cede un protone a NH_3; nella reazione inversa NH_4^+ cede un protone a CO_3^{2-}. Le coppie coniugate sono HCO_3^-/CO_3^{2-} e NH_4^+/NH_3.

2. C (2 punti). $[H_3O^+] = \sqrt{(2{,}4 \times 10^{-14})} = 1{,}5 \times 10^{-7}$ mol/L, pH = 6,81. L'acqua resta neutra perché $[H_3O^+] = [OH^-]$: pH 7 indica la neutralità solo a 25 °C.

3. D (2 punti). Per HCl $c = [H_3O^+] = 1{,}0 \times 10^{-3}$ M. Per l'acido acetico $x = 1{,}0 \times 10^{-3}$ e $c = x + x^2/K_a = 1{,}0 \times 10^{-3} + 1{,}0 \times 10^{-6}/1{,}8 \times 10^{-5} = 0{,}057$ M, circa 57 volte di più; per neutralizzarlo serve quindi molta più base.

4. B (2 punti). L'intervallo di viraggio deve cadere nel salto di pH attorno al punto di equivalenza (pH ≈ 5,3, soluzione di NH_4Cl, acida): solo il rosso metile vira fra 4,4 e 6,2. Fenolftaleina e timolftaleina virerebbero in ambiente basico, prima del punto di equivalenza.

5. D (2 punti). Nella notazione di cella l'anodo sta a sinistra; nella pila l'anodo, dove il piombo si ossida, è il polo negativo. $E° = 0{,}80\ V - (-0{,}13\ V) = 0{,}93\ V$.

6. B (2 punti). Serve una specie con $0{,}77\ V < E° < 1{,}36\ V$: Br_2 (+1,07 V). I_2 (+0,54 V) e Cu^{2+} (+0,34 V) non ossidano Fe^{2+}; MnO_4^- (+1,51 V) ossida anche Cl^-.

7. A (2 punti). 0,30 mol di argento richiedono 0,30 mol di elettroni ($Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$); con la stessa carica si depositano 0,30/2 = 0,15 mol di Cu e 0,30/3 = 0,10 mol di Al.

8. C (2 punti). Al catodo competono Cu^{2+} ($E° = +0{,}34$ V) e l'acqua (−0,83 V): si riduce più facilmente Cu^{2+} e si deposita rame. Il cloro si forma all'anodo.

9. A (2 punti). La catena più lunga ha 6 atomi di carbonio; numerando da destra i metili hanno locanti 2 e 4 (da sinistra sarebbero 3 e 5).

10. C (2 punti). C_4H_8 corrisponde a C_nH_{2n}: è la formula degli alcheni con un doppio legame (but-1-ene, but-2-ene, 2-metilpropene) e dei cicloalcani (ciclobutano, metilciclopropano).

11. D (2 punti). Propanale (aldeide) e propanone (chetone) sono entrambi C_3H_6O ma appartengono a classi diverse. A: isomeri di catena; B: di posizione; C: stereoisomeri geometrici.

12. B (2 punti). Per la regola di Markovnikov l'H va sul carbonio CH_2, che ha più atomi di idrogeno, e il cloro sul carbonio che porta i due metili: $(CH_3)_3CCl$.

13. V. Con un acido forma H_2CO_3 (fa da base), con una base forma CO_3^{2-} (fa da acido). (2 punti)

14. F. Il pH di un tampone dipende dal rapporto $[A^-]/[HA]$, che la diluizione non cambia: il pH resta quasi uguale. Di un'unità sale il pH di un acido forte diluito 10 volte. (2 punti; 1 se manca la correzione)

15. F. L'anodo è sempre l'elettrodo dell'ossidazione, ma nella cella elettrolitica è collegato al polo positivo del generatore, ed è quindi il polo positivo; nella pila è negativo. (2 punti; 1 se manca la correzione)

16. F. $E°$ è una proprietà intensiva e non si moltiplica per i coefficienti: $E°_{cella} = 0{,}80\ V - 0{,}34\ V = 0{,}46\ V$. (2 punti; 1 se manca la correzione)

17. F. Il carbonio 1 del doppio legame porta due atomi di H uguali, quindi non c'è isomeria cis/trans (che esiste invece per il pent-2-ene). (2 punti; 1 se manca la correzione)

18. V. Il carbonio 2 porta quattro gruppi diversi (H, OH, CH_3, CH_2CH_3) ed è uno stereocentro; gli enantiomeri hanno le stesse proprietà fisiche, salvo il verso della rotazione della luce polarizzata. (2 punti)

19. Moli di H_3O^+: $0{,}0500\ L \times 0{,}120\ mol/L = 6{,}00 \times 10^{-3}$ mol; moli di OH^-: $0{,}0500\ L \times 0{,}100\ mol/L = 5{,}00 \times 10^{-3}$ mol. Resta un eccesso di $1{,}00 \times 10^{-3}$ mol di acido forte nel volume totale di 100,0 mL: $[H_3O^+] = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol/L, pH = 2,00. (Errore tipico: dimenticare che il volume raddoppia.) Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

20. ClO^- è la base coniugata dell'acido debole HClO: $ClO^- + H_2O \rightleftarrows HClO + OH^-$; Na^+ è spettatore. $K_b = K_w/K_a = 1{,}0 \times 10^{-14}/4{,}0 \times 10^{-8} = 2{,}5 \times 10^{-7}$. $[OH^-] = \sqrt{(2{,}5 \times 10^{-7} \times 0{,}050)} = 1{,}1 \times 10^{-4}$ mol/L; pOH = 3,95; pH = 10,05. Percentuale: $1{,}1 \times 10^{-4}/0{,}050 = 0{,}22$ %, molto meno del 5 %: approssimazione valida. Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

21. pH = 7,21 + log(0,0200/0,0300) = 7,21 − 0,18 = 7,03. NaOH aggiunto: $5{,}00 \times 10^{-3}$ mol, che reagisce con $H_2PO_4^-$: $H_2PO_4^- + OH^- \rightarrow HPO_4^{2-} + H_2O$. Dopo: $H_2PO_4^-$ = 0,0250 mol, HPO_4^{2-} = 0,0250 mol, pH = 7,21 (variazione +0,18). In 505 mL di acqua pura: $[OH^-] = 5{,}00 \times 10^{-3}/0{,}505 = 9{,}9 \times 10^{-3}$ mol/L, pOH = 2,00, pH = 12,00: il pH salirebbe di circa 5 unità. Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

22. Riduzione (Cr da +6 a +3): $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$. Ossidazione: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$, moltiplicata per 6. Somma: $Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 7H_2O$ (carica +24 = +24; O 7 = 7; H 14 = 14). Ossidante $Cr_2O_7^{2-}$, riducente Fe^{2+}. Moli di Fe^{2+}: 0,02000 L × 0,0900 mol/L = $1{,}80 \times 10^{-3}$ mol; moli di dicromato: $1{,}80 \times 10^{-3}/6 = 3{,}00 \times 10^{-4}$ mol; V = $3{,}00 \times 10^{-4}$ mol / 0,0150 mol/L = 0,0200 L = 20,0 mL. Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

23. Anodo (polo negativo, alluminio): $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ (× 2). Catodo: $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$ (× 3). Reazione: $2Al + 3Sn^{2+} \rightarrow 2Al^{3+} + 3Sn$, con n = 6. $E°_{cella} = -0{,}14\ V - (-1{,}66\ V) = 1{,}52$ V. $\Delta G° = -6 \times 96\,485$ C/mol × 1,52 V = $-8{,}80 \times 10^5$ J = −880 kJ per mole di reazione. Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

24. $Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$. n(Ni) = 0,500 g / 58,69 g/mol = $8{,}52 \times 10^{-3}$ mol; $n(e^-) = 1{,}70 \times 10^{-2}$ mol; Q = $1{,}70 \times 10^{-2}$ mol × 96 485 C/mol = $1{,}64 \times 10^3$ C; t = Q/I = $1{,}64 \times 10^3$ C / 1,20 A = $1{,}37 \times 10^3$ s ≈ 22,8 minuti. L'oggetto è il catodo, dove Ni^{2+} si riduce, collegato al polo negativo del generatore. Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

25. a) $CH_3–CH(OH)–CH(CH_3)–CH_3$, alcol; b) $CH_3–CH_2–CO–CH_2–CH_3$, chetone; c) $CH_3–CH_2–COOH$, acido carbossilico; d) $CH_3–CH_2–COO–CH_3$, estere; e) $CH_3–C{\equiv}C–CH(CH_3)–CH_3$, alchino. L'alcol a) è secondario (il carbonio dell'ossidrile è legato a due carboni) e si ossida a chetone: 3-metilbutan-2-one, $CH_3–CO–CH(CH_3)–CH_3$. Procedimento 3 punti (2 punti per le formule e le classi, 1 per la classificazione dell'alcol), risultato 2. (5 punti)

26. a) n(C) = $n(CO_2)$ = 0,660/44,01 = 0,0150 mol; n(H) = 2 × 0,270/18,02 = 0,0300 mol; controllo: 0,0150 × 12,01 + 0,0300 × 1,008 = 0,210 g, quindi X contiene solo C e H. Rapporto C : H = 1 : 2, formula minima CH_2 (14,03 g/mol); 42/14,03 = 3: formula molecolare C_3H_6. b) C_3H_6 a catena aperta = C_nH_{2n}: è un alchene, il propene, $CH_2{=}CH–CH_3$ (la decolorazione del bromo è l'addizione al doppio legame). c) Per la regola di Markovnikov: $CH_3–CHBr–CH_3$, 2-bromopropano. Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

27. Traccia (6 punti). Calcoli: acido acetico 1,0 M, $[H_3O^+] = \sqrt{(1{,}8 \times 10^{-5} \times 1{,}0)} = 4{,}2 \times 10^{-3}$ mol/L, pH = 2,37 (ionizzato solo lo 0,42 %); HCl 0,0010 M, del tutto ionizzato, pH = 3,00. I valori misurati sono corretti. La forza è una proprietà della sostanza, misurata da K_a: HCl cede il protone in modo completo, l'acido acetico solo in piccola parte. Il pH dipende invece sia dalla forza sia dalla concentrazione: la soluzione di acido acetico è mille volte più concentrata, e questo compensa la sua debolezza. Confronto corretto: a parità di concentrazione (per esempio 0,10 M) HCl ha pH 1,00 e l'acido acetico 2,87. Lessico: forte/debole, concentrato/diluito, grado di ionizzazione.

28. Traccia (6 punti). Prova in provetta: si immerge ogni metallo nelle soluzioni degli ioni degli altri due. Previsioni (E°: Zn^{2+}/Zn −0,76 V, Cu^{2+}/Cu +0,34 V, Ag^+/Ag +0,80 V): lo zinco si ricopre di rame in $CuSO_4$ e di argento in $AgNO_3$; il rame si ricopre di argento (e la soluzione diventa azzurra) in $AgNO_3$ ma non reagisce con $ZnSO_4$; l'argento non reagisce. Ordine di tendenza a ossidarsi: Zn > Cu > Ag. Prova con le pile: si costruiscono le semicelle e si misurano le f.e.m. delle tre coppie, con la carta imbevuta di KNO_3 come ponte salino (chiude il circuito con il moto degli ioni e mantiene neutre le soluzioni; gli elettroni passano solo nel filo). Previste: Zn/Cu 1,10 V, Cu/Ag 0,46 V, Zn/Ag 1,56 V (= 1,10 + 0,46); il polo negativo è sempre il metallo più ossidabile. Controlli: lamine pulite, stesse concentrazioni e temperatura, una prova senza ponte (tensione nulla). Sicurezza: occhiali e guanti; $AgNO_3$ è corrosivo e macchia

la pelle, $CuSO_4$ è nocivo e tossico per gli organismi acquatici: le soluzioni si raccolgono nei contenitori per i rifiuti indicati dal docente, mai nel lavandino.

29. Traccia (6 punti). Osservazioni: a) il benzene non decolora il bromo e non dà le addizioni tipiche degli alcheni; con Br_2 reagisce solo con un catalizzatore e dà una sostituzione ($C_6H_5Br + HBr$); b) i sei legami C–C sono tutti lunghi 139 pm, intermedi fra il semplice (etano) e il doppio (etene), mentre la formula di Kekulé prevede tre legami corti e tre lunghi. Spiegazione: i sei carboni sono sp^2, l'anello è piano e i sei orbitali p si sovrappongono tutti; i sei elettroni π sono delocalizzati sull'anello. Le due formule di Kekulé sono strutture limite e la molecola reale è l'ibrido (esagono con il cerchio), che spiega i legami uguali. La delocalizzazione stabilizza l'anello: la sostituzione lo conserva, l'addizione lo distruggerebbe, e per questo è preferita la sostituzione.

30. Traccia (6 punti). Equazione: $CH_3CH_2OH + O_2 \rightarrow CH_3COOH + H_2O$. N.o. medio del carbonio: nell'etanolo C_2H_6O, $2x + 6 - 2 = 0$, $x = -2$; nell'acido acetico $C_2H_4O_2$, $2x + 4 - 4 = 0$, $x = 0$: il carbonio si ossida (4 elettroni per molecola), l'ossigeno si riduce da 0 a −2; è l'ossidazione di un alcol primario ad acido carbossilico, attraverso l'aldeide (etanale). Acidità: il gruppo –COOH cede in parte il protone all'acqua ($K_a = 1{,}8 \times 10^{-5}$, l'anione carbossilato è stabilizzato perché la carica è condivisa fra due ossigeni); l'–OH dell'etanolo è legato covalentemente a un carbonio senza altri ossigeni e non cede protoni in misura apprezzabile né libera OH^-: la soluzione è neutra. Il pH ≈ 2,4 è più alto di quello di un acido forte 0,8 M (pH ≈ 0,10) perché l'acido acetico è ionizzato solo per circa lo 0,5 %. Con l'etanolo l'acido acetico dà l'esterificazione, una reazione di equilibrio (catalizzata da acidi): $CH_3COOH + CH_3CH_2OH \rightleftarrows CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O$, etanoato di etile (acetato di etile).