

Giochi della Chimica 2025

Problemi risolti – Fase nazionale – Classe B

1. Indicare la quantità chimica di H_2O che si ottiene bruciando 2,8 moli di H_2 in presenza di 1,0 moli di O_2 .

- A) 2,8 mol
- B) 3,8 mol
- C) 1,0 mol
- D) 2,0 mol

1. Soluzione

La reazione è: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

Con una mole di O_2 reagiscono 2 moli di H_2 e si formano 2 moli di H_2O .

(Risposta D)

2. Individuare l'atomo più elettronegativo, secondo la scala di Pauling.

- A) N
- B) S
- C) Cl
- D) Si

2. Soluzione

Dato che l'elettronegatività aumenta da sinistra verso destra nei periodi possiamo dire che l'elettronegatività aumenta lungo la serie (2° periodo): $\text{Si} < \text{S} < \text{Cl}$. Ora si tratta di decidere chi è più elettronegativo tra Cl e N.

Ricordando che l'elettronegatività di F è 4 e quella di O è 3,5, i due atomi Cl e N sono intorno a 3 con il cloro un po' più elettronegativo di N.

(Risposta C)

3. Scegliere l'affermazione corretta:

- A) ^3H ha il triplo di neutroni di ^1H
- B) ^3H ha il doppio dei neutroni di ^2H
- C) ^2H ha il doppio dei neutroni di ^1H
- D) ^1H ha la metà degli elettroni di ^2H

3. Soluzione

Gli isotopi dell'idrogeno hanno un protone nel nucleo e un elettrone, ma differiscono per il numero di neutroni.

^1H non ha neutroni, ^2H ha un neutrone, ^3H ha due neutroni.

(Risposta B)

4. 406 mL di un gas a comportamento ideale hanno una massa di 1,25 g a 20 °C e $1,013 \cdot 10^5$ Pa (1 atm = 101325 Pa). Indicare la massa molare del gas.

- A) 73,9 g/mol
- B) 68,0 g/mol
- C) 37,0 g/mol
- D) 146 g/mol

4. Soluzione

La temperatura del gas è: $273 + 20 = 293$ K. La pressione è 1 atm.

Le moli di gas sono: $n = PV/RT$ $n = (1 \cdot 0,406)/(0,0821 \cdot 293) = 0,01688$ mol.

La massa molare è: $MM = m/n$ $MM = 1,25/0,01688 = 74,1$ g/mol.

(Risposta A)

5. Facendo reagire una certa quantità di CaCO_3 con HCl in eccesso si sviluppano 80,00 g di CO_2 . Se la reazione (da scrivere e bilanciare) è quantitativa, calcolare la massa di CaCO_3 che ha reagito.

($MM_{\text{CaCO}_3} = 100,0$ g/mol; $MM_{\text{CO}_2} = 44,00$ g/mol; $MM_{\text{HCl}} = 36,46$ g/mol).

- A) 91,00 g
- B) 364,0 g
- C) 132,6 g
- D) 181,8 g

5. Soluzione

La reazione è: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.

Le moli di CO_2 coincidono con quelle di CaCO_3 . Le moli di CO_2 sono: $n = m/MM = 80/44 = 1,818$ mol.

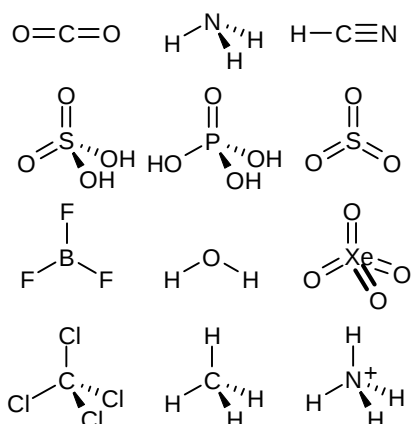
La massa di carbonato è: $m = n \cdot MM$ $m = 1,818 \cdot 100 = 181,8$ g.

(Risposta D)

6. Indicare il gruppo di specie che ha geometria molecolare tetraedrica.

- A) CO_2 , NH_3 , HCN
 B) H_2SO_4 , H_3PO_4 , SO_3
 C) BF_3 , H_2O , XeO_4
 D) CCl_4 , CH_4 , NH_4^+

6. Soluzione



Nel gruppo A, nessuna molecola è tetraedrica.

Nel gruppo B, ci sono due molecole tetraedriche, ma SO_3 è planare.

Nel gruppo C, XeO_4 è tetraedrica, ma BF_3 è planare e H_2O è angolata.

Il solo gruppo con tutte le molecole tetraedriche è D. (Risposta D)

7. 2,72 g di una proteina sono sciolti in 0,1 L di acqua. La soluzione ha una pressione osmotica di $2,23 \cdot 10^3$ Pa a 25 °C. La massa molecolare della proteina è:

- A) $3,00 \cdot 10^4$ Da B) $3,00 \cdot 10^{-1}$ Da C) $1,00 \cdot 10^2$ Da D) $2,00 \cdot 10^3$ Da

7. Soluzione

La pressione osmotica obbedisce alla legge dei gas. La pressione è: $2,23 \cdot 10^3 / 1,013 \cdot 10^5 = 2,20 \cdot 10^{-2}$ atm

Le moli di proteina sono: $n = PV/RT = (2,2 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1) / (0,0821 \cdot 298) = 8,99 \cdot 10^{-5}$ mol

La massa molare è: $MM = m/n = 2,72 / 8,99 \cdot 10^{-5} = 3,02 \cdot 10^4$ g/mol ($\rightarrow 3,02 \cdot 10^4$ Da). (Risposta A)

8. Indicare il prodotto gassoso che si libera quando lo Zn metallico reagisce con una soluzione acquosa concentrata di HCl.

- A) Cl_2 B) O_2 C) H_2 D) ZnCl_2

8. Soluzione

Avviene una ossidoriduzione: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ (Risposta C)

9. Per la combustione completa di 0,5 moli di un idrocarburo occorrono 2,5 moli di O_2 e si formano 1,5 moli di CO_2 . Individuare l'idrocarburo.

- A) C_3H_4 B) C_3H_6 C) C_3H_8 D) C_3H_7

9. Soluzione

Per una mole di idrocarburo la reazione diventa: $\text{HC} + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

L'idrocarburo contiene 3 carboni (3 CO_2) e 8 idrogeni (4 H_2O): C_3H_8 . (Risposta C)

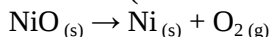
10. 5,00 L di una sostanza gassosa X, misurati alla temperatura di 310 K e alla pressione di $2,1 \cdot 10^5$ Pa (1 atm = 101325 Pa), hanno lo stesso peso di 2,50 L di ossigeno molecolare ($MM = 32,0$ g/mol) misurati nelle stesse condizioni di T e P. Calcolare la massa molare del gas.

- A) 16,0 g/mol
 B) 85,7 g/mol
 C) 44,9 g/mol
 D) 76,3 g/mol

10. Soluzione

Nelle stesse condizioni di P e T, in 5,0 L (volume doppio) le molecole di X sono il doppio di quelle di O_2 in 2,5 L. Se le molecole di X sono il doppio, ma hanno lo stesso peso di quelle di O_2 , le molecole di X pesano la metà di 32, cioè 16 g/mol. (Risposta A)

11. Quando 17,0 g di un minerale contenente NiO (MM = 74,7 g/mol) sono riscaldati a 1500 K, si formano 0,480 g di O₂ (MM = 32,0 g/mol) gassoso secondo la reazione (da bilanciare):

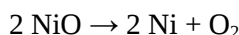


Calcolare la percentuale *m/m* di NiO nel minerale.

- A) 13,2% B) 25,9% C) 26,4% D) 6,6%

11. Soluzione

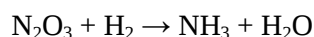
La reazione è:



Le moli di O₂ sono: $n = m/\text{MM} = 0,480/32 = 0,015 \text{ mol}$. Le moli di NiO sono il doppio: 0,030 mol.

La massa di NiO è: $m = n \text{MM} = 0,030 \cdot 74,7 = 2,241 \text{ g}$. La % di NiO è: $2,241/17 = 13,2\%$. (Risposta A)

12. Indicare la quantità chimica di NH₃ che si ottiene da 0,22 moli di N₂O₃ e 0,87 moli di H₂ in base alla seguente reazione (non bilanciata):



- A) 1,1 mol B) 0,44 mol C) 0,73 mol D) 0,29 mol

12. Soluzione

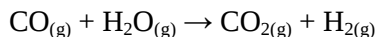
La reazione è: $\text{N}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 moli (0,22) 0,87 0,29

Le 0,22 mol di N₂O₃ sono in eccesso perché richiederebbero $6 \cdot 0,22 = 1,32 \text{ mol}$ di H₂.

Dato che abbiamo solo 0,87 mol di H₂, questo è il reagente in difetto che decide la reazione.

Le moli di NH₃ che si formano sono un terzo di quelle di H₂: $n = 0,87/3 = 0,29 \text{ mol}$. (Risposta D)

13. Ad una temperatura T definita e costante, in un recipiente chiuso di 1 L, avviene la seguente reazione (con $K_{\text{eq}} = 5,3$):



All'equilibrio ci sono 2 mol di CO, 5 mol di H₂O, 8 moli di CO₂, 7 mol di H₂.

Se si aggiungono altre 4 mol di CO:

- A) la reazione produce altre 4 mol di CO₂ e altre 4 mol di H₂
 B) la reazione non viene perturbata, perché è già all'equilibrio
 C) la K_{eq} aumenta di quattro volte
 D) la concentrazione di H₂O diminuisce

13. Soluzione

La quantità di CO aggiunto alla reazione in equilibrio, sposta l'equilibrio verso destra e quindi la concentrazione di H₂O diminuisce un po', mentre quelle di CO₂ e H₂ aumentano. La K_{eq} non cambia. (Risposta D)

14. Se si diminuisce la pressione sulla superficie di un liquido, la temperatura di ebollizione di questo:

- A) resta invariata
 B) aumenta
 C) diminuisce
 D) si abbassa o aumenta a seconda che il liquido formi o no legami a idrogeno

14. Soluzione

L'ebollizione di un liquido avviene quando la tensione di vapore del liquido uguaglia la pressione esercitata sulla sua superficie. Se questa diminuisce, serve una tensione di vapore minore per l'ebollizione. Dato che la tensione di vapore è proporzionale alla temperatura, anche la temperatura di ebollizione sarà minore. (Risposta C)

15. Quanti mL di una soluzione di H₂SO₄ al 96% *m/m* ($d = 1,84 \text{ g/mL}$) devono essere prelevati e diluiti con acqua per preparare 500 mL di soluzione di H₂SO₄ 0,5 mol/L? (MM H₂SO₄ = 98 g/mol)

- A) 13,9 mL B) 27,8 mL C) 55,0 mL D) 110 mL

15. Soluzione

Un litro di H₂SO₄ al 96% pesa 1,84 kg. La massa di H₂SO₄ è: $0,96 \cdot 1840 = 1766,4 \text{ g}$.

Le moli di H₂SO₄ in un litro sono: $n = m/\text{MM} = 1766,4/98 = 18,0 \text{ mol}$.

Le moli di H₂SO₄ da prelevare sono $n = MV = 0,5 \cdot 0,5 = 0,25 \text{ mol}$

Il volume da prelevare si ottiene dalla proporzione: $V : 0,25 = 1000 : 18$.

$V = 0,25 \cdot 1000/18 = 13,9 \text{ mL}$

(Risposta A)

16. Indicare la base coniugata di un acido diprotico di formula generale H_2A , secondo la teoria di Brønsted-Lowry.

- A) A^{2-}
 B) HA^-
 C) OH^-
 D) nessuna delle altre opzioni

16. Soluzione

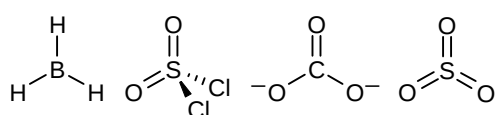
La reazione di dissociazione è: $H_2A + H_2O \rightarrow HA^- + H_3O^+$. La base coniugata di H_2A è HA^- . (Risposta B)

17. Utilizzando la teoria VSEPR, individuare la molecola NON planare:

- A) BH_3 B) SO_2Cl_2 C) CO_3^{2-} D) SO_3

3

17. Soluzione



Le molecole BH_3 , CO_3^{2-} , SO_3 sono ben note e sono planari.

Vediamo perché SO_2Cl_2 è tetraedrica. Lo zolfo ha sei elettroni di valenza, quattro li usa per fare due doppi legami con i due atomi di ossigeno. Gli altri due elettroni li usa per legare i due atomi di cloro.

Non restano elettroni di non legame. Le coppie da sistemare attorno allo zolfo sono 4 dato che ogni doppio legame va considerato come una sola coppia (le coppie di elettroni π che formano i doppi legami non richiedono uno spazio proprio). Le quattro coppie di elettroni attorno allo zolfo assumono una geometria tetraedrica. (Risposta B)

18. La cromatografia su strato sottile (TLC) è una tecnica che consente di separare le sostanze in base a quale parametro?

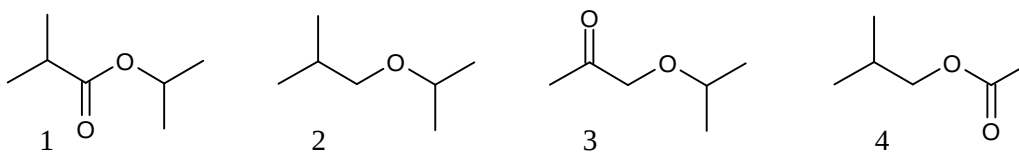
- A) diverso indice di rifrazione
 B) diverso peso molecolare
 C) diversa massa molecolare
 D) diversa polarità

18. Soluzione

Le lastre TLC possiedono una strato sottile di gel di silice. Questa è una sostanza polare perché sulla superficie dei granuli ha gruppi silanologici $Si-OH$. Le sostanze poco polari interagiscono debolmente con i gruppi silanologici della fase stazionaria e vengono trasportate verso l'alto dalla fase mobile.

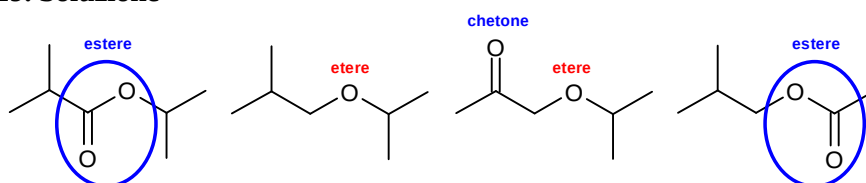
Le sostanze più polari interagiscono maggiormente coi gruppi silanologici, vengono più trattenute e fanno una corsa cromatografica più breve. (Risposta D)

19. Indica i composti che contengono il gruppo funzionale etere.



- A) composto 2
 B) composti 2 e 3
 C) composti 1, 3, e 4
 D) tutti i composti

19. Soluzione



Un estere ($RCOOR$) è una molecola che ha un carbonio che è contemporaneamente chetone ($C=O$) ed etere ($R-O-R$) e quindi ha l'ossigeno dell'etere legato direttamente al carbonile.

In un estere, il carbonio del carbonile è più ossidato che in un chetone perché fa tre legami con l'ossigeno.

Un etere ($R-O-R$) deve possedere il gruppo etere isolato. Questo è presente oltre che nella molecola 2, anche nella molecola 3 perché l'ossigeno eterico è separato dal carbonile da un CH_2 . (Risposta B)

20. Quale tecnica non è utile per separare una miscela di acqua ed esano?

- A) distillazione B) estrazione C) filtrazione D) centrifugazione

20. Soluzione

La distillazione è efficace perché fa evaporare per prima la specie più basso bollente, l'esano.

L'estrazione è efficace perché un solvente apolare ha più affinità per l'esano, apolare, che per l'acqua polare

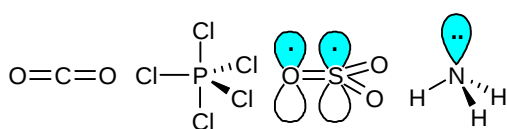
La filtrazione non è efficace perché le maglie del filtro possono trattenere le particelle di un precipitato, ma non un liquido. A dire il vero, in aeronautica, per riempire i serbatoi, si usano imbuto speciali con una maglia filtrante apolare che lascia passare la benzina (o l'esano) ma trattiene le goccioline d'acqua (non trattiene, però, l'acqua sciolta nella benzina, quindi la benzina è satura d'acqua).

La centrifugazione è efficace perché favorisce la formazione di due strati separati e sul fondo rimane la specie con densità maggiore (l'acqua, ma anche qui quella sciolta nell'esano non si separa). (Risposta C)

21. Indicare la reazione che forma un composto con geometria molecolare trigonale planare:

- A) $2 \text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow$
 B) $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 C) $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
 D) $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow$

21. Soluzione



- $2 \text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2$ (lineare)
 $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5$ (bipiramide trigonale)
 $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$ (planare trigonale) (OK)
 $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ (piramide trigonale)

(Risposta C)

22. La soluzione acquosa 12,0 mol/L di un acido contiene il 75% *m/m* dell'acido e ha una densità di 1,57 g/mL. Ciò permette di individuare l'acido come:

- A) H_3PO_4 (MM = 98,0 g/mol)
 B) HCl (MM = 36,5 g/mol)
 C) HBr (MM = 80,9 g/mol)
 D) CH_3COOH (MM = 60,0 g/mol)

22. Soluzione

Un litro di soluzione pesa 1570 g. La quantità di acido é: $0,75 \cdot 1570 = 1177,5$ g di acido (12 moli)

La massa molare é: $1177,5/12 = 98$ g/mol, quindi si tratta di H_3PO_4 .

(Risposta A)

23. La quantità di NO_2 (MM = 46 g/mol) in un campione di aria viene determinata dopo ossidazione a HNO_3 con H_2O_2 . Indicare la concentrazione in $\mu\text{g/L}$ di NO_2 , sapendo che sono stati necessari 5,1 mL di una soluzione di NaOH 0,0105 mol/L per neutralizzare l'acido nitrico che si è formato da 50 L di aria.

- A) 41,8 $\mu\text{g/L}$ B) 49,3 $\mu\text{g/L}$ C) 68,7 $\mu\text{g/L}$ D) 104,2 $\mu\text{g/L}$

23. Soluzione

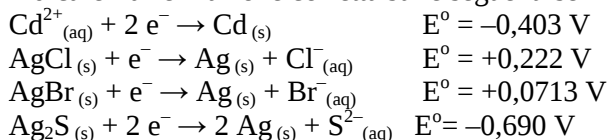
Le moli di NaOH coincidono con quelle di HNO_3 e NO_2 : $n = MV = 0,0105 \cdot 5,1 = 0,05355$ mmol (in 50 L)

In un litro le moli sono: $0,05355/50 = 1,071$ $\mu\text{mol/L}$. La massa é: $1,071 \cdot 46 = 49,3$ $\mu\text{g/L}$.

(Risposta B)

24. Un eccesso di Cd metallico viene aggiunto a una sospensione acida contenente $\text{AgCl}_{(s)}$, $\text{AgBr}_{(s)}$, $\text{Ag}_2\text{S}_{(s)}$.

Indicare l'affermazione corretta sulle seguenti semireazioni:



- A) reagiscono $\text{AgBr}_{(s)}$ e $\text{Ag}_2\text{S}_{(s)}$ B) reagiscono $\text{AgCl}_{(s)}$ e $\text{AgBr}_{(s)}$
 C) reagisce solo $\text{Ag}_2\text{S}_{(s)}$ D) reagisce solo $\text{AgCl}_{(s)}$

24. Soluzione

Le due specie (AgBr , AgCl) col potenziale più alto del cadmio ($+0,222 \text{ V}$ e $+0,0713 \text{ V} > -0,403 \text{ V}$) vengono ridotte formando argento metallico. La specie col potenziale più basso (Ag_2S) non si riduce. (Risposta B)

25. Il pH di una soluzione può essere determinato misurando la concentrazione della forma acida e della forma basica di un indicatore. Sapendo che il blu di bromotimolo ha $K_a = 10^{-7,1}$, determinare il pH di una soluzione in cui il rapporto [forma acida]/[forma basica] è 1,5.

- A) 7,90 B) 10,2 C) 5,80 D) 6,90

25. Soluzione

Il pH di una soluzione tampone é: $pH = pK_a - \log [HA]/[A^-]$ $pH = 7,1 - \log 1,5 = 6,92$. (Risposta D)

26. A 25,0 mL di una soluzione di $K_2Cr_2O_7$ 0,250 mol/L è stata aggiunta una soluzione di $AgNO_3$ in modo che tutto il dicromato di potassio si trasformasse in cromato d'argento, Ag_2CrO_4 . Supponendo insolubile questo sale d'argento (MM = 331,73 g/mol), calcolare la massa di precipitato che si forma.

- A) 2,07 g B) 1,03 g C) 3,21 g D) 4,14 g

26. Soluzione

Le moli di $K_2Cr_2O_7$ sono: $n = MV = 0,25 \cdot 25 = 6,25$ mmol. Le moli di Ag_2CrO_4 sono il doppio: 12,5 mmol.

La massa di Ag_2CrO_4 è: $m = n \text{ MM} = 12,5 \cdot 10^{-3} \cdot 331,73 = 4,15$ g. (Risposta D)

27. Indicare la massa d'acqua che bisogna aggiungere a 1,0 kg di una soluzione acquosa di HNO_3 al 56,5% *m/m* per portarla al 20% *m/m*.

- A) 2,83 kg B) 1,36 kg C) 1,83 kg D) 2,51 kg

27. Soluzione

1 kg della prima soluzione contiene 565 g di HNO_3 e quindi $1000 - 565 = 435$ g di acqua.

L'acqua nella seconda soluzione deve essere 80%, quindi: $(565/20) \cdot 80 = 2260$ g

L'acqua da aggiungere è: $2260 - 435 = 1825$ g (1,83 kg). (Risposta C)

28. In un sale di potassio di formula $K_2S_2O_x$ la percentuale in massa di O è il 36% *m/m*. Indicare la formula dell'anione. (i PA sono: K = 39,1 u, S = 32,0 u, O = 16,0 u)

- A) $S_2O_3^{2-}$ B) $S_2O_5^{2-}$ C) $S_2O_7^{2-}$ D) $S_2O_8^{2-}$

28. Soluzione

La massa di K_2S_2 nel sale è: $100 - 36 = 64\%$. La massa molare di K_2S_2 è: $(39,1 + 32) \cdot 2 = 142,2$ g/mol

La massa di ossigeno in una mole di sale è: $142,2 (36/64) = 80$ g/mol

Gli atomi di O nella molecola sono: $80/16 = 5$. La molecola è $K_2S_2O_5$; l'anione è $S_2O_5^{2-}$. (Risposta B)

29. Indicare gli ioni disposti in ordine di acidità crescente secondo la teoria acido/base di Lewis.

- A) Fe^{3+} , Fe^{2+} , Ca^{2+} , K^+ , Br^- B) Br^- , K^+ , Ca^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+}
C) Br^- , Fe^{3+} , Fe^{2+} , K^+ , Ca^{2+} D) Fe^{2+} , Fe^{3+} , Br^- , Ca^{2+} , K^+

29. Soluzione

Secondo la teoria di Lewis, una specie è acida se possiede orbitali vuoti e può accettare coppie di elettroni da una specie basica che possiede doppietti di non legame.

L'anione di un acido forte (Br^-) è sicuramente la specie meno acida. Come anione non ha orbitali vuoti in cui ospitare nuove coppie di elettroni (risposte A e D errate).

I restanti 4 cationi sono tutti potenzialmente acidi (hanno orbitali vuoti). Il K^+ è meno acido del Fe^{3+} perchè è il catione di una base forte (KOH) mentre Fe^{3+} è il catione di una base debole ($Fe(OH)_3$) (risposta C errata).

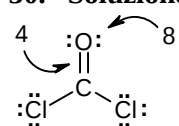
La maggiore carica positiva rende Fe^{3+} più acido di Fe^{2+} e rende Ca^{2+} più acido di K^+ . (Risposta B)

30. Scrivere la formula di Lewis di $COCl_2$, un gas altamente tossico usato nella preparazione di materiali plastici poliuretanici, e indicare nell'ordine: il n° di coppie di elettroni totali di valenza, il n° di coppie di legame, il n° di coppie totali di non legame.

- A) 24, 3, 9 B) 24, 4, 8 C) 12, 3, 9 D) 12, 4, 8

30. Soluzione

Come si vede nella molecola disegnata qui a lato, le coppie di legame sono 4, le coppie di non legame sono 8, le coppie totali sono $8 + 4 = 12$. (Risposta D)

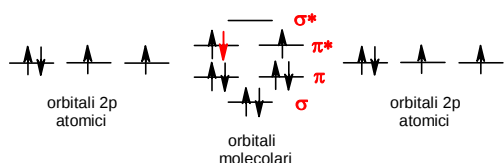


31. Sulla base della teoria degli orbitali molecolari indicare, nell'ordine, il numero di elettroni spaiati e l'ordine di legame per lo ione superossido (O_2^-).

- A) 1 0,5 B) 1 1,5 C) 2 1 D) 2 2

31. Soluzione

Questa è una discussione semplificata che trascura gli orbitali di legame e antilegame che si formano dai 2s.



In rosso, nel disegno, è mostrato l'elettone in più dello ione superossido (O_2^-) rispetto ad O_2 .

In O_2 l'ordine di legame è: $3 - \frac{1}{2} - \frac{1}{2} = 2$ con 2 elettroni spaiati.

In O_2^- l'ordine di legame è: $3 - 1 - \frac{1}{2} = 1,5$ con 1 elettrone spaiato.

(Risposta B)

(In realtà in O_2 gli orbitali di legame sono $\sigma_{(2s)}$, $\pi_{(2p)}$, $\pi_{(2p)}$. Uno di questi è cancellato dall'antilegame $\pi^*_{(2p)}$. Gli orbitali di non legame sono $\sigma^*_{(2s)}$ e $\sigma_{(2p)}$, quindi in O_2 l'orbitale σ di legame è quello formato con il 2s, mentre l'orbitale σ formato con il 2p è a più alta energia ed è di non legame).

32. Un campione polveroso (1,599 g) contiene ossido di magnesio (MM = 40,3 g/mol) e carbonato di magnesio (MM = 84,3 g/mol). Per determinare la composizione del campione, un chimico lo scalda fino a completo svolgimento di CO_2 (MM = 44,0 g/mol) da parte del carbonato e determina il peso del residuo costituito da MgO puro (1,294 g). Indicare le percentuali *m/m* dell'ossido e del carbonato nel campione.

- A) MgO = 63,5%; $MgCO_3$ = 36,5%
 B) MgO = 46,5%; $MgCO_3$ = 56,5%
 C) MgO = 26,5%; $MgCO_3$ = 73,5%
 D) MgO = 36,5%; $MgCO_3$ = 63,5%

32. Soluzione

La perdita di massa è dovuta alla reazione del carbonato che perde CO_2 : $MgCO_3 \rightarrow MgO + CO_2$

La massa di CO_2 persa è: $1,599 - 1,294 = 0,305$ g. Le moli di CO_2 perse sono: $0,305/44 = 0,00693$ mol.

Queste corrispondono alle moli di carbonato la cui massa è: $m = n \cdot MM = 0,00693 \cdot 84,3 = 0,584$ g.

La percentuale di $MgCO_3$ nel campione è: $0,584/1,599 = 36,5\%$.

(Risposta A)

33. In Texas è stato rinvenuto un meteorite di forma approssimativamente sferica, di raggio 0,300 m e densità 4500 kg/m^3 , costituito da ferro e nichel. Il ferro è presente al 35% *m/m*. Calcolare la quantità in moli di nichel presente nel campione. (i PA sono: Ni = 58,69 u, Fe = 55,85 u)

- A) 3,03 mol B) 5,63 mol C) $3,03 \cdot 10^3$ mol D) $5,63 \cdot 10^3$ mol

33. Soluzione

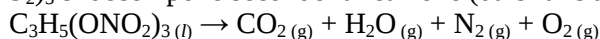
Il volume del meteorite sferico è: $V = \frac{4}{3} \pi r^3$ $V = \frac{4}{3} \pi 0,3^3 = 0,113 \text{ m}^3$. La massa è: $4500 \cdot 0,113 = 508,9$ kg.

La % di nichel è: $100 - 35 = 65\%$. La sua massa è: $0,65 \cdot 508,9 = 330,8$ kg (cioè $330,8 \cdot 10^3$ g).

Le moli di Ni sono: $n = m/MA = 330,8 \cdot 10^3/58,69 = 5,64 \cdot 10^3$ mol.

(Risposta D)

34. La nitroglicerina $C_3H_5(ONO_2)_3$ si decompone secondo la reazione (da bilanciare):



Quante moli di N_2 si ottengono decomponendo 4 moli di nitroglicerina?

- A) 4 mol B) 8 mol C) 6 mol D) 12 mol

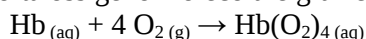
34. Soluzione

La reazione bilanciata è: $4 C_3H_5(ONO_2)_3 \rightarrow 12 CO_2 + 10 H_2O + 6 N_2 + O_2$

In 4 moli di glicerina ci sono 12 moli di N, quindi 6 moli di N_2 .

(Risposta C)

35. L'emoglobina (Hb) nel sangue trasporta ossigeno molecolare grazie alla seguente reazione:



Se la concentrazione di Hb (MM = 64500 g mol^{-1}) nel sangue è 150 g/L , quante moli di ossigeno molecolare sono trasportate da 6 litri di sangue?

- A) 0,096 mol B) 0,023 mol C) 0,041 mol D) 0,056 mol

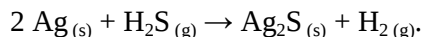
35. Soluzione

In 6 litri di sangue la massa di Hb è: $150 \cdot 6 = 900$ g. Le moli di Hb sono: $n = m/MM = 900/64500 = 0,0140$ mol.

Le moli di O_2 sono il quadruplo: $0,0140 \cdot 4 = 0,056$ mol.

(Risposta D)

36. In un recipiente chiuso di 5 L a 25 °C e 1 atm, in cui si trovano Ag (80 g) e H₂S gassoso, avviene la seguente reazione:



La costante d'equilibrio K_p alla stessa temperatura vale 25,8. All'equilibrio risultano presenti:

- A) 1,0 g di H₂S (MM = 34,08 g/mol)
 B) 48,8 g di Ag₂S (MM = 247,8 g/mol)
 C) 42 g di Ag (MA = 107,87 g/mol)
 D) 0,20 mol di H₂ (MM = 2,016 g/mol)

36. Soluzione

Le moli totali di gas non cambiano e sono: $n = PV/RT$ $n = (1 \cdot 5)/(0,0821 \cdot 298) = 0,2044$ mol.

La K_p è abbastanza alta, quindi quasi tutto l'H₂S reagisce e forma H₂. Sia $n(\text{H}_2) = x$.

La costante di equilibrio è: $K_p = p(\text{H}_2)/p(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{H}_2)/n(\text{H}_2\text{S})$ $25,8 = x/(0,2044 - x)$ $5,273 - 25,8 x = x$
 $26,8 x = 5,273$ da cui: $x = 5,273/26,8 = 0,197$ mol (H₂) (0,20 mol). (Risposta D?)

Le moli di Ag₂S coincidono con quelle di H₂ (0,197 mol).

La massa di Ag₂S è: $m = n \text{ MM} = 0,197 \cdot 247,8 = 48,817$ g (48,8 g). (Risposta B?)

37. Nella titolazione del Fe²⁺ con MnO₄⁻ in ambiente acido (pH = 2,3) il potenziale al punto di equivalenza è:
 ($E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = +0,771$ V; $E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = +1,51$ V)

- A) 1,39 V B) 1,37 V C) 1,21 V D) 1,14 V

37. Soluzione

L'ossidazione del ferro è: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + e^-$

La riduzione del manganese è: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Il potenziale standard del Mn a pH 2,3 è: $E^\circ = E^\circ + (0,059/5) \log[\text{H}^+]^8 = 1,51 - 8(0,059/5) \text{pH}$

$$E^\circ = 1,51 - 8 \cdot (0,059/5) \cdot 2,3 = 1,293 \text{ V}$$

All'equilibrio si ha $\Delta G = 0$, quindi i potenziali delle due specie devono essere uguali quindi: $E_{\text{Mn}} = E_{\text{Fe}}$.

Considerando che Mn⁷⁺ consuma 5 elettroni, servono 5 moli di Fe²⁺ per ogni mole di Mn⁷⁺. Il potenziale di equilibrio a fine reazione non è a metà tra i due potenziali, ma quello del permanganato scende di 1 parte, mentre quello del ferro sale di 5. Il ΔE° va diviso in 6 parti: $\Delta E^\circ/6 = (1,293 - 0,771)/6 = 0,087$ V.

Il potenziale di equilibrio è 1/6 sotto quello di Mn⁷⁺: $1,293 - 0,087 = 1,21$ V. (Risposta C)

38. Mediante un processo adiabatico in cui non avvengono reazioni chimiche, un sistema chiuso viene portato da uno stato iniziale 1 ad uno stato finale 2. Il lavoro scambiato:

- A) non dipende dell'effettivo percorso seguito
 B) è necessariamente nullo
 C) dipende dell'effettivo percorso seguito
 D) nessuna delle risposte precedenti è corretta

38. Soluzione

In un sistema chiuso non avvengono scambi di materia con l'esterno, ma solo di energia.

In un processo adiabatico non ci sono scambi di calore quindi vale: $\Delta U = \Delta Q + \Delta W = \Delta W$.

Il lavoro scambiato ΔW coincide con la variazione di energia interna ΔU , quindi è una funzione di stato e non dipende dell'effettivo percorso seguito. (Risposta A)

39. Indicare, tra le seguenti, le specie che in acqua si possono comportare da basi:

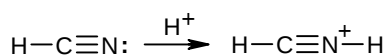
I: HCN, II: CO₃²⁻, III: Na⁺, IV: NH₃, V: CH₃COO⁻

- A) I, III, V B) I, II, III C) II, IV, V D) I, III, IV

39. Soluzione

(I) HCN è un acido, ma possiede un doppietto di non legame sull'azoto (come i nitrili) e, come questi, in ambiente acido si potrebbe protonare (base di Lewis). Questo doppietto, però, è molto poco basico ($\text{p}K_a = -11$) perché si trova su un orbitale sp dell'azoto e quindi è fortemente legato.

(II) CO₃²⁻, (IV) NH₃ e (V) CH₃COO⁻, invece, sono specie decisamente basiche che, in acqua, formano: HCO₃⁻, NH₄⁺ e CH₃COOH. (Risposta C)



40. 25,0 mL di una soluzione acquosa di un acido debole HA 0,0500 mol/L ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$) sono titolati con una soluzione acquosa di KOH 0,0200 mol/L. Calcolare il pH al punto di equivalenza.

- A) 6,32
B) 10,21
C) 7,95
D) 9,73

40. Soluzione

Le moli di HA sono: $n = MV = 0,0500 \cdot 25 = 1,25$ mmol.

Al punto di equivalenza il volume di titolante aggiunto è: $V = n/M \quad V = 1,25/0,02 = 62,5$ mL.

Il volume totale è: $V_T = 25 + 62,5 = 87,5$ mL. In soluzione, tutto HA si è trasformato in A^- .

A^- è una base che in acqua reagisce così: $A^- + H_2O \rightarrow HA + OH^-$. $K_b = [HA][OH^-]/[A^-] = [OH^-]^2/[A^-]$

Da cui: $[OH^-] = (K_b C)^{1/2}$ $K_b = K_w/K_a = 10^{-14}/1,8 \cdot 10^{-4}$ $K_b = 5,556 \cdot 10^{-11}$

La molarità M vale: $M = n/V_T = 1,25/87,5 = 0,01429$ mol/L.

$[OH^-] = (K_b C)^{1/2}$ $[OH^-] = (5,556 \cdot 10^{-11} \cdot 0,01429)^{1/2}$ $[OH^-] = 8,91 \cdot 10^{-7}$ M

pOH = 6,05 pH = 7,95.

(Risposta C)

41. Indicare il sale che presenta una maggior solubilità in acqua a 25 °C espressa in mol/L:

$AlAsO_4$ $K_{ps} = 1,6 \cdot 10^{-16}$

$FeAsO_4$ $K_{ps} = 6,2 \cdot 10^{-21}$

$Zn_3(AsO_4)_2$ $K_{ps} = 1,1 \cdot 10^{-27}$

HgO $K_{ps} = 1,0 \cdot 10^{-25}$

A) $Zn_3(AsO_4)_2$

B) $AlAsO_4$

C) $FeAsO_4$

D) HgO

41. Soluzione

Tre di questi sali si dissociano formando due soli ioni. Il più solubile è $AlAsO_4$. La sua dissociazione è:

$AlAsO_4 \rightarrow Al^{3+} + AsO_4^{3-}$ $K_{ps} = [Al^{3+}][AsO_4^{3-}] = s^2$ $s = K_{ps}^{1/2} = (1,6 \cdot 10^{-16})^{1/2}$ $s = 1,26 \cdot 10^{-8}$ M.

Per il quarto altro sale: $Zn_3(AsO_4)_2 \rightarrow 3 Zn^{2+} + 2 AsO_4^{3-}$ $K_{ps} = [Zn^{2+}]^3 [AsO_4^{3-}]^2 = (3s)^3 (2s)^2$

$K_{ps} = 27s^3 \cdot 4s^2 = 108s^5$ da cui: $s = (K_{ps}/108)^{1/5} = (1,1 \cdot 10^{-27}/108)^{1/5}$ $s = 4,06 \cdot 10^{-6}$ M.

Il sale più solubile è $Zn_3(AsO_4)_2$.

(Risposta A)

42. Calcolare il volume di una soluzione di NH_3 0,5 mol/L che bisogna aggiungere a 50 mL di una soluzione di HCl 0,15 mol/L per preparare una soluzione a pH = 9,2, sapendo che $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ a 25 °C.

- A) 28 mL B) 36 mL C) 42 mL D) 14 mL

42. Soluzione

La reazione di NH_3 con HCl forma lo ione ammonio NH_4^+ (acido). Se il pH finale è 9,2 significa che si è aggiunta ancora ammoniacca. Si è formata una soluzione tampone NH_3/NH_4^+ con $pH = pK_a - \log[NH_4^+]/[NH_3]$

La K_a vale: $K_a = K_w/K_b$ $K_a = 10^{-14}/1,8 \cdot 10^{-5} = 5,556 \cdot 10^{-10}$ $pK_a = 9,255$

$\log[NH_4^+]/[NH_3] = pK_a - pH = 9,255 - 9,2 = 0,055$ da cui: $[NH_4^+]/[NH_3] = 1,135$ $[NH_3] = [NH_4^+]/1,135$

Le moli di NH_4^+ sono uguali a quelle di HCl: $n = MV = 0,15 \cdot 50 = 7,5$ mmol.

Le moli di NH_3 da aggiungere in più dopo il punto equivalente sono: $7,5/1,135 = 6,61$ mol.

Le moli totali di NH_3 da aggiungere sono $7,5 + 6,61 = 14,11$ mol

Il volume di NH_3 da aggiungere è: $V = n/M = 14,11/0,5 = 28,2$ mL.

(Risposta A)

43. Calcolare la massa di acqua che bisogna aggiungere a 750 g di una soluzione acquosa al 25% m/m di alcol etilico CH_3CH_2OH (MM = 46,07 g/mol) per preparare una soluzione al 10% m/m.

- A) 562,5 g B) 2250 g C) 1125 g D) 1500 g

43. Soluzione

La massa di alcol nella prima soluzione è: $0,25 \cdot 750 = 187,5$ g. La massa di acqua è $0,75 \cdot 750 = 562,5$ g.

Nella seconda soluzione (al 10%), la massa di acqua deve essere il 90% cioè nove volte maggiore dell'alcol.

$m = 187,5 \cdot 9 = 1687,5$ g. La massa da aggiungere è: $1687,5 - 562,5 = 1125$ g.

(Risposta C)

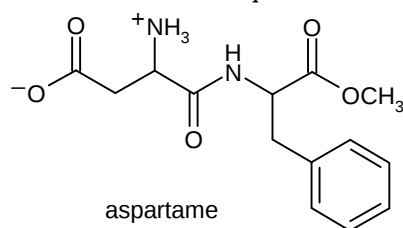
44. La basicità delle alchilammine aumenta, in fase gassosa, passando dalle ammine primarie, alle secondarie, alle terziarie ($\text{NH}_2\text{R} < \text{NHR}_2 < \text{NR}_3$), a causa dell'effetto elettron-donatore dei gruppi alchilici. In soluzione acquosa, invece, le ammine terziarie risultano essere meno basiche delle ammine primarie. Indicare la spiegazione più corretta.

- A) in soluzione si verifica un'inversione dell'effetto induttivo dei gruppi alchilici, che diventano elettron-attrattori
 B) in soluzione i tre gruppi alchilici legati all'atomo di azoto interferiscono con la solvatazione del catione trialkilammonio che, quindi, è meno stabilizzato
 C) in soluzione si osserva una modifica di ibridazione dell'atomo di azoto da sp^3 a sp^2
 D) in soluzione le ammine terziarie sono facilmente ossidabili, generando specie poco basiche

44. Soluzione

Nelle ammine terziarie i tre gruppi alchilici legati all'atomo di azoto interferiscono con la solvatazione del catione trialkilammonio che, quindi, è meno stabilizzato dalle molecole dell'acqua rispetto ai sali d'ammonio delle ammine secondarie e primarie. Questo rende le ammine terziarie meno basiche. (Risposta B)

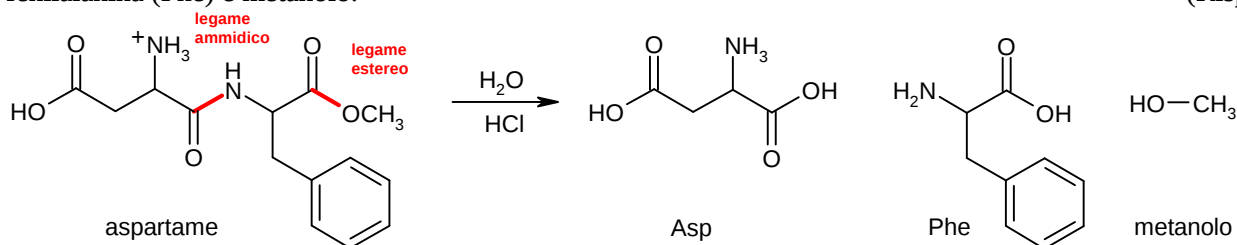
45. Il dolcificante sintetico aspartame è 160 volte più dolce del saccarosio. Quali prodotti si ottengono idrolizzando completamente l'aspartame in una soluzione acquosa di HCl a caldo?



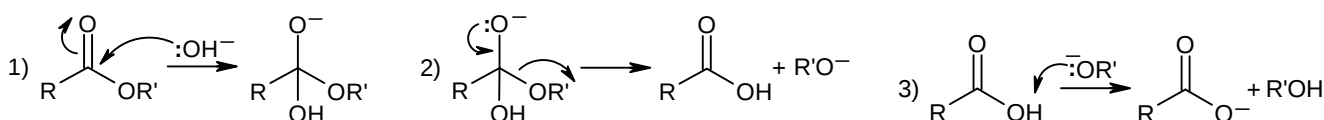
- A) un dipeptide e metanolo
 B) acido aspartico, fenilalanina e metanolo
 C) acido aspartico e l'estere metilico della fenilalanina
 D) l'aspartame non è idrolizzabile in ambiente acido

45. Soluzione

L'idrolisi completa con HCl a caldo rompe i legami esterei e i legami ammidici. Si ottiene acido aspartico (Asp), fenilalanina (Phe) e metanolo. (Risposta B)



46. La saponificazione degli esteri è una reazione di idrolisi promossa dalle basi che va a completezza. Il meccanismo della reazione è descritto in tre stadi. Quali di questi stadi spostano la reazione a destra rendendola irreversibile?



- A) i primi due stadi B) gli stadi 2 e 3 C) lo stadio 2 D) lo stadio 3

46. Soluzione

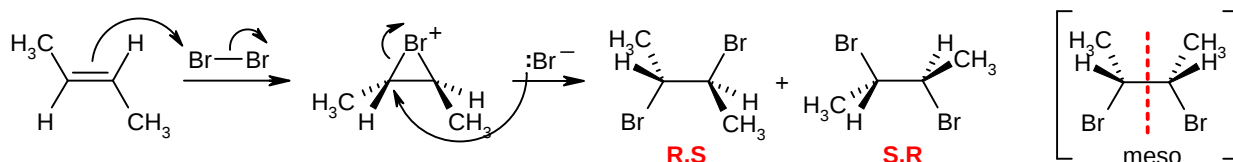
I primi due stadi sono reversibili perché i gruppi OH^- e RO^- possono entrare e uscire dalla molecola. Il solo stadio irreversibile è il terzo perché l'acido carbossilico (che ha pK_a 4,7) è mille miliardi di volte più acido dell'alcol (pK_a 17). (Risposta D)

47. Predire quali sono gli stereoisomeri che si ottengono dalla reazione di addizione elettrofila del bromo al trans-3-esene.

- A) una miscela racemica degli enantiomeri treo del 3,4-dibromoesano
- B) una coppia di diastereoisomeri
- C) la forma meso del 3,4-dibromoesano
- D) tutti i possibili stereoisomeri

47. Soluzione

Dato che la molecola è di tipo trans e anche l'addizione dei due atomi di bromo avviene in anti, si ottengono due molecole con i centri stereogenici simmetrici R, S. Queste due molecole, in realtà sono la stessa molecola che ha un centro di simmetria (dopo rotazione ha un piano di simmetria) e non è chirale. Questa è la forma meso del 3,4-dibromoesano perché ha due centri stereogenici speculari tra loro. (Risposta C)

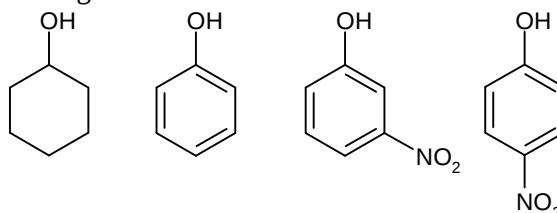


48. Disporre fenolo, p-nitrofenolo, m-nitrofenolo e cicloesano in ordine di acidità crescente:

- A) p-nitrofenolo; m-nitrofenolo; fenolo; cicloesano
- B) fenolo; cicloesano; p-nitrofenolo; m-nitrofenolo
- C) cicloesano; m-nitrofenolo; p-nitrofenolo; fenolo
- D) cicloesano; fenolo; m-nitrofenolo; p-nitrofenolo

48. Soluzione

La molecola meno acida è il cicloesano che è acido come un normale alcol ($pK_a \approx 18$) in quanto la carica negativa dell'alcoossido rimane sull'ossigeno.



Il fenolo è più acido (pK_a 10) perché la carica negativa del fenato è stabilizzata per risonanza, infatti può delocalizzarsi nelle posizioni orto e para dell'anello.

Il nitrofenolo è ancora più acido del fenolo perché il nitro-gruppo è elettronattrattore e stabilizza ulteriormente la carica negativa. In particolare il para-nitrofenolo è il più acido della serie perché la carica negativa può arrivare nella posizione para dove è legato il nitro gruppo che la stabilizza sia per effetto induttivo che per risonanza. Nel meta-nitrofenolo, invece, il nitrogruppo agisce solo per effetto induttivo dato che la carica negativa non può arrivare nella posizione meta. (Risposta D)

49. Quale prodotto si ottiene tentando di ossidare il 2-butanone con dicromato di potassio, a temperatura ambiente?

- A) 2-butanone
- B) 2-butanolo
- C) acido butirrico
- D) 2,2-diidrossibutano

49. Soluzione

Il 2-butanone potrebbe essere ossidato usando un ossidante più forte come il permanganato, ma si avrebbe la rottura della catena di carboni.

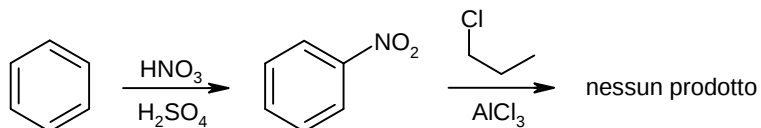
Con un ossidante più moderato come il dicromato le aldeidi si ossidano ad acidi carbossilici, ma i chetoni non si ossidano. Il 2-butanone, quindi, non reagisce col dicromato. (Risposta A)

50. Quale prodotto si ottiene sottoponendo il benzene a una nitratura e successivamente a una alchilazione di Friedel-Crafts con 1-cloropropano?

- A) nitrobenzene
- B) 3-propil-nitrobenzene
- C) 3-isopropil-nitrobenzene
- D) 4-isopropil-nitrobenzene

50. Soluzione

La nitratura del benzene forma nitrobenzene. Questo, però, è un derivato poco reattivo e non reagisce nelle reazioni di Friedel-Crafts (né con le alchilazioni né con le acilazioni di F.C.). (Risposta A)



SCI – Società Chimica Italiana

Soluzioni proposte da Mauro Tonellato (non sono soluzioni ufficiali)

Sono state fatte minime correzioni al testo originale della prova.

Si è introdotta una casualità nelle risposte.