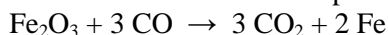


Giochi della Chimica 2013

Problemi risolti – Fase nazionale – Classi A e B

1. Un campione di Fe_2O_3 reagisce con un eccesso di CO ad alta temperatura secondo la reazione:



Indicare la resa in massa percentuale della reazione se da 6,50 g di ossido di ferro(III) si ottengono 3,85 g di Fe metallico.

- A) 59,2% B) 69,9% C) 76,3% D) 84,7%

1. Soluzione

La massa molare di Fe_2O_3 è: $2 \cdot 55,85 + 48 = 159,7$ g/mol. Le moli di Fe_2O_3 sono: $6,50/159,7 = 0,0407$ mol.

Le moli di Fe attese sono il doppio: $0,0407 \cdot 2 = 0,0814$ mol. La massa attesa di Fe è: $0,0814 \cdot 55,85 = 4,546$ g

La resa in massa della reazione è: $3,85/4,546 = 84,7\%$. (Risposta D)

2. Indicare la $[\text{Na}^+]$ finale in una soluzione preparata mescolando 70 mL di una soluzione di Na_2SO_4 3,00 M con 30 mL di una soluzione di NaCl 1,00 M, ammettendo i volumi additivi.

- A) 2,00 M B) 2,40 M C) 4,00 M D) 4,50 M

2. Soluzione

Le mmoli di Na_2SO_4 sono: $n = M V = 3,0 \cdot 70 = 210$ mmol. Le mmoli di Na^+ sono il doppio: 420 mmol.

Le mmoli da NaCl sono: $n = M V = 1,0 \cdot 30 = 30$ mmol. Le mmoli totali di Na^+ sono: $420 + 30 = 450$ mmol.

Il volume finale è: $70 + 30 = 100$ mL. La $[\text{Na}^+]$ finale è: $n/V = 450/100 = 4,5$ M. (Risposta D)

3. In un sale di potassio di formula $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_x$, la percentuale in massa di O è il 36 %. Individuare la formula dell'anione dell'acido.

- A) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ B) $\text{S}_2\text{O}_5^{2-}$ C) $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ D) $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$

3. Soluzione

In 100 g di sale, vi sono 36 g di O, le moli di O sono: $36/16 = 2,25$ mol. La massa di K_2S_2 è $100 - 36 = 64$ g.

La massa molare di K_2S_2 è: $2 \cdot (39,1 + 32,06) = 142,3$ g/mol. Le moli di K_2S_2 sono: $64/142,3 = 0,45$ mol.

Il sale è $(\text{K}_2\text{S}_2)_{0,45}\text{O}_{2,25}$. Dividendo per 0,45, le moli di ossigeno sono $2,25/0,45 = 5$. Il sale è $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_5$. (Risposta B)

4. Indicare la molarità M di una soluzione di glucosio ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) 0,396 m se la sua densità è pari a $1,16$ g mL^{-1} .

- A) $4,29 \cdot 10^{-1}$ M B) $2,15 \cdot 10^{-1}$ M C) $1,10 \cdot 10^{-1}$ M D) $8,10 \cdot 10^{-1}$ M

4. Soluzione

La massa molare del glucosio $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ è: $6 \cdot 12 + 12 + 6 \cdot 16 = 180$ g/mol. In 1000 g di H_2O vi sono 0,396 mol di glucosio, la cui massa è $0,396 \cdot 180 = 71,3$ g. La massa totale della soluzione è $1000 + 71,3 = 1071,3$ g.

Il volume è: $V = m/d = 1071,3/1,16 = 923,5$ mL. La molarità è: $M = n/V = 0,396/0,9235 = 0,429$ M. (Risposta A)

5. La concentrazione di un soluto in una soluzione è una proprietà:

- A) estensiva B) intensiva C) colligativa D) chimica

5. Soluzione

La concentrazione di una soluzione è una proprietà intensiva perchè è la stessa in ogni punto. (Risposta B)

6. Indicare il coefficiente di OH^- nella seguente reazione dopo averla bilanciata con i coefficienti interi più piccoli.



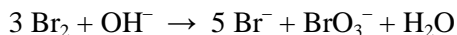
- A) 3 B) 6 C) 12 D) 18

6. Soluzione

$\frac{1}{2} \text{Br}_2 + \text{e}^- \rightarrow \text{Br}^-$ (rid) va moltiplicata per 5 per scambiare 5 elettroni

$\frac{1}{2} \text{Br}_2 \rightarrow \text{Br}^{5+} + 5 \text{e}^-$ (ox) scambia 5 elettroni

Moltiplicando per 5 e sommando membro a membro si ottiene:



Completando il bilanciamento: $3 \text{Br}_2 + 6 \text{OH}^- \rightarrow 5 \text{Br}^- + \text{BrO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$ (Risposta B)

7. Una soluzione di MgCl_2 che contiene il 5% di Mg in massa ha densità di $1,17 \text{ g mL}^{-1}$. Indicare la quantità chimica di ioni Cl^- presenti in 300 mL di soluzione.

- A) 0,368 mol B) 0,627 mol C) 0,737 mol D) 1,47 mol

7. Soluzione

In 100 g di soluzione ci sono 5 g di Mg, le moli di Mg sono: $5/24,3 = 0,2058 \text{ mol}$.

Le moli di Cl^- sono il doppio: $0,2058 \cdot 2 = 0,4115 \text{ mol}/100 \text{ g}$.

Dato che la densità è $1,17 \text{ g/mL}$, 100 mL pesano 117 g. In 100 mL le moli di Cl^- sono: $0,4115 \cdot 1,17 = 0,4815 \text{ mol}$.

In 300 mL sono: $0,4815 \cdot 3 = 1,44 \text{ mol}$.

(Risposta D)

8. Due campioni di gas, uno di Ar e l'altro di He, hanno uguali T , P e V . Ammettendo che i due gas siano ideali, indicare l'affermazione corretta.

- A) il campione di He contiene più atomi di quello di Ar e gli atomi di He hanno maggiore velocità media
 B) i due campioni hanno uguale numero di atomi ma gli atomi di elio hanno maggiore velocità media
 C) i due campioni hanno uguale numero di atomi che hanno uguale velocità media
 D) i due campioni hanno uguale numero di atomi ma gli atomi di Ar hanno maggiore velocità media

8. Soluzione

Due gas con T , P , V uguali hanno lo stesso numero di moli: $n = PV/RT$ (A errata).

Alla stessa T le molecole hanno la stessa energia cinetica: $E_c = \frac{1}{2} m v^2$. Quindi, la molecola più leggera (He) deve avere velocità media maggiore.

(Risposta B)

9. Nella tabella sono riportati tre composti organici e i loro punti di ebollizione (p.e.).

Formula	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	CH_3OCH_3	CH_3CHO
p.e.	231 K	250 K	294 K

L'andamento crescente dei valori si spiega meglio se si considerano:

- A) i loro legami covalenti B) le attrazioni dipolo-dipolo
 C) le forze di dispersione di London D) i legami a idrogeno

9. Soluzione

Le forze di London sono circa le stesse nelle tre molecole perchè hanno forma e numero di atomi simili. I legami dipolo-dipolo, invece, sono più forti nell'acetaldeide per la presenza del carbonile $\text{C}=\text{O}$, sono meno forti nel dimetiletere per la presenza di legami $\text{C}-\text{O}$ ed assenti nel propano e spiegano l'andamento delle T_{eb} . (Risposta B)

10. Indicare la soluzione acquosa con il punto di ebollizione più vicino a quello di una soluzione 0,30 M di fruttosio ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

- A) $7,5 \cdot 10^{-2} \text{ M AlCl}_3$ B) $1,5 \cdot 10^{-1} \text{ M CuCl}_2$
 C) $3,0 \cdot 10^{-1} \text{ M NaCl}$ D) $6,0 \cdot 10^{-1} \text{ M C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glucosio)

10. Soluzione

Il fruttosio è un monosaccaride e non si dissocia in acqua, quindi, la soluzione acquosa cercata deve avere una concentrazione complessiva 0,30 mol/L con i suoi ioni.

AlCl_3 libera 4 ioni in acqua, questi sono: $0,075 \cdot 4 = 0,30 \text{ M}$

(Risposta A)

CuCl_2 libera 3 ioni in acqua, questi sono: $0,15 \cdot 3 = 0,45 \text{ M}$

NaCl libera 2 ioni in acqua, questi sono: $0,30 \cdot 2 = 0,60 \text{ M}$

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ non libera ioni in acqua, quindi è: $0,60 \text{ M}$

11. Indicare la serie con gli acidi in ordine di acidità crescente in acqua.

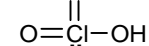
- A) $\text{H}_3\text{BO}_3 < \text{H}_3\text{PO}_4 < \text{HClO}_3$
 B) $\text{HClO}_3 < \text{H}_3\text{BO}_3 < \text{H}_3\text{PO}_4$
 C) $\text{H}_3\text{PO}_4 < \text{HClO}_3 < \text{H}_3\text{BO}_3$
 D) $\text{H}_3\text{BO}_3 < \text{HClO}_3 < \text{H}_3\text{PO}_4$

11. Soluzione

A causa della bassa elettronegatività del boro, l'acido borico H_3BO_3 è il più debole ($K_a = 7,3 \cdot 10^{-10}$)

Il secondo acido è l'acido fosforico H_3PO_4 ($K_a = 7,5 \cdot 10^{-3}$).

Infine viene l'acido clorico HClO_3 che è l'acido più forte sia per l'elettronegatività del cloro, sia per l'effetto induttivo dei due ossigeni legati con doppio legame.



(Risposta A)

12. Nel passaggio da atomo neutro a ione, un atomo:

- A) perde o acquista protoni
- B) perde o acquista elettroni
- C) trasforma neutroni in elettroni e protoni
- D) perde o acquista cariche positive

12. Soluzione

Nel passaggio da atomo neutro a ione, un atomo perde o acquista elettroni.

(Risposta B)

13. Una possibile definizione dell'energia di affinità elettronica (E_{ae} espressa in kJ/mol di atomi) afferma che essa rappresenta:

- A) la variazione di energia che si osserva quando una mole di atomi allo stato gassoso acquista una mole di elettroni dall'esterno
- B) l'energia che bisogna fornire a una mole di atomi in fase gassosa per estrarre una mole di elettroni, i più facili da estrarre
- C) la tendenza ad attrarre gli elettroni di un legame a cui un atomo partecipa
- D) l'energia che un atomo spende nel formare un legame ionico

13. Soluzione

L'affinità elettronica è la variazione di energia che si osserva quando una mole di atomi allo stato gassoso acquista una mole di elettroni dall'esterno: $\text{Cl}_{(g)} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-_{(g)} \quad \Delta H = E_{ae}$

(Risposta A)

14. Indicare la sostanza che, in acqua, è un elettrolita debole.

- A) NaCl
- B) HCl
- C) NaOH
- D) HCN

14. Soluzione

NaCl, in acqua, è completamente dissociato perchè contiene Na^+ e Cl^- che sono coniugati di NaOH e HCl una base e un acido forti anch'essi completamente dissociati. Resta HCN, un acido molto debole, con $K_a = 6,2 \cdot 10^{-10}$, che in acqua è molto poco dissociato.

(Risposta D)

15. Indicare la massa in g di HCl presente in 100 mL di una soluzione acquosa 1 M dell'acido.

- A) 3,98 g
- B) 0,25 g
- C) 3,65 g
- D) 2,34 g

15. Soluzione

La massa molare di HCl è: $1 + 35,45 = 36,45$ g/mol. In 100 mL 1 M vi è 1/10 di mole: 3,65 g.

(Risposta C)

16. Indicare l'elemento più elettronegativo.

- A) O
- B) Na
- C) F
- D) Cl

16. Soluzione

L'elemento più elettronegativo è il fluoro (4,0 nella scala di Pauling). Poi vengono O e Cl.

(Risposta C)

17. Se il pOH di una soluzione è 10, indicare la concentrazione molare degli ioni idrossonio.

- A) 10^{-5}
- B) 10^{-11}
- C) 10^{-10}
- D) 10^{-4}

17. Soluzione

$\text{pH} + \text{pOH} = 14$ quindi: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 10 = 4$. Da cui: $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4}$.

(Risposta D)

18. Secondo la teoria di Broensted e Lowry una sostanza si comporta da acido quando:

- A) cede (si lascia strappare) un protone a (da) un'altra che lo accetta e si comporta da base
- B) in acqua è completamente dissociata in ioni H^+ e A^-
- C) forma un sale con una base
- D) accetta una coppia di elettroni da una sostanza che si comporta da base

18. Soluzione

Un acido è una sostanza che cede un H^+ ad un'altra che lo accetta e si comporta da base.

(Risposta A)

19. Indicare il nome corretto IUPAC dei due ioni Na^+ e Cl^- .

- A) ione sodio e ione cloro
 B) anione sodio e ione cloruro
 C) catione sodio e anione cloro
 D) ione sodio e ione cloruro

19. Soluzione

Na^+ è detto ione sodio. Cl^- è detto ione cloruro.

(Risposta D)

20. L'anidride carbonica a temperatura e pressione ordinaria è:

- A) un gas velenoso
 B) un solido atossico
 C) un gas inadatto alla respirazione
 D) un liquido basso-bollente

20. Soluzione

La CO_2 a P e T ambiente è un gas inadatto alla respirazione. Non è un veleno nel senso che noi stessi formiamo CO_2 . La CO_2 può essere liquida solo a pressioni maggiori di 5 atm.

(Risposta C)

21. In una reazione di ossidazione c'è sempre una specie che:

- A) si ossida e un'altra che funge da riducente
 B) si ossida e una che si riduce
 C) si ossida e funge da ossidante
 D) si riduce ed è anche detta riducente

21. Soluzione

In una reazione di ossidazione c'è sempre una specie che si ossida e una che si riduce (l'ossidante). (Risposta B)

22. Rispetto all'acqua pura, una soluzione di NaCl è:

- A) più basica
 B) più acida
 C) ha uguale contenuto di ioni idrossonio e ossidrilici
 D) più o meno acida a seconda della concentrazione molare del sale

22. Soluzione

Na^+ e Cl^- non hanno attività acido base e una soluzione di HCl è neutra: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$.

(Risposta C)

23. I nitriti alcalini sono:

- A) alcaloidi ad elevato peso molecolare
 B) sali dell'acido nitroso con potere antiossidante
 C) sottoprodotti che si formano per azione di batteri nei salumi avariati
 D) sali di ammonio usati come fertilizzanti in agricoltura

23. Soluzione

I nitriti sono sali dell'acido nitroso con potere antiossidante perchè possono ossidarsi a nitrati. (Risposta B)

24. La formula dell'idrogenocarbonato di calcio è:

- A) CaCO_2 B) CaHCO_3 C) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ D) $\text{CaOH}(\text{CO}_3)_2$

24. Soluzione

Servono due ioni idrogenocarbonato (HCO_3^-) per neutralizzare uno ione calcio (Ca^{2+}): $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. (Risposta C)

25. Indicare il nome internazionale (IUPAC) del composto P_2O_5 e il numero di ossidazione del fosforo.

- A) ossido di fosforoV; N.O. = 5+
 B) pentossido di difosforo; N.O. = +5
 C) pentossido di difosforo; N.O. = 5+
 D) perossido di difosforo; N.O. = +5

25. Soluzione

Il nome di P_2O_5 è pentossido di difosforo, il numero di ossidazione del fosforo è +5.

(Risposta B)

26. Indicare la percentuale in massa di ossigeno in CO_2 .
 A) 27,3 B) 63,6 C) 72,73 D) 60,6

26. Soluzione

La massa molare di CO_2 è: $12 + 32 = 44$ g/mol. La percentuale in massa di O è: $32/44 = 72,73\%$. (Risposta C)

27. Considerando la seguente reazione:

$$\text{N}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$$
 indicare la quantità chimica di NH_3 che si ottiene da 0,22 mol di N_2O_3 e 0,87 mol di H_2 .
 A) 0,29 mol B) 0,44 mol C) 0,73 mol D) 1,1 mol

27. Soluzione

0,87 mol di H_2 reagiscono con $0,87/6 = 0,145$ mol di N_2O_3 , quindi le 0,22 mol di N_2O_3 sono in eccesso.

Le moli di NH_3 che si formano sono: $0,87 \cdot (2/6) = 0,29$ mol. (Risposta A)

28. Indicare la caratteristica che NON è tipica dei composti ionici puri.

- A) alta conducibilità elettrica
 B) alto punto di fusione
 C) alta solubilità in acqua
 D) insolubilità in solventi organici

28. Soluzione

L'alta conducibilità elettrica è tipica dei metalli. I composti ionici conducono solo come sali fusi. (Risposta A)

29. Indicare la molecola apolare.

- A) O_3 B) H_2O_2 C) CO D) CCl_4

29. Soluzione

CCl_4 è apolare perchè i 4 dipoli dei legami polari C–Cl si annullano tra loro a causa della struttura simmetrica della molecola, un tetraedro regolare. O_3 è polare anche se è formato da atomi uguali, infatti, per risonanza, possono emergere sugli ossigeni terminali una carica positiva e una negativa e questo rende O_3 una molecola molto reattiva specialmente con i doppi legami C=C che l'ozono attacca e taglia (ozonolisi). (Risposta D)

30. Indicare quante cifre significative devono essere riportate nel seguente calcolo:

$$12,501 \cdot 3,52 / 0,0042 =$$

- A) 2 B) 3 C) 4 D) 5

30. Soluzione

Il numero di cifre significative del risultato di moltiplicazioni e divisioni tra più valori, è limitato a quelle del valore che ne ha meno. In questo caso il limite è dato da 0,0042 che ha due cifre significative. (Risposta A)

31. Indicare la soluzione 1,0 M col minor pH.

- A) HClO B) H_2SO_3 C) H_3PO_4 D) H_2SO_4

31. Soluzione

HClO è un acido molto debole ($K_a = 3,5 \cdot 10^{-8}$), H_2SO_3 è un acido debole ($K_a = 1,2 \cdot 10^{-2}$); H_3PO_4 è un acido debole ($K_a = 7,5 \cdot 10^{-3}$). Il solo acido forte è H_2SO_4 che produce un $\text{pH} = -\log C = -\log 1,0 = 0,0$. (Risposta D)

32. Indicare quale sostanza in fase solida è costituita da molecole discrete.

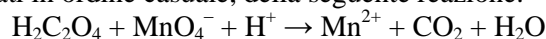
- A) grafite
 B) mercurio
 C) iodio
 D) diamante

32. Soluzione

La grafite e il diamante sono costituiti da grandi macromolecole che abbracciano tutto il cristallo e contengono miliardi di atomi legati covalentemente tra loro. Il mercurio è un metallo e quindi, in fase solida, è costituito anch'esso da una sola grande macromolecola.

Lo iodio, invece, anche in fase solida, è costituito da molecole biatomiche I_2 . (Risposta C)

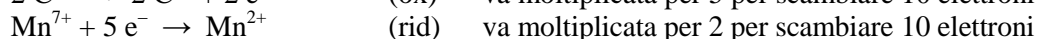
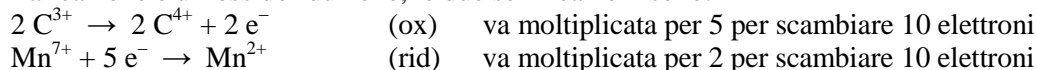
33. Indicare i coefficienti, riportati in ordine casuale, della seguente reazione.



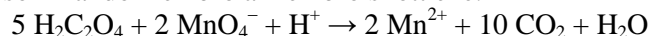
- A) 5, 1, 1, 4, 10, 4
 B) 6, 2, 4, 8, 10, 2
 C) 4, 5, 10, 4, 6, 4
 D) 6, 2, 2, 8, 10, 5

33. Soluzione

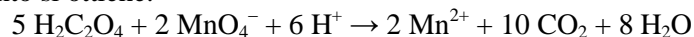
La reazione è un'ossidazione, le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 5 e per 2 e sommando membro a membro si ottiene:



Completando il bilanciamento si ottiene:



I coefficienti in ordine crescente sono: 2, 2, 5, 6, 8, 10.

(Risposta D)

34. Indicare quale asserto Einstein confermò con l'effetto fotoelettrico a lui ascrivito.

- A) gli elettroni possono assorbire energia e cambiare livello negli atomi
 B) l'energia luminosa può essere convertita nella massa di elettroni
 C) gli elettroni hanno le proprietà delle onde
 D) la luce ha proprietà non solo di onde ma anche di particelle

34. Soluzione

L'effetto fotoelettrico può essere spiegato solo supponendo che la luce abbia proprietà non solo di onde ma anche di particelle. La luce interagisce con gli elettroni di un atomo con un fotone per volta. Se il singolo fotone non ha abbastanza energia (cioè frequenza, dato che $E = h\nu$), l'elettrone non può essere estratto. (Risposta D)

35. Indicare la serie con gli atomi in ordine crescente di raggio atomico.

- A) Be < B < Mg < Al
 B) B < Be < Al < Mg
 C) Mg < Be < Al < B
 D) Al < Mg < B < Be

35. Soluzione

Il raggio atomico cresce scendendo lungo i gruppi: Be e B (2° periodo) sono più piccoli di Mg e Al (3° periodo)
 Il raggio atomico diminuisce verso destra nei periodi: (B < Be) < (Al < Mg). (Risposta B)

36. Indicare l'esperimento che meglio ha supportato l'ipotesi che gli elettroni abbiano natura ondulatoria.

- A) diffrazione
 B) effetto fotoelettrico
 C) spettri di emissione
 D) deflessione di un raggio catodico mediante un magnete

36. Soluzione

Un fascio di elettroni che attraversa una fenditura subisce diffrazione come un fascio di luce. Se si fa passare un fascio di elettroni attraverso due fenditure vicine, si ottengono due fasci di diffrazione e si osserva interferenza tra i due fasci. Questo fenomeno, tipico delle onde luminose, si può spiegare solo ammettendo che anche gli elettroni si comportino come onde. (Risposta A)

37. Indicare l'atomo con minor valore di energia di prima ionizzazione.

- A) Na B) K C) Mg D) Ca

37. Soluzione

L'energia di ionizzazione diminuisce lungo i gruppi: $EI_{(K)} < EI_{(Na)}$.

L'energia di ionizzazione aumenta lungo i periodi: $EI_{(K)} < EI_{(Ca)}$.

(Risposta B)

38. Indicare l'atomo che, nel legarsi covalentemente, può avere più di otto elettroni di valenza (legame + non legame).

- A) H B) N C) C D) S

38. Soluzione

Gli elementi del primo periodo (H) possono avere al massimo 2 elettroni di valenza ($1s^2$), quelli del secondo periodo (N e C) ne possono avere al massimo 8 ($2s^2 2p^6$). Solo atomi dal terzo periodo in giù (S) possono andare oltre l'ottetto perchè dispongono anche degli orbitali d. Nella molecola H_2SO_4 , lo zolfo ha dodici elettroni attorno a sé. Dispone ognuno dei suoi sei elettroni di valenza in un orbitale diverso (oltre ai 4 orbitali 3s e 3p usa anche due orbitali 3d) e realizza in totale 6 legami. (Risposta D)

39. Indicare lo ione che, in fase gassosa, ha il maggior numero di elettroni disaccoppiati.

- A) Cr^{3+} B) Mn^{3+} C) Fe^{3+} D) Co^{3+}

39. Soluzione

Cr, Mn, Fe, Co sono elementi consecutivi del 3° periodo e hanno 6, 7, 8, 9 elettroni esterni negli orbitali 4s e 3d. Se questi atomi diventano ioni $3+$, perdono 3 elettroni. Gli elettroni residui sono: 3, 4, 5, 6 e sono nell'orbitale 3d. La configurazione esterna, nei quattro casi, diventa: $3d^3$, $3d^4$, $3d^5$, $3d^6$. Dato che gli orbitali d sono 5, il massimo numero di elettroni spaiati che possono ospitare è 5 e questo accade con Fe^{3+} ($3d^5$). Lo ione successivo è Co^{3+} ($3d^6$) che può avere solo 4 elettroni spaiati perchè il sesto elettrone si deve appaiare entrando in un orbitale semipieno. (Risposta C)

40. Indicare la classe di composti solidi che presenta mediamente il punto di fusione più basso.

- A) ionici B) metallici C) molecolari D) a reticolo covalente

40. Soluzione

I composti ionici, metallici e a reticolo covalente non sono fatti di singole molecole, ma tutto il cristallo è una singola macromolecola, tenuta insieme da legami forti, quindi servono temperature alte per rompere i loro legami. I solidi molecolari, invece, sono costituiti da molecole discrete che al loro interno hanno legami forti covalenti, ma tra molecola e molecola hanno legami deboli e quindi fondono a temperature più basse. (Risposta C)

Qui continuano i quesiti della sola classe A (41-60)

41. Un legame covalente si dice doppio se:

- A) 2 atomi condividono 2 elettroni
 B) 2 atomi condividono 4 elettroni
 C) un atomo cede due elettroni all'altro
 D) un atomo cede due coppie di elettroni all'altro

41. Soluzione

Secondo la teoria del legame di valenza, il doppio legame si realizza quando due atomi si avvicinano e sovrappongono due orbitali atomici dell'uno (uno sigma e l'altro pi greco) ai corrispondenti due orbitali atomici dell'altro per formare due orbitali di legame nei quali condividono 4 elettroni. (Risposta B)

42. Indicare la coppia di composti in cui entrambi possono formare un legame a idrogeno con l'acqua.

- A) CH_4 , Na^+ B) HF, NH_3 C) CH_3COCH_3 , CH_3CH_3 D) Na_2SO_4 , H_2

42. Soluzione

CH_4 , CH_3CH_3 e H_2 non possono formare legami a idrogeno perchè non possiedono nè idrogeni legati ad atomi elettronegativi, nè atomi elettronegativi in grado di accettare legami a idrogeno. HF ed NH_3 , invece, possiedono sia idrogeni da donare sia atomi elettronegativi accettori. (Risposta B)

43. Indicare il composto che si può formare tra gli ioni Ca^{2+} e O^{2-} .

- A) Ca_2O_2 B) CaO_2 C) Ca_2O D) CaO

43. Soluzione

L'ossido di calcio CaO è un composto ionico cristallino, quindi CaO è la sua formula minima. (Risposta D)

44. I metalli alcalini per reazione con l'acqua formano:

- A) i rispettivi idrossidi con una reazione più o meno violenta e sviluppo di idrogeno che si incendia
- B) i rispettivi idruri con una reazione che sviluppa ossigeno
- C) acidi idrici
- D) idrossidi di natura anfotera

44. Soluzione

La tipica reazione è: $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$. Se c'è O_2 , H_2 brucia: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. (Risposta A)

45. I catalizzatori sono sostanze che partecipano a una reazione:

- A) e si ritrovano alla fine chimicamente e fisicamente inalterati
- B) e si ritrovano alla fine chimicamente ma non necessariamente fisicamente inalterati
- C) e se questa è di equilibrio spostano l'equilibrio verso i prodotti
- D) e se questa è di equilibrio spostano l'equilibrio verso i prodotti o i reagenti, se catalizzatori inibitori

45. Soluzione

Alla fine i catalizzatori si ritrovano chimicamente inalterati, ma fisicamente possono alterarsi. (Risposta B)

46. La condizione quantica di Bohr:

- A) stabilisce la posizione in cui un elettrone può ruotare attorno al nucleo senza emettere energia
- B) stabilisce che l'energia di un elettrone può assumere qualsiasi valore senza che l'elettrone cada sul nucleo
- C) permette ancora oggi di calcolare la posizione e la velocità di un elettrone con precisione alta a piacere
- D) viene utilizzata per descrivere il moto e la velocità degli elettroni

46. Soluzione

Per la fisica classica un elettrone eccitato può ruotare intorno al nucleo su qualsiasi orbita e deve cadere a spirale sul nucleo emettendo la corrispondente quantità di energia. Bohr, osservando le righe di emissione dell'idrogeno, ha fissato dei numeri quantici che stabiliscono le orbite permesse dove l'elettrone eccitato può arrivare e da cui può cadere verso l'orbita di minima energia dove può ruotare senza più emettere energia. (Risposta A)

47. Indicare la quantità chimica di $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ presente in 1 kg di sale:

- A) $4 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ molecole
- B) $4 \cdot 250$ mol
- C) $4 \cdot 22,414$ mol
- D) 4 mol di $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

47. Soluzione

La massa molare di $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ è: $63,55 + 32,06 + 64 + 5 \cdot 18 = 249,6$ g/mol.

Le moli in 1 kg sono: $1000/249,6 = 4,0$ mol.

Non sono 4N molecole perchè ogni cristallo è una macromolecola.

(Risposta D)

48. La mole è:

- A) una grandezza chimica sinonimo di quantità chimica
- B) un numero che correla gli atomi alle molecole degli elementi
- C) un numero che permette al chimico di non usare le bilance e di contare le molecole per metterle a reagire
- D) un'unità di misura della quantità di sostanza

48. Soluzione

La mole è l'unità di misura della quantità di sostanza (abbreviata *mol*, simbolo *n*).

(Risposta D)

49. Una mole di atomi e una mole di molecole dello stesso elemento sono:

- A) termini che indicano le stesse quantità
- B) termini che indicano quantità anche differenti e non vanno confuse
- C) quantità corrispondenti a masse diverse ma a pesi uguali
- D) quantità corrispondenti allo stesso numero di atomi

49. Soluzione

Una mole di atomi e una mole di molecole (ad es una mole di O e di O_2) sono termini che indicano quantità anche differenti e non vanno confuse. In questo caso la seconda ha una massa doppia della prima. (Risposta B)

50. La mole è:

- A) l'unità di misura della quantità di materia n
- B) l'unità di misura della quantità di sostanza n
- C) una grandezza, come la dozzina per le rose, la risma per i fogli di carta, che si applica alla quantità di materia quando di essa si vuol conoscere il numero di unità semplici
- D) l'unità di misura della massa delle molecole

50. Soluzione

La mole è l'unità di misura della quantità di sostanza (abbreviata *mol*, simbolo n). (Risposta B)

51. La tavola periodica degli elementi è importante perché permette:

- A) di rappresentare in modo sintetico le proprietà chimiche degli elementi correlandole alla configurazione elettronica del guscio energetico esterno
- B) di rappresentare in modo sintetico gli elementi con un simbolo lasciando liberi spazi per quelli non ancora noti
- C) di rappresentare in modo sintetico le proprietà chimiche degli elementi correlandole alla loro massa atomica
- D) di rappresentare in modo sintetico le proprietà chimiche degli elementi correlandole alla loro configurazione elettronica interna o *core*

51. Soluzione

La tavola periodica è importante anche perché permette di rappresentare in modo sintetico le proprietà chimiche degli elementi correlandole alla configurazione elettronica del guscio energetico esterno. (Risposta A)

52. Il semplice raggiungimento di una configurazione elettronica esterna stabile a otto elettroni nella trasformazione degli atomi di Na e Cl negli ioni Na^+ e Cl^- :

- A) giustifica, da un punto di vista energetico, la formazione del composto ionico NaCl
- B) giustifica la formazione del legame ionico in quanto gli ioni, già prima di legarsi, hanno energia minore degli atomi da cui derivano
- C) non è sufficiente a giustificare, da un punto di vista energetico, la formazione del legame ionico di NaCl
- D) giustifica la formazione del legame ionico in quanto ciascuno ione, prima di legarsi possiede energia minore del proprio atomo libero

52. Soluzione

Il raggiungimento dell'ottetto per Na^+ e Cl^- non è sufficiente a giustificare, da un punto di vista energetico, la formazione del legame ionico di NaCl. Gli ioni non hanno energia minore degli atomi da cui derivano (l'energia di ionizzazione del sodio è positiva). Per giustificare la formazione di NaCl bisogna considerare anche l'energia reticolare, l'energia liberata nella formazione del cristallo ($\text{Na}^+_{(g)} + \text{Cl}^-_{(g)} \rightarrow \text{NaCl}_{(s)}$). (Risposta C)

53. L'energia termica fornita a un solido durante la sua fusione:

- A) non provoca alcun aumento di temperatura
- B) provoca un aumento di temperatura
- C) provoca un latente aumento di temperatura
- D) provoca una parziale evaporazione della parte già liquefatta

53. Soluzione

Il calore fornito ad un solido durante la fusione (calore latente di fusione) serve a rompere i legami rigidi tra le molecole del solido e non provoca alcun aumento di temperatura. (Risposta A)

54. Il passaggio diretto di un solido nella fase vapore è detto:

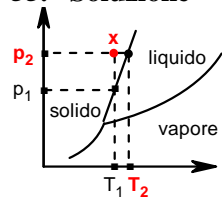
- A) brinamento
- B) sineresi
- C) sublimazione
- D) osmosi

54. Soluzione

Il passaggio diretto di un solido alla fase vapore è la sublimazione, brinamento è il processo opposto. (Risposta C)

55. Se una specie chimica, fondendo, aumenta di volume:
- un aumento di pressione aumenta il punto di fusione
 - un aumento di pressione diminuisce il punto di fusione
 - un aumento di pressione non ha alcuna influenza sul punto di fusione
 - un aumento di pressione trasforma la fusione netta in un intervallo di rammollimento

55. Soluzione



Se una specie chimica, fondendo, aumenta di volume, un aumento di pressione aumenta la temperatura di fusione. Per il principio dell'equilibrio mobile, un aumento di pressione ($p_1 \rightarrow p_2$), alla T_{fus} (T_1), viene contrastato dalla sostanza che, per ridurre la pressione, riduce il proprio volume e quindi il liquido si trasforma in solido (x). Per fonderlo si deve aumentare la temperatura ($T_1 \rightarrow T_2$). (Risposta A)

56. Indicare il soluto che si scioglie meglio nell'acqua.

- un sapone
- un grasso
- il sale da cucina
- il solfato di calcio diidrato (gesso)

56. Soluzione

NaCl si scioglie bene in H_2O , mentre un sapone dà soluzioni colloidali (torbide), il $CaSO_4 \cdot 2 H_2O$ è poco solubile ($K_{ps} = 2,4 \cdot 10^{-5}$) e il grasso non si scioglie. (Risposta C)

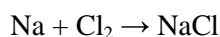
57. Indicare la reazione che produce un composto con una forma trigonale planare.

- $N_2 + 3 H_2 \rightarrow$
- $2 CO + O_2 \rightarrow$
- $PCl_3 + Cl_2 \rightarrow$
- $2 SO_2 + O_2 \rightarrow$

57. Soluzione

Dalla prima reazione si ottiene ammoniaca (piramidale), dalla seconda si ottiene CO_2 (lineare), dalla terza si ottiene PCl_5 (bipiramidale trigonale). Dalla quarta si ottiene SO_3 (trigonale planare). (Risposta D)

58. Nella reazione da bilanciare:



indicare la quantità di NaCl prodotta da 22,99 g di Na, ammettendo la resa quantitativa e il cloro sufficiente.

- 28,87 g
- 58,44 g
- 86,61 g
- 64,95 g

58. Soluzione

Le moli di sodio sono: $22,99/22,99 = 1,0$ mol. Si ottiene 1 mol di NaCl ($22,99 + 35,45 = 58,44$ g). (Risposta B)

59. Indicare il nome del legame che unisce l'atomo di idrogeno e quello di cloro nella molecola HCl.

- legame di idrogeno
- legame a ponte di idrogeno
- legame ionico
- legame covalente

59. Soluzione

Il legame tra H e Cl in HCl è covalente polare.

(Risposta D)

60. Una specie normalmente apolare può divenire polare per il concentrarsi casuale della nube elettronica di un atomo o di una molecola apolare in un punto. Si viene così a formare un dipolo istantaneo e attraverso di esso anche un dipolo indotto. Questi due eventi portano all'insorgere di una forza intermolecolare detta di dispersione o di London. A proposito di essa si può dire che (indicare l'affermazione ERRATA):

- la sua entità dipende anche dalla forma delle molecole
- la polarizzabilità di una molecola dipende anche dalla sua massa
- l'entità della sua attrazione dipende dalla polarizzabilità dell'atomo o della molecola
- le forze di dispersione non sono mai comparabili o superiori di quelle dipolo-dipolo

60. Soluzione

Le forze di London in ogni punto della molecola sono inferiori a quelle dipolo-dipolo, ma si sommano tra loro e l'attrazione complessiva può essere forte se la superficie di contatto è grande. Le materie plastiche sono formate da grandi macromolecole che sono legate le une alle altre da forze di London, ma possono essere molto resistenti basta pensare agli oggetti di polietilene, di PVC o ai giubbotti antiproiettile. (Risposta D)

Qui riprendono i quesiti della classe B (41-60)

41. In ogni reazione che segua una cinetica del primo ordine:

- A) solo una sostanza prende parte alla reazione
 B) la velocità di reazione è indipendente dalla temperatura
 C) il periodo di semitrasformazione è indipendente dalla concentrazione iniziale del reagente
 D) la velocità di reazione è indipendente dalla T e dalla P

41. Soluzione

La legge cinetica del I ordine è $\ln(A_0/A) = kt$. Dopo un tempo di dimezzamento si ha: $(A_0/A) = 2$, quindi si può scrivere: $\ln 2 = k t_{1/2}$ da cui: $t_{1/2} = \ln 2 / k$ (indipendente dalla concentrazione di A). (Risposta C)

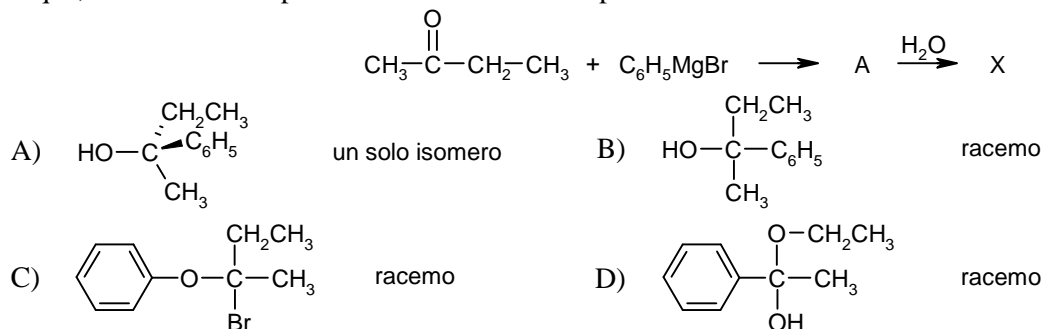
42. La soluzione acquosa 12,0 M di un acido contiene il 75 % in massa di acido e ha una densità di $1,57 \text{ g mL}^{-1}$. Ciò permette di individuare l'acido come:

- A) HCl
 B) CH_3COOH
 C) HBr
 D) H_3PO_4

42. Soluzione

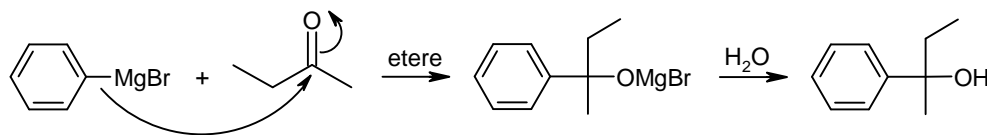
Un litro pesa 1570 g. La massa di acido è: $0,75 \cdot 1570 = 1177,5 \text{ g}$. La massa molare è: $1177,5/12 = 98,1 \text{ g/mol}$. Si tratta di H_3PO_4 che, infatti, ha massa molare: $3 + 31 + 64 = 98 \text{ g/mol}$. (Risposta D)

43. Dalla reazione tra 2-butanone e bromuro di fenilmagnesio si ottiene la molecola A che, per trattamento con acqua, si trasforma nel prodotto X. Indicare il composto X.

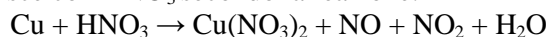
**43. Soluzione**

Il 2-butanone non è chirale, non può generare un solo enantiometro e non può dare una soluzione otticamente attiva (A errata).

Il reattivo di Grignard reagisce con i chetoni formando alcoli terziari come la molecola B. (Risposta B)



44. In una reazione, il rame reagisce con HNO_3 secondo la reazione:

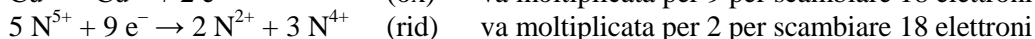
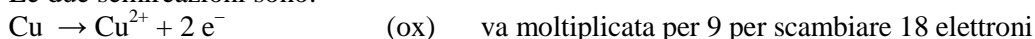


nella quale NO ed NO_2 sono formati in rapporto 2 : 3. Indicare il coefficiente del Cu quando l'equazione è bilanciata con i più semplici numeri interi.

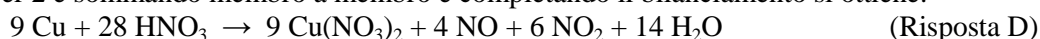
- A) 2 B) 3 C) 6 D) 9

44. Soluzione

Le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 9 e per 2 e sommando membro a membro e completando il bilanciamento si ottiene:



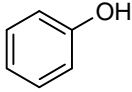
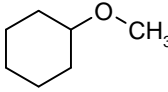
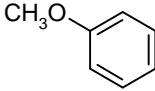
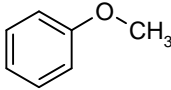
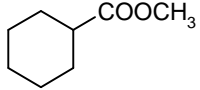
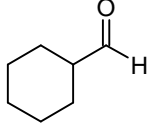
45. Indicare il composto che può essere usato sia come reagente che come indicatore in una reazione redox.

- A) $\text{Fe}(\text{NH}_4)\text{SO}_4$ B) KMnO_4 C) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ D) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

45. Soluzione

Il permanganato è un forte ossidante viola. Se è usato come titolante, viene consumato dalla reazione e lascia la soluzione incolore. La prima goccia di KMnO_4 aggiunta dopo il punto equivalente, però, colora la soluzione di viola e indica che la reazione è completa. (Risposta B)

46. Indicare la coppia di composti che comprende un etere e un estere.

- A)  $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ B)  
- C)   D) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$ 

46. Soluzione

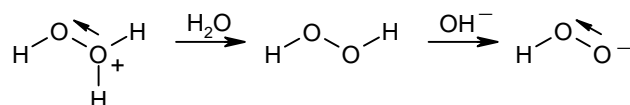
$\text{CH}_3\text{COOCH}_3 \equiv \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{CH}_3$ Gli esteri in queste strutture sono disegnati nella loro forma contratta, la struttura di un estere è mostrata qui a lato.
In A abbiamo un alcol e un estere, in B abbiamo due eteri, in C abbiamo un etere e un estere, in D abbiamo un etere e un'aldeide. (Risposta C)

47. Indicare l'affermazione ERRATA a proposito dell'acqua ossigenata (perossido di idrogeno).

- A) l' H_2O_2 pura è più densa dell'acqua, bolle a 150°C e si ottiene per distillazione sotto vuoto, a 25°C , di soluzioni acquose diluite
B) in fase liquida i suoi atomi di ossigeno si scambiano con quello dell'acqua
C) è circa un milione di volte più basica dell'acqua
D) è un agente ossidante relativamente forte, sia in soluzione basica che acida. Si comporta come riducente solo con MnO_4^- , Cl_2 e Ce^{4+} e pochi altri ossidanti

47. Soluzione

(A) È logico che l' H_2O_2 sia più densa dell'acqua dato che ha un peso molecolare maggiore, ed è logico che bolla ad una temperatura più alta dell'acqua, avendo gli stessi legami intermolecolari (legami a idrogeno).
(B) Lo scambio di H^+ tra due molecole acide come H_2O_2 e H_2O è molto veloce. Lo scambio di atomi di ossigeno è improbabile, ma non si può escludere a priori, servirebbero dati sperimentali con isotopi radioattivi (B errata?).
(C) H_2O_2 è più acida dell'acqua perché, nello ione HOO^- , l'ossigeno che ha perso H^+ ha alle spalle un altro ossigeno che lo aiuta a stabilizzare la carica negativa, quindi lo ione idroperossido (HOO^-) è più stabile dello ione idrossido (OH^-).



Se H_2O_2 è più acida di H_2O , non può essere più basica (C errata).

Lo ione HOOH_2^+ , infatti, è meno stabile di H_3O^+ per l'effetto elettron-attrattore del secondo ossigeno.

Lo ione idroperossido (HOO^-), anche se è meno basico, è molto più nucleofilo dell'idrossido. Questo effetto si osserva anche nell'idrossilammina NH_2OH e nell'idrazina NH_2NH_2 che sono più nucleofile dell'ammoniaca NH_3 . Gli orbitali pigreco di non legame dei due ossigeni vicini in HOO^- interagiscono tra loro, si forma un orbitale più stabile e uno più instabile (HOMO) che è più aggressivo come nucleofilo.

(D) L'ultima affermazione è corretta anche se, nella tabella allegata, mancano dati sul Ce^{4+} . (Risposte B e C)

48. Indicare il volume occupato da un campione di cloro gassoso (13,7 g a 45°C e 99298,5 Pa).

- A) 5,14 L B) 3,21 L C) 7,03 L D) 2,45 L

48. Soluzione

Le moli di Cl_2 sono: $13,7/(2 \cdot 35,45) = 0,193$ mol. La temperatura è $273 + 45 = 318$ K.

La pressione è: $99298/101300 = 0,98$ atm. Dalla legge dei gas $PV = nRT$ si ottiene il volume: $V = nRT/P$

$V = (0,193 \cdot 0,0821 \cdot 318)/0,98 = 5,14$ L.

(Risposta A)

49. Indicare il sale che conferisce un pH acido a una soluzione acquosa.

- A) nitrato di potassio
 B) nitrato di ammonio
 C) bicarbonato di sodio
 D) cianuro di potassio

49. Soluzione

Lo ione ammonio è un acido debole con un pK_a di 9,3, quindi è più acido dell'acqua e le conferisce un pH acido. In acqua si dissocia liberando H^+ : $NH_4^+ \rightarrow NH_3 + H^+$. (Risposta B)

50. Una stanza che misura $3,05\text{ m} \times 3,05\text{ m} \times 2,43\text{ m}$ si trova alla temperatura di $25,0\text{ }^\circ\text{C}$. Al suo interno, la pressione totale è di $101,3\text{ kPa}$ e la pressione parziale dell'argon è di $1,013\text{ kPa}$. Indicare la quantità chimica di argon presente nella stanza.

- A) 4,79 mol B) 3,87 mol C) 9,27 mol D) 6,37 mol

50. Soluzione

Il volume della stanza è $3,05 \cdot 3,05 \cdot 2,43 = 22,605\text{ m}^3$. La pressione è di 1 atm, Ar è presente all'1% in moli.

Dalla legge dei gas $PV = nRT$ si ottengono le moli: $n = PV/RT = (1 \cdot 22605)/(0,0821 \cdot 298) = 924\text{ mol}$.

Le moli di Ar sono 1%: $924/100 = 9,24\text{ mol}$. (Risposta C)

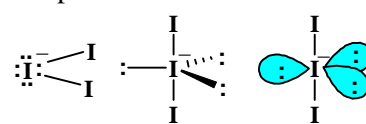
51. Indicare tra le seguenti molecole: AsH_3 , OF_2 , $AlCl_4^-$, I_3^- , quelle con geometria lineare.

- A) OF_2 , I_3^- B) I_3^- C) AsH_3 , I_3^- D) OF_2

51. Soluzione

OF_2 somiglia all' H_2O , quindi è angolata. AsH_3 somiglia ad NH_3 , è piramidale. Resta solo I_3^- . (Risposta B)

Per puro esercizio verifichiamo la sua struttura. I^- ha 8 elettroni di valenza, due li usa per legare due atomi di

 iodio, restano 6 elettroni che costituiscono tre coppie di non legame. Le coppie da sistemare attorno a I^- sono 5 ($2 + 3$) che si dispongono a bipiramide trigonale. Le tre coppie di non legame (più ingombranti) vanno poste ai vertici della base dove hanno più spazio (120°). I due atomi di iodio si legano nelle due posizioni rimaste: quelle assiali. La molecola ha una geometria lineare.

52. I chimici possono aumentare la velocità delle reazioni che avvengono in fase omogenea liquida, scaldando la miscela di reazione. Ciò si spiega perché:

- A) molte reazioni sono endotermiche
 B) così diminuisce l'energia di attivazione
 C) così aumenta la tensione di vapore del liquido
 D) così aumenta l'energia cinetica media dei reagenti

52. Soluzione

L'energia cinetica media delle molecole è legata alla temperatura dalla relazione: $E = 3/2 kT$.

Ad una temperatura maggiore, le molecole hanno un'energia cinetica maggiore, quindi più molecole avranno un'energia maggiore dell'energia di attivazione, e più molecole reagiranno nell'unità di tempo. (Risposta D)

53. Una bottiglia contiene H_2SO_4 (1 L al 96,4 % in massa e densità $d = 1,835\text{ g mL}^{-1}$). Indicare il volume che contiene 1 mol di acido puro.

- A) 55,4 mL B) 48,0 mL C) 32,0 mL D) 12,0 mL

53. Soluzione

Un litro di questa soluzione pesa 1835 g. La massa di H_2SO_4 è: $0,964 \cdot 1835 = 1768,9\text{ g}$.

La massa molare di H_2SO_4 è: $2 + 32 + 64 = 98\text{ g/mol}$. Le moli di H_2SO_4 sono: $1768,9/98 = 18,05\text{ mol}$.

Il volume che contiene una mole è: $1000/18,05 = 55,4\text{ mL}$. (Risposta A)

54. Indicare il numero di ossidazione dello zolfo nella pirite (FeS_2):

- A) -2 B) -1 C) +1 D) +2

54. Soluzione

Dato che, nella pirite, il ferro è Fe^{2+} , lo zolfo ha n.o. -1, infatti vi sono legami S-S. (Risposta B)

- 55.** La combinazione dei due atomi di un alogeno X, per formare la molecola X_2 in fase gassosa, segue una cinetica del secondo ordine e ha un'alta costante cinetica di reazione: $k = 7,0 \cdot 10^9 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$ a 23°C . Se la concentrazione iniziale di X è $8,06 \cdot 10^{-2} \text{ M}$, individuare la sua concentrazione dopo 120 s dall'inizio della reazione. Inoltre individuare il tempo di semi-trasformazione di X, se la sua concentrazione iniziale è $6,0 \cdot 10^{-1} \text{ M}$:
- A) $[X] = 1,2 \cdot 10^{-12} \text{ M}$; $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ s}$
 B) $[X] = 2,0 \cdot 10^{-10} \text{ M}$; $3,00 \text{ s}$
 C) $[X] = 1,2 \cdot 10^{-11} \text{ M}$; $5,4 \cdot 10^{-2} \text{ s}$
 D) $[X] = 1,2 \cdot 10^{-12} \text{ M}$; $2,4 \cdot 10^{-10} \text{ s}$

55. Soluzione

Qui si devono ricordare le leggi cinetiche delle reazioni di ordine 0, I, II.

Ordine zero: $v = k$ $A_0 - A = kt$ $t_{1/2} = A_0/2k$

Ordine I: $v = k A$ $\ln A_0/A = kt$ $t_{1/2} = (\ln 2)/k$

Ordine II: $v = k A^2$ $1/A - 1/A_0 = kt$ $t_{1/2} = 1/(kA_0)$

L'equazione della cinetica del II ordine è: $1/A - 1/A_0 = kt$. Quindi: $1/A = kt + 1/A_0$

$$1/A = 7,0 \cdot 10^9 \cdot 120 + 1/(8,06 \cdot 10^{-2}) = 840 \cdot 10^9 + 12,4 \quad A = 1,19 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

Dopo un tempo di dimezzamento si ha: $A = A_0/2$ quindi: $2/A_0 - 1/A_0 = kt_{1/2}$ $1/A_0 = kt_{1/2}$ $t_{1/2} = 1/kA_0$
 $t_{1/2} = 1/(7,0 \cdot 10^9 \cdot 6,0 \cdot 10^{-1}) = 2,39 \cdot 10^{-10} \text{ s}$. (Risposta D)

- 56.** Sapendo che in una soluzione satura di H_2S a 25°C , $[\text{H}_2\text{S}]$ è $1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$, indicare la concentrazione di FeS in tale soluzione se il pH è tamponato a 2,00.

$K_1(\text{H}_2\text{S}) = 9,00 \cdot 10^{-8}$ e K di dissoluzione (FeS) = $5,00 \cdot 10^{-19}$ alla stessa T. Dove K è riferita alla reazione:



- A) $2,32 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ B) $4,12 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ C) $1,04 \cdot 10^{-8} \text{ M}$ D) $6,00 \cdot 10^{-1} \text{ M}$

56. Soluzione

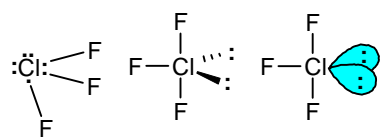
Nella reazione: $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}^+ + \text{HS}^-$ $K_1 = [\text{H}^+][\text{HS}^-]/[\text{H}_2\text{S}]$ da cui: $[\text{HS}^-] = K_1 [\text{H}_2\text{S}]/[\text{H}^+] = 9,0 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-1}/10^{-2}$

$[\text{HS}^-] = 9 \cdot 10^{-7} \text{ M}$. Dalla reazione di dissoluzione si ha: $K = [\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-][\text{HS}^-]$ $[\text{Fe}^{2+}] = K/[\text{OH}^-][\text{HS}^-]$

$[\text{Fe}^{2+}] = 5,0 \cdot 10^{-19}/10^{-12} \cdot 9 \cdot 10^{-7} = 5,6 \cdot 10^{-1} \text{ M}$ (solubilità di FeS). (Risposta D)

- 57.** Indicare la geometria di ClF_3 .

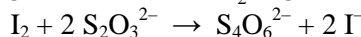
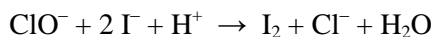
- A) altalena
 B) a T
 C) trigonale planare
 D) trigonale piramidale

57. Soluzione

ClF_3 è una molecola a forma di T. Il cloro ha 7 elettroni di valenza, tre li usa per legare i tre atomi di fluoro, quattro costituiscono due coppie di non legame. In totale le coppie di elettroni da sistemare attorno al cloro sono 5 (3 di legame + 2 di non legame) e si dispongono verso i vertici di una bipiramide trigonale.

Le coppie di non legame (ingombranti) vanno poste nella base (120°) nelle tre posizioni rimaste si dispongono i tre atomi di fluoro. La geometria della molecola è a T. (Risposta B)

- 58.** Il principio attivo della candeggina è l'ipoclorito di sodio: NaClO che può essere determinato mediante analisi iodometrica con le reazioni:



Se 1,356 g di candeggina richiedono 19,50 mL di una soluzione 0,100 M di $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, indicare la percentuale in massa dell'ipoclorito NaOCl nella candeggina:

- A) 2,68% B) 3,70% C) 5,35% D) 10,7%

58. Soluzione

Moli di tiosolfato: $n = M V = 0,10 \cdot 19,59 = 1,959 \text{ mmol}$. Le moli di ipoclorito sono metà: $1,959/2 = 0,9795 \text{ mmol}$.

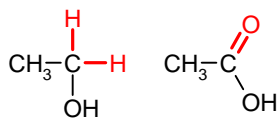
La massa molare di NaOCl è: $23 + 16 + 35,45 = 74,45 \text{ g/mol}$. La massa di NaOCl è: $74,45 \cdot 0,9795 = 72,92 \text{ mg}$.

La % di NaClO è: $72,92 \cdot 10^{-3}/1,356 = 5,38\%$. (Risposta C)

59. Indicare il numero di elettroni necessari per bilanciare la semireazione di ossidazione dell'etanolo ad acido acetico:

- A) 1
B) 2
C) 3
D) 4

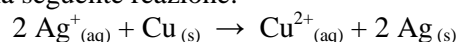
59. Soluzione



La reazione è $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$. Due legami, nel carbonio che si ossida, rimangono inalterati, i legami col CH_3 e con l' OH . Gli altri due legami cambiano: a sinistra sono legati due H (i 4 elettroni appartengono al carbonio), a destra vi è un doppio legame con l'ossigeno (i 4 elettroni appartengono all'ossigeno).

Questo carbonio, quindi, perde 4 elettroni. $\text{C}^{-1} \rightarrow \text{C}^{+3} + 4 \text{e}^-$ (Risposta D)

60. Per una cella voltaica basata sulla seguente reazione:



la concentrazione degli ioni e la grandezza degli elettrodi possono essere variati in modo indipendente.

Si osserva che:

- A) il raddoppio di $[\text{Cu}^{2+}]$ ha lo stesso effetto sul voltaggio della cella dell'aumento di 4 volte di $[\text{Ag}^+]$
B) la diminuzione di 10 volte di $[\text{Cu}^{2+}]$ ha lo stesso effetto sul voltaggio della cella della diminuzione di 10 volte di $[\text{Ag}^+]$
C) la diminuzione di 10 volte di $[\text{Cu}^{2+}]$ ha minore effetto sul voltaggio della cella della diminuzione di 10 volte di $[\text{Ag}^+]$
D) il raddoppio delle dimensioni del catodo ha esattamente lo stesso effetto sul voltaggio della cella del dimezzamento di $[\text{Cu}^{2+}]$

60. Soluzione

Le dimensioni degli elettrodi non influenzano la differenza di potenziale (questo esclude la risposta D).

Per valutare le altre risposte consideriamo l'equazione di Nernst per i due metalli:

$$E_{\text{Cu}} = E^\circ + 0,059/2 \log [\text{Cu}^{2+}]$$

$$E_{\text{Ag}} = E^\circ + 0,059 \log [\text{Ag}^+]$$

Le concentrazioni dei due metalli influiscono sul ΔE con un fattore additivo che, nei due casi, è dato da 0,059 moltiplicato per: $1/2 \log [\text{Cu}^{2+}]$ e $\log [\text{Ag}^+]$.

Nel caso A), le variazioni sono: $1/2 \log 2$ e $\log 4$ cioè: $1/2 \log 2$ e $2 \log 2$: sono diverse.

Nel caso B), le variazioni sono: $1/2 \log 10^{-1}$ e $\log 10^{-1}$: sono diverse.

Nel caso C), le variazioni sono: $1/2 \log 10^{-1}$ e $\log 10^{-1}$: la prima è minore (la metà) della seconda. (Risposta C)

Soluzioni proposte da Mauro Tonellato