

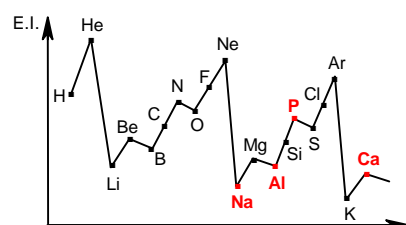
Giochi della Chimica 2012

Problemi risolti – Fase nazionale – Classi A e B

1. Indicare l'elemento con maggiore energia di prima ionizzazione.

- A) Na B) Al C) Ca D) P

1. Soluzione



Qui a fianco è mostrato il grafico approssimato delle energie di ionizzazione. L'E.I. scende lungo i gruppi. In basso si vedono in leggera discesa i metalli alcalini del 1° gruppo: $Li > Na > K$. L'E.I. sale con qualche discontinuità lungo i periodi, ma sale in modo più ripido, per cui abbiamo $Na < Al \approx Ca < P$. (Risposta D)

2. Indicare il composto che dà soluzioni acquose colorate.

- A) $BaCl_2$ B) $CrCl_3$ C) KOH D) KBr

2. Soluzione

Nei metalli di transizione, e quindi nel cromo, si genera una piccola differenza di energia tra gli orbitali d che consente agli elettroni di fare transizioni elettroniche a bassa energia che assorbono nel visibile. (Risposta B)

3. Quando l'atomo di un metallo si combina con quello di un non metallo, l'atomo del non metallo:

- A) perde elettroni e diminuisce in grandezza
 B) perde elettroni e aumenta in grandezza
 C) acquista elettroni e diminuisce in grandezza
 D) acquista elettroni e aumenta in grandezza

3. Soluzione

Nel legame tra Na (metallo) e Cl (non metallo), il Cl acquista un elettrone e diventa Cl^- più grosso. (Risposta D)

4. Indicare la quantità chimica di H_2O che si ottiene bruciando 2,72 mol di H_2 in presenza di un eccesso di O_2 .

- A) 2,36 mol
 B) 2,72 mol
 C) 4,72 mol
 D) dipende dalla quantità in eccesso di O_2

4. Soluzione

La reazione è: $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$

Il rapporto in moli tra H_2 e H_2O è 1:1, quindi si ottengono 2,72 mol di H_2O .

(Risposta B)

5. Una soluzione acquosa di HCl al 28,0 % ha $d = 1,14 \text{ g cm}^{-3}$. Indicare il volume di soluzione necessario per far sciogliere Al (1,87g) e ottenere $AlCl_3$.

- A) $23,8 \text{ cm}^3$ B) $47,6 \text{ cm}^3$ C) $11,9 \text{ cm}^3$ D) 8,0 g

5. Soluzione

La reazione è: $6 HCl + 2 Al \rightarrow 2 AlCl_3 + 3 H_2$

Moli (mol) 0,2079 0,0693

MM (g/mol) 36,98

Massa (g) 1,87

Un litro di soluzione pesa 1140 g. La massa di HCl è: $1140 \cdot 0,28 = 319,2 \text{ g}$. La MM di HCl è 36,45 g/mol.

La concentrazione della soluzione di HCl è: $319,2/36,45 = 8,76 \text{ M}$.

Le moli di Al sono: $1,87/26,98 = 0,0693 \text{ mol}$. Le moli necessarie di HCl sono il triplo: $0,0693 \cdot 3 = 0,2079 \text{ mol}$

Il volume di HCl è: $V = n/M = 0,2079/8,76 = 23,7 \text{ mL}$.

(Risposta A)

6. Un droghiere prepara un rosolio diluendo $25,0 \text{ cm}^3$ di etanolo anidro puro ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; $d = 0,789 \text{ g cm}^{-3}$) con acqua per ottenere $250,0 \text{ cm}^3$ di rosolio. Indicare la molarità dell'etanolo nel rosolio.

- A) 1,71 M B) 0,428 M C) 0,850 M D) 0,345 M

6. Soluzione

La massa molare dell'etanolo $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ è: $24 + 6 + 16 = 46 \text{ g/mol}$.

La massa di etanolo è: $m = d V = 0,789 \cdot 25,0 = 19,725 \text{ g}$. Le moli di etanolo sono: $19,725/46 = 0,4288 \text{ mol}$.

La molarità dell'etanolo è: $M = n/V = 0,4288/0,250 = 1,71 \text{ M}$. (Risposta A)

7. Gli atomi degli elementi di uno stesso gruppo della tavola periodica hanno proprietà chimiche molto vicine. Ciò è dovuto principalmente:

- A) al loro numero atomico
B) al numero di elettroni del *core*
C) al numero di elettroni di valenza
D) alla massa atomica degli atomi

7. Soluzione

Le proprietà chimiche sono influenzate soprattutto dal numero di elettroni di valenza. (Risposta C)

8. Indicare l'atomo più elettronegativo tra N, Si, S, Cl.

- A) Si B) N e S a pari merito C) S D) Cl

8. Soluzione

Dato che l'elettronegatività aumenta andando verso destra nei periodi, Cl è più elettronegativo di S.

A memoria, l'elettronegatività di F è 4,0, quella di O è 3,5, quella di Cl è 3,1, quella di N è 3,0. (Risposta D)

9. Indicare la proprietà non periodica degli elementi.

- A) energia di ionizzazione B) numero atomico
C) energia di affinità per l'elettrone D) numero di ossidazione

9. Soluzione

Il numero atomico cresce in modo lineare e quindi non ha un andamento periodico. (Risposta B)

10. A una soluzione acquosa di AgNO_3 in eccesso si aggiunge un volume di $25,0 \text{ cm}^3$ di una soluzione acquosa di K_2CrO_4 0,250 M. Indicare la massa di Ag_2CrO_4 che precipita, ammettendo che precipiti in modo quantitativo.

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

10. Soluzione

La reazione è: $2 \text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) + 2 \text{KNO}_3$

Le moli di K_2CrO_4 sono: $n = M V = 0,250 \cdot 25,0 = 6,25 \text{ mmol}$ e coincidono con quelle di Ag_2CrO_4 .

La massa molare di Ag_2CrO_4 è: $2 \cdot 107,87 + 52 + 64 = 331,74 \text{ g/mol}$.

La massa di Ag_2CrO_4 che si forma e precipita è: $m = n \text{ MM} = 6,25 \cdot 331,74 = 2,07 \text{ g}$. (Risposta C)

11. Il PCl_3 è un prodotto di partenza per la sintesi di pesticidi e viene preparato per reazione diretta del fosforo con cloro. Indicare la massa di cloruro che si ottiene dalla reazione di 125g di P con 325g di Cl_2 .

- A) 420,0 g B) 554,7 g C) 404,0 g D) 306,7 g

11. Soluzione

La reazione è: $2 \text{P} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{PCl}_3$

Moli (mol) (4,03) 4,584 3,056

MM (g/mol) 31 70,9 137,35

Massa (g) 125 325 419,7

Le moli di P sono: $125/31 = 4,03 \text{ mol}$. Le moli di Cl_2 sono: $325/70,9 = 4,584 \text{ mol}$.

Il cloro può reagire con: $4,584 \cdot (2/3) = 3,06 \text{ mol}$ di P, quindi le moli di P sono in eccesso.

Le moli di PCl_3 che si formano sono: $4,584 \cdot (2/3) = 3,056 \text{ mol}$.

La massa molare di PCl_3 è: $31 + 3 \cdot 35,45 = 137,35 \text{ g/mol}$.

La massa di PCl_3 che si ottiene è: $3,056 \cdot 137,35 = 420 \text{ g}$. (Risposta A)

12. Se si fa reagire il metilciclopentanololo ($C_6H_{11}OH$) con H_2SO_4 , si ottiene un metilciclopentene (C_6H_{10}) con una resa dell'83%. Indicare la massa di alcol necessaria per ottenere 25 g di alchene.

- A) 37,0 g B) 34,0 g C) 74,0 g D) 18,5

12. Soluzione

La reazione è: $C_6H_{11}OH \rightarrow C_6H_{10} + H_2O$

La resa teorica (100%) di alchene sarebbe stata: $25/0,83 = 30,12$ g.

La massa molare dell'alchene C_6H_{10} è: $6 \cdot 12 + 10 = 82$ g/mol. Le moli dell'alchene sono: $30,12/82 = 0,367$ mol.

La massa molare dell'alcol $C_6H_{11}OH$ è: $82 + 18 = 100$ g/mol. Le moli dell'alcol coincidono con quelle di alchene.

La massa dell'alcol necessaria è: $100 \cdot 0,367 = 36,7$ g (Risposta A)

13. Indicare l'elemento che si può trovare in natura libero.

- A) Ca B) Ag C) Au D) Al

13. Soluzione

L'oro è stabile all'ossidazione e si può trovare in natura sotto forma di pagliuzze o di pepite. (Risposta C)

14. Indicare il composto binario.

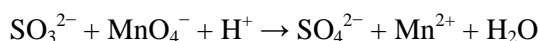
- A) solfuro di idrogeno
B) acido solforico
C) solfuro di ammonio
D) clorato di potassio

14. Soluzione

Il solfuro di idrogeno H_2S è un composto binario perché è formato da due soli elementi.

Acido solforico H_2SO_4 , solfuro di ammonio $(NH_4)_2S$, clorato di potassio $KClO_3$, non sono binari. (Risposta A)

15. Si consideri la reazione:

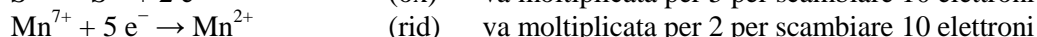
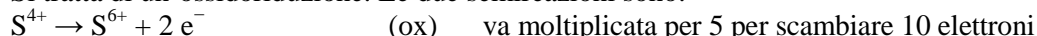


Indicare i coefficienti delle specie che vi partecipano, riportati in ordine casuale.

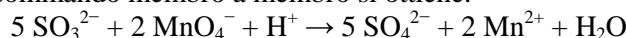
- A) 3, 2, 5, 2, 6, 5
B) 4, 1, 4, 3, 5, 6
C) 2, 3, 4, 5, 6, 3
D) 2, 3, 4, 7, 3, 4

15. Soluzione

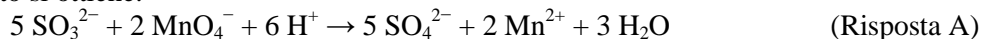
Si tratta di un'ossidazione. Le due semireazioni sono:



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



Completando il bilanciamento si ottiene:

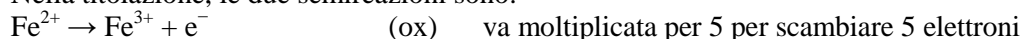


16. Uno studente ossida completamente un pezzo di Fe puro dal peso di 0,1568 g a Fe^{2+} . Quindi titola la soluzione contenente gli ioni $Fe(II)$ con $26,24 \text{ cm}^3$ di $KMnO_4$. Indicare la molarità della soluzione di $KMnO_4$

- A) $2,140 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ B) $4,280 \cdot 10^{-1} \text{ M}$ C) $1,070 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ D) $3,210 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

16. Soluzione

Nella titolazione, le due semireazioni sono:



La reazione sarà quindi: $5 Fe^{2+} + KMnO_4 + \dots \rightarrow \dots$

Le moli di Fe, e quindi anche di Fe^{2+} , sono: $0,1568/55,85 = 2,808$ mmol.

Le moli di $KMnO_4$ sono 1/5: $2,808/5 = 0,5615$ mmol.

La molarità di $KMnO_4$ è: $M = n/V = 0,5615/26,24 = 2,140 \cdot 10^{-2} \text{ M}$. (Risposta A)

17. Indicare la sequenza di specie chimiche in ordine di dimensioni crescenti.

- A) $S^{2-} < Ca^{2+} < K^+ < Ar < Cl^-$ B) $Ca^{2+} < K^+ < Ar < Cl^- < S^{2-}$
 C) $K^+ < Ca^{2+} < Ar < Cl^- < S^{2-}$ D) $S^{2-} < K^+ < Ar < Ca^{2+} < Cl^-$

17. Soluzione

Tutte le specie da confrontare sono isoelettroniche

Le specie più grandi sono gli anioni con carica maggiore: $Cl^- < S^{2-}$. (A e D errate)

Le specie più piccole sono i cationi con carica maggiore: $Ca^{2+} < K^+$.

(Risposta B)

18. Indicare la formula corretta dell'ossido di azoto, un vecchio e temuto inquinante, noto soprattutto con il soprannome di ossido nitrico, oggi studiato anche per le sue proprietà favorevoli all'uomo.

- A) NO B) N_2O C) NO_2 D) N_2O_3

18. Soluzione

L'ossido nitrico NO si forma nei gas di scarico delle automobili a benzina, ma soprattutto diesel. Nell'atmosfera viene poi ossidato da O_2 formando NO_2 , ma questo, con l'irraggiamento solare UV, può reagire ancora con O_2 formando ozono O_3 e NO. Questo insieme di gas è chiamato smog fotochimico. L'ossido nitrico ha anche un ruolo fisiologico: è un neurotrasmettitore che ha un'azione vasodilatatrice sulle pareti delle arterie. (Risposta A)

19. Indicare il composto molecolare.

- A) CaO B) CO C) Li_2O D) Al_2O_3

19. Soluzione

Mentre CaO, Li_2O e Al_2O_3 sono composti ionici, il monossido di carbonio $C \equiv O^+$ è covalente, e isoelettronico di N_2 , CN^- , NO^+ , ed ha una carica negativa sul carbonio e una positiva sull'ossigeno. (Risposta B)

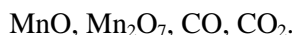
20. Indicare il pH di una soluzione 0,10 M di HCl.

- A) 1,0 B) 2,0 C) 7,3 D) 9,0

20. Soluzione

In un acido forte, alle normali concentrazioni, $[H^+] = C$, quindi $pH = -\log C = -\log 0,1 = 1$. (Risposta A)

21. Indicare il nome IUPAC dei seguenti ossidi:



- A) ossido di manganese(II), ossido di manganese(VII); ossido di carbonio(I), ossido di carbonio(II)
 B) ossido di manganese, eptaossido di dimanganese, ossido di carbonio, diossido di carbonio
 C) ossido di manganese, eptaossido di dimanganese, ossido di carbonio(I), ossido di carbonio(II)
 D) ossido di manganese, ossido di manganese(VII), monossido di carbonio, diossido di carbonio

21. Soluzione

La nomenclatura di Stock indica il numero di ossidazione del metallo con un numero romano posto tra parentesi subito dopo il nome del metallo. Esempi di questo tipo ci sono nelle risposte A, C, D che quindi sono errate.

La nomenclatura IUPAC indica con un prefisso greco (di, tri, tetra) la quantità di ciascun elemento che è presente in più di una unità, come in *eptaossido di dimanganese* Mn_2O_7 , o in *biossido di carbonio* CO_2 . (Risposta B)

22. Indicare l'affermazione ERRATA secondo la nomenclatura comune e IUPAC.

- A) gli acidi che contengono H, O e un altro elemento sono detti Ossoacidi
 B) quando HCl è gassoso o liquido puro è detto cloruro di idrogeno, ma in soluzione acquosa, dove esiste come Cl^- , H_3O^+ è detto acido cloridrico
 C) il nome degli anioni in cui uno o più, ma non tutti gli atomi di idrogeno sono rimossi devono indicare il numero di atomi di idrogeno presenti
 D) quando si rimuovono, come ioni H^+ , tutti gli atomi di idrogeno di un ossoacido "-oso", il nome dell'anione termina con "-ato"

22. Soluzione

HCl può essere chiamato in più modi, indipendentemente dal suo stato fisico (B errata)

Il nome di un sale derivante da un acido ridotto (-oso) termina con -ito (D errata).

(Risposta B, D?)

23. Indicare, tra i seguenti, i composti ionici:

LiF, BaCl₂, B₂H₆, KF, C₂H₄, HCl, KCN

- A) LiF, BaCl₂, KF, HCl, KCN
 B) LiF, BaCl₂, KF, KCN
 C) LiF, C₂H₄, HCl
 D) LiF, BaCl₂, HCl

23. Soluzione

Non sono ionici i composti: B₂H₆, C₂H₄, HCl (A, C, D errate).

(Risposta B)

24. Le masse atomiche dei nuclidi ⁶Li e ⁷Li sono rispettivamente 6,0151 u e 7,0160 u. Se ne deduce, sapendo che la massa atomica media del litio è 6,941 u, che l'abbondanza naturale dei due isotopi in % è:

- A) 15% e 85%
 B) 1,5% e 98,5%
 C) 7,5% e 92,5%
 D) 2,5% e 97,5%

24. Soluzione

La massa atomica è la media pesata dei suoi isotopi naturali. Sia x l'abbondanza di ⁶Li e sia $1-x$ quella di ⁷Li.

Si può scrivere: $6,0151x + 7,0160(1-x) = 6,941$

Quindi: $6,0151x - 7,0160x = 6,941 - 7,0160$ da cui: $-1,0009x = -0,075$ si ottiene: $x = 7,49\%$

Le abbondanze sono: ⁶Li 7,49% e ⁷Li 92,51%.

(Risposta C)

25. Indicare l'affermazione ERRATA.

- A) la misura di 279,4 mm, ottenuta nella valutazione di un lato di un foglio di carta A4 con un metro che ha una suddivisione in mm, ha quattro cifre significative
 B) se la misura della risposta A fosse effettuata con un metro avente suddivisioni di 1 cm invece che di 1 mm, la misura sarebbe di 27,9 cm
 C) il numero di cifre significative di una grandezza misurata è correlata alle caratteristiche dell'apparecchio di misura
 D) nella valutazione delle cifre significative di un dato, tutti gli zeri prima della virgola sono significativi, quelli dopo no

25. Soluzione

Nella valutazione delle cifre significative di un dato, tutti gli zeri terminali sono significativi, quelli iniziali no, è per questo che si può usare la notazione esponenziale (D errata).

(Risposta D)

26. Indicare la massa d'acqua che bisogna aggiungere a 1 kg di una soluzione acquosa di HNO₃ al 56,5% per portarla al 20%.

- A) 0,910 kg B) 1,36 kg C) 2,51 kg D) 1,82 kg

26. Soluzione

Nella prima soluzione al 56,5% ci sono 565 g di HNO₃ e $1000 - 565 = 435$ g di H₂O.

Nella nuova soluzione al 20% la quantità di H₂O deve essere: $(565/20) \cdot 80 = 2260$ g

La massa di H₂O da aggiungere è: $2260 - 435 = 1825$ g.

(Risposta D)

27. Un neutrone ha all'incirca la stessa massa di:

- A) una particella alfa
 B) una particella beta
 C) un elettrone
 D) un protone

27. Soluzione

Una particella alfa è un nucleo di elio ed è formata da due protoni e due neutroni.

Una particella beta è un elettrone veloce e quindi ha una massa molto più piccola di un neutrone o di un protone.

Un neutrone ha circa la stessa massa di un protone, anche se è leggermente più pesante, infatti un neutrone isolato non è stabile e in circa 15 minuti si trasforma in un protone, un elettrone e un antineutrino.

(Risposta D)

28. Indicare la coppia di isotopi.

- A) ^{14}C e ^{14}N B) ^{16}O e ^{18}O C) ^{131}I e ^{131}Tc D) ^{222}Rn e ^{222}Ra

28. Soluzione

Isotopo significa nello stesso posto. Due isotopi sono due forme dello stesso elemento e si collocano nello stesso posto della tavola periodica perchè hanno lo stesso numero atomico cioè lo stesso numero di protoni.

Due isotopi differiscono solo per il numero di neutroni.

^{14}C e ^{14}N hanno lo stesso numero di massa 14, ma sono elementi diversi, uno ha 6 e l'altro 7 protoni.

Lo stesso vale per ^{131}I e ^{131}Tc e anche per ^{222}Rn e ^{222}Ra . (A, C, D errate).

La sola coppia di isotopi è quella con ^{16}O e ^{18}O che sono due isotopi dell'ossigeno, entrambi hanno 8 protoni, ma hanno rispettivamente 8 e 10 neutroni. (Risposta B)

29. Uno ione con 5 protoni, 6 neutroni e carica +3 ha numero atomico:

- A) 5 B) 6 C) 8 D) 11

29. Soluzione

Il numero atomico Z indica il numero di protoni. Quindi, con $Z = 5$, abbiamo $^{11}\text{B}^{3+}$. (Risposta A)

30. Indicare la triade di gruppi del sistema periodico che contiene il maggior numero di elementi classificati come semimetalli.

- A) 1, 2 e 13
B) 12, 13 e 14
C) 14, 15 e 16
D) 16, 17 e 18

30. Soluzione

La linea di confine tra metalli e non metalli è posta in diagonale nel blocco *p* e dal silicio Si scende a destra e in basso verso l'astato At. Il gruppo più noto che contiene semimetalli (semiconduttori) è il gruppo 14 dove troviamo Silicio e Germanio, i semiconduttori usati per produrre transistor che vengono drogati con Gallio o Arsenico.

Quindi i tre gruppi potrebbero essere 13, 14, 15 (non è tra le risposte) oppure 14, 15, 16. (Risposta C)

31. Indicare l'elemento che ha normalmente raggio ionico minore del suo raggio atomico.

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

31. Soluzione

Uno ione positivo ha un raggio più piccolo dell'atomo neutro, mentre gli ioni negativi hanno un raggio maggiore. Cloro e zolfo formano facilmente ioni negativi Cl^- e S^{2-} e formano sali. L'azoto non forma facilmente ioni. Resta solo Na che dà facilmente ioni Na^+ e forma sali come NaCl (Risposta C)

32. Una soluzione acquosa di bromuro di idrogeno al 48,5% ha densità pari a $1,488 \text{ g cm}^{-3}$. La concentrazione in g dm^{-3} della soluzione è:

- A) $1,34 \text{ g dm}^{-3}$ B) $95,0 \text{ g dm}^{-3}$ C) $48,5 \text{ g dm}^{-3}$ D) 722 g dm^{-3}

32. Soluzione

La concentrazione di HBr è di 485 g su 1000 g di soluzione. La concentrazione *x* in 1488 g di soluzione (1 L) si ottiene dalla proporzione: $485 : 1000 = x : 1488$ da cui: $x = 485 \cdot 1488 / 1000 = 722 \text{ g/L}$. (Risposta D)

33. Una soluzione acquosa di H_2SO_4 al 96,4% ha densità pari a $1,835 \text{ g cm}^{-3}$. Indicare il volume che contiene una mole di acido.

- A) $55,4 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$
B) $101 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$
C) $27,5 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$
D) $15,7 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$

33. Soluzione

La massa di H_2SO_4 in 1 mL è: $1,835 \cdot 0,964 = 1,769 \text{ g}$. La massa molare di H_2SO_4 è: $2 + 32 + 64 = 98 \text{ g/mol}$.

Il volume che contiene 1 mol si ricava dalla proporzione: $1 : 1,769 = V : 98$ da cui: $V = 55,4 \text{ mL}$. (Risposta A)

34. 12,5 g si solfato di nichel esaidrato vengono sciolti in acqua, a 23 °C, in un matraccio di 500 cm³. Indicare, nell'ordine, la concentrazione molare del sale nei 500 cm³ della soluzione e in 100 cm³ della stessa.

- A) $2,51 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$; $5,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$
 B) $3,21 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$; $6,42 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$
 C) $1,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$; $1,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$
 D) $9,51 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$; $9,51 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$

34. Soluzione

La concentrazione è una proprietà intensiva e non dipende dal volume considerato, quindi la concentrazione in 500 mL o in 100 mL della stessa soluzione deve essere uguale (A e B errate).

La massa molare di $\text{NiSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ è: $58,69 + 32 + 64 + 6 \cdot 18 = 262,69 \text{ g/mol}$.

Le moli di sale sono: $12,5/262,69 = 47,58 \text{ mmol}$.

La concentrazione della soluzione è: $M = n/V = 47,58/500 = 9,52 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.

(Risposta D)

35. Secondo la legge italiana, il limite di emissione del fosforo nelle acque superficiali è di 10 ppm (in massa; mg kg⁻¹), perciò la concentrazione di ioni fosfato nelle stesse acque è di:

- A) $3,22 \cdot 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$
 B) $1,71 \cdot 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$
 C) $1,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$
 D) $3,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$

35. Soluzione

Il limite di 10 ppm significa 10 mg/L di fosforo.

La concentrazione limite in moli di fosforo (e quindi di fosfato) è: $0,010/31 = 3,23 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

(Risposta A)

36. All'analisi elementare si trova che l'emoglobina contiene lo 0,335% di Fe, perciò, sapendo che essa contiene 4 ioni di ferro, la sua massa molecolare è:

- A) $6,70 \cdot 10^4 \text{ u}$
 B) $1,67 \cdot 10^4 \text{ u}$
 C) $3,40 \cdot 10^3 \text{ u}$
 D) $2,89 \cdot 10^2 \text{ u}$

36. Soluzione

La massa molare di 4 atomi di Fe è: $55,85 \cdot 4 = 223,4 \text{ g/mol}$. La massa molecolare dell'emoglobina si ottiene dalla proporzione: $223,4 : 0,335 = x : 100$ da cui: $x = 223,4 \cdot 100/0,335 = 6,67 \cdot 10^4 \text{ u}$.

(Risposta A)

37. In base alla legge di Lavoisier la somma delle masse dei reagenti è eguale a quella dei prodotti. Pertanto è ERRATO affermare:

- A) le relazioni tra le masse di reagenti e prodotti sono rigorose come la legge di conservazione della massa
 B) le relazioni tra le masse di reagenti e prodotti di una reazione non richiedono nessuna conoscenza circa il loro stato fisico
 C) le relazioni tra masse di reagenti e prodotti non richiedono alcuna conoscenza delle vere formule molecolari (es. sapere se si ha 2 O₃ al posto di 3 O₂)
 D) le relazioni tra masse richiedono la precisa conoscenza delle vere formule molecolari

37. Soluzione

Il confronto tra masse di reagenti e prodotti non richiede la conoscenza delle vere formule molecolari. (Risposta D)

38. Indicare quali sono gli elementi naturali radioattivi.

- A) sono tutti quelli che hanno Z compreso tra 84 e 92
 B) sono tutti quelli che hanno Z maggiore di 92
 C) sono solo due: polonio e uranio
 D) sono gli elementi Fr, Ra, Th, Pa e U

38. Soluzione

Gli elementi con Z superiore a 84 sono tutti radioattivi: Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac, Th, Pa, U.

(Risposta A)

39. Un recipiente chiuso contiene i gas CO_2 , N_2 e Ar. Le moli di Ar sono il triplo delle moli di CO_2 e queste ultime sono uguali alle moli di N_2 . Se la pressione totale è di 15 atm si può affermare che:

- A) la pressione parziale della CO_2 è 5 atm
- B) la pressione parziale dell'argon è 9 atm
- C) la pressione parziale dell'argon è 15 atm
- D) la pressione parziale dell' N_2 è 9 atm

39. Soluzione

Le pressioni parziali di ciascun componente sono proporzionali al suo numero di moli.

Se chiamiamo x la pressione parziale di CO_2 , la pressione totale si può scrivere come il contributo delle tre pressioni parziali: $P_{\text{CO}_2} + P_{\text{N}_2} + P_{\text{Ar}} = x + x + 3x = 15$ da cui: $5x = 15$ $x = 3$ atm

Quindi: $P_{\text{CO}_2} = 3$ atm; $P_{\text{N}_2} = 3$ atm; $P_{\text{Ar}} = 9$ atm.

(Risposta B)

40. Un elettrone, confrontato a un protone, ha:

- A) la stessa massa e la stessa carica
- B) una carica opposta e la stessa massa
- C) una carica opposta e una massa maggiore
- D) una carica opposta e una massa minore

40. Soluzione

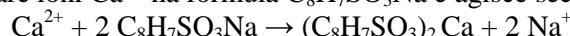
Un elettrone ha una massa 1836 volte inferiore a quella del protone e ha carica opposta.

(Risposta D)

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

Quelli della classe B riprendono in coda

41. Una resina capace di catturare ioni Ca^{2+} ha formula $\text{C}_8\text{H}_7\text{SO}_3\text{Na}$ e agisce secondo la reazione:



che avviene con resa del 100%. Indicare la massima capacità della resina di depurare un'acqua dal Ca^{2+} , espressa in mol di ioni per grammo di resina.

- A) $1,2 \cdot 10^{-3}$ mol di $\text{Ca}^{2+} \text{ g}^{-1}$
- B) $2,4 \cdot 10^{-3}$ mol di $\text{Ca}^{2+} \text{ g}^{-1}$
- C) $4,8 \cdot 10^{-3}$ mol di $\text{Ca}^{2+} \text{ g}^{-1}$
- D) $3,5 \cdot 10^{-5}$ mol di $\text{Ca}^{2+} \text{ g}^{-1}$

41. Soluzione

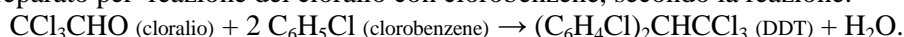
La massa molare del tratto di resina è: $8 \cdot 12 + 7 + 32 + 48 + 23 = 206$ g/mol.

Le moli di resina in un grammo sono: $1/206 = 4,85 \cdot 10^{-3}$ mol.

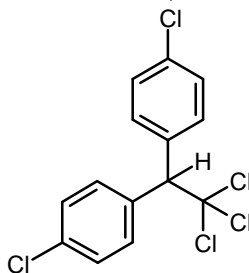
Le moli di Ca^{2+} sono la metà: $4,85 \cdot 10^{-3}/2 = 2,43 \cdot 10^{-3}$ mol di $\text{Ca}^{2+} \text{ g}^{-1}$.

(Risposta B)

42. Il DDT era preparato per reazione del cloralio con clorobenzene, secondo la reazione:



Indicare quanto DDT si può ottenere, con una resa del 100%, da 100 kg di cloralio e 100 kg di clorobenzene.



- A) 200 kg
- B) 157 kg
- C) 187 kg
- D) 210 kg

42. Soluzione

La massa molare del cloralio CCl_3CHO è: $2 \cdot 12 + 3 \cdot 35,45 + 1 + 16 = 147,35$ g/mol.

Le moli di cloralio in 100 g sono: $100/147,35 = 0,679$ mol (richiedono $2 \cdot 0,679 = 1,36$ mol di clorobenzene).

La massa molare del clorobenzene $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$ è: $6 \cdot 12 + 5 + 35,45 = 112,45$ g/mol.

Le moli di clorobenzene in 100 g sono: $100/112,45 = 0,8893$ mol (sono in difetto)

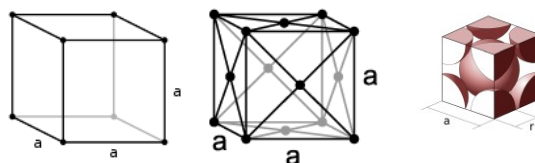
Le moli di DDT che si formano dipendono dal clorobenzene e sono: $0,8893/2 = 0,4447$ mol.

La massa molare del DDT $(\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl})_2\text{CHCCl}_3$ è: $14 \cdot 12 + 9 + 5 \cdot 35,45 = 354,25$ g/mol

La massa di DDT è: $0,4447 \cdot 354,25 = 157,5$ g (con 100 kg si ottengono 157,5 kg).

(Risposta B)

43. E' noto che i solidi più simmetrici hanno cristalli cubici. Nel sistema cubico sono possibili tre tipi di reticoli: semplice, a facce centrate e a corpo centrato (figura: A, B, C):



A: cubico semplice B: cubico a facce centrate C: cubico a corpo centrato

Dalle proprietà della cella elementare si può calcolare la densità del cristallo perfetto. Indicare l'affermazione ERRATA a proposito di tale calcolo. La massa di una cella elementare si ottiene effettuando la somma delle masse degli atomi che si possono attribuire alla cella, ovvero:

- A) 1/8 degli ioni ai vertici della cella
 B) 1/4 degli ioni sugli spigoli della cella
 C) tutti gli ioni all'interno della cella
 D) 1/6 della differenza tra ioni positivi e negativi

43. Soluzione

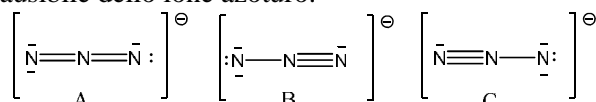
Un atomo su un vertice è condiviso tra 8 cubi adiacenti, un atomo su uno spigolo è condiviso tra 4 cubi adiacenti, un atomo su una faccia è condiviso tra due cubi adiacenti, un atomo interno al cubo non è condiviso.

La massa di una cella elementare si ottiene sommando la massa di $1/8$ degli atomi sui vertici + $1/4$ degli atomi sugli spigoli + $1/2$ degli atomi sulle facce + la massa dell'atomo al centro del cubo.

Più in generale si deve considerare la somma delle masse di tutti gli ioni all'interno della cella.

La risposta errata è la D perché $1/6$ della differenza tra ioni positivi e negativi è priva di senso. (Risposta D)

44. Indicare la struttura più plausibile dello ione azoturo.



- A) A B) B C) C D) una forma ciclica triangolare qui non riportata

44. Soluzione

$\bar{N} = \overset{+}{N} = N^{-}$ ${}^{2-}\bar{N} - \overset{+}{N} \equiv N$ $N \equiv \overset{+}{N} - N^{2-}$ Le strutture B e C sono identiche e vanno scartate sia perché non sono alternative tra loro, sia perché contengono un atomo di azoto troppo instabile dato che ha due cariche negative (ha 7 elettroni) e fa un solo legame. La struttura più stabile è sicuramente la prima. (Risposta A)

45. Indicare la massa di HCl anidro contenuto in 5 cm^3 di una soluzione acquosa di HCl conc. (37,0%) e avente densità $1,19 \text{ g cm}^{-3}$.

- A) 2,44 g B) 1,11 g C) 2,98 g D) 2,22 g

45. Soluzione

La massa di HCl in 1,00 mL (1,19 g) è: $1,19 \cdot 0,37 = 0,4403 \text{ g}$. In 5 mL è: $0,4403 \cdot 5 = 2,20 \text{ g}$. (Risposta D)

46. Indicare il volume di H_2SO_4 conc. (98%), con densità $1,84 \text{ g cm}^{-3}$, che contiene una massa di 40,0 g di H_2SO_4 puro.

- A) $11,1 \text{ cm}^3$ B) $22,2 \text{ cm}^3$ C) $33,3 \text{ cm}^3$ D) $4,12 \text{ cm}^3$

46. Soluzione

La massa di H_2SO_4 in 1,00 mL (1,84 g) è: $1,84 \cdot 0,98 = 1,803 \text{ g}$. 40 g sono in: $40/1,803 = 22,2 \text{ mL}$. (Risposta B)

47. Indicare a che volume deve essere portata una soluzione di BaCl_2 (1 cm^3 , 0,50 M) per ottenere una soluzione che contiene 20 mg di Ba^{2+} per cm^3 .

- A) $23,44 \text{ cm}^3$ B) $3,44 \text{ cm}^3$ C) $1,44 \text{ cm}^3$ D) $5,14 \text{ cm}^3$

47. Soluzione

La massa molare di Ba^{2+} è: $137,33 \text{ g/mol}$. In 1 mL la massa di Ba^{2+} è: $0,5 \text{ mmol} \cdot 137,33 = 68,665 \text{ mg}$.

Il volume V che contiene 20 mg/mL è: $V : 68,665 = 1 : 20$ da cui: $V = 68,665/20 = 3,4 \text{ mL}$. (Risposta B)

48. Una soluzione acquosa contiene 10,0 g di acido acetico (CH_3COOH) in 125 g di acqua. Indicare la molarità dell'acido e la sua frazione molare x .

- A) 1,33 M; $x = 0,024$ B) 1,33 M; $x = 0,976$ C) 2,03 M; $x = 0,124$ D) 1,33 M; $x = 0,986$

48. Soluzione

La massa molare di CH_3COOH è: $24 + 4 + 32 = 60$ g/mol. Le moli in 10 g sono: $10/60 = 0,1667$ mol.

Il volume della soluzione è circa uguale alla somma dei due volumi: $V \approx (10/1,05) + 125 = 134,5$ mL.

La molarità dell'acido è: $M = n/V = 0,1667/0,1345 = 1,24$ M. Le moli di H_2O sono = $125/18 = 6,94$ mol.

La frazione molare dell'acido è: $0,1667/(6,94 + 0,1667) = 0,023$. (Risposta X, A?)

49. La molecola del diossido di carbonio è:

- A) lineare e diamagnetica B) a V e paramagnetica
C) angolata di 120° e diamagnetica D) angolata e paramagnetica

49. Soluzione

La molecola del diossido di carbonio è lineare e diamagnetica. La sua struttura lineare può essere dedotta dalla teoria VSEPR considerando che il carbonio forma due doppi legami con i due ossigeni e che attorno al carbonio centrale si devono sistemare due coppie di elettroni di legame (trascurando le coppie pigre dei doppi legami) che quindi si dispongono a 180° linearmente. Il fatto che CO_2 sia diamagnetica non è così facile da dedurre, infatti secondo la teoria VB, la molecola CO_2 ha tutte coppie di elettroni, quindi è diamagnetica, ma considerazioni analoghe si possono fare per la molecola O_2 che invece è paramagnetica. Questo dipende dal fatto che in O_2 ci sono molti elettroni e due di questi vanno in orbitali di antilegame e restano spaiati, ma in CO_2 non ci sono abbastanza elettroni per arrivare ad occupare anche gli orbitali di antilegame. (Risposta A)

50. Se si mescolano volumi uguali di due soluzioni aventi la stessa concentrazione molare, una di un acido forte monoprotico e una di una base forte monoacida, la soluzione risultante:

- A) è neutra
B) è acida perché l'acido prevale
C) assumerà un valore superiore o inferiore a 7 in funzione della natura dell'acido e della base
D) è minore di 7 perché in chimica prevalgono le basi

50. Soluzione

Volumi uguali di uguale concentrazione contengono lo stesso numero di moli ($n = M V$). Le molecole di acido e di base si neutralizzano a vicenda come in una titolazione e la soluzione risultante è neutra. (Risposta A)

51. Se si pone in freezer per 24 ore una bottiglia di plastica chiusa, colma fino all'orlo di acqua minerale gasata:

- A) la si recupera rimpicciolita con l'acqua liquida diventata ghiaccio
B) la si recupera immutata nella forma con l'acqua liquida diventata ghiaccio
C) la plastica si romperà a causa dello sviluppo del gas che a freddo è meno solubile
D) la bottiglia si romperà a causa dell'espansione del ghiaccio che si è formato

51. Soluzione

Il gas a freddo è più solubile in acqua (C errata). Quando l'acqua liquida diventa ghiaccio, il suo volume aumenta a causa dei legami idrogeno che si formano in modo ordinato tra le molecole e le tengono a distanza. La bottiglia, quindi, si rompe a causa dell'espansione del ghiaccio. (Risposta D)

52. I tre isotopi dell'ossigeno naturale sono ^{16}O , ^{17}O e ^{18}O .

- A) i primi due sono radioattivi, il terzo ha il nucleo stabile
B) i primi due sono stabili, il terzo è radioattivo
C) sono tutti stabili
D) l'isotopo con numero di massa dispari è radioattivo, gli altri due sono stabili

52. Soluzione

Il primo isotopo ^{16}O è stabile, è il più comune isotopo dell'ossigeno (99,7%) ed ha 8 protoni e 8 neutroni.

Il secondo isotopo ^{17}O è stabile, è il meno abbondante (0,04%) ed ha 8 protoni e 9 neutroni.

Il terzo isotopo ^{18}O è stabile, è poco abbondante (0,2%) ed ha 8 protoni e 10 neutroni.

Gli isotopi con numero dispari di protoni o neutroni sono meno stabili perché non hanno formato la coppia di nucleoni nell'ultimo orbitale nucleare. Il nucleone spaiato dà al nucleo uno spin semi-intero. (Risposta C)

53. Nello ione H_2AsO_3^- il numero di ossidazione dell'arsenico è:
 A) +1 B) +2 C) +3 D) +5

53. Soluzione

Il numero di ossidazione è: $3 \cdot 2 - 2 - 1 = +3$. Per attribuirlo, si immagina che la molecola sia completamente ionica con gli elettroni di ogni legame assegnati all'atomo più elettronegativo.

In questa molecola l'arsenico deve neutralizzare le 6 cariche negative dei tre ossigeni [$3(-2) = -6$] meno quelle positive dei due idrogeni e quella negativa che resta sullo ione ($3 \cdot 2 - 2 - 1 = +3$). (Risposta C)

54. Nella reazione: $3A + B \rightarrow A_3B$
 si pongono a reagire 1,2 mol di A e 0,5 mol di B. La quantità massima di prodotto A_3B ottenibile è:
 A) 0,5 mol B) 1,2 mol C) 0,4 mol D) 1,7 mol

54. Soluzione

Le moli di B sono in eccesso perché richiederebbero $0,5 \cdot 3 = 1,5$ molecole di A per reagire completamente.

La reazione è governata dal reagente A in difetto: si ottengono $1,2/3 = 0,4$ mol di A_3B . (Risposta C)

55. Rutherford, dirigendo un fascio di particelle alfa, generate dal decadimento radioattivo di radio, ortogonalmente ad un foglio sottile d'oro, confutò il modello atomico di Thomson detto modello a panettone. Nacque così il modello atomico di Rutherford o modello planetario. La struttura di Thomson non spiegava perché:

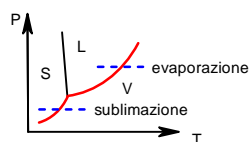
- A) alcune particelle venissero respinte, Rutherford si aspettava che tutte attraversassero il foglio
 B) molte particelle attraversassero il foglio d'oro, egli si aspettava che nessuna lo attraversasse
 C) alcune particelle formassero atomi di elio
 D) alcune particelle venissero magnetizzate

55. Soluzione

Nel modello di Thomson la densità atomica era distribuita in modo uniforme. Un foglio sottilissimo di oro aveva uno spessore di pochi atomi e ci si aspettava che avrebbe lasciato passare tutte le particelle alfa. (Risposta A)

56. Un composto sublima quando passa direttamente dallo stato:
 A) vapore a quello liquido B) vapore a quello solido
 C) solido a quello liquido D) solido a quello vapore

56. Soluzione



Come si vede nel diagramma di stato dell'acqua mostrato qui a fianco, un composto sublima quando passa direttamente dallo stato solido a quello vapore. (Risposta D)

57. Combinando gli elementi N e O si formano:
 A) due diversi ossidi di azoto: NO_2 e NO
 B) due diversi ossidi di azoto: N_2O e NO
 C) tre diversi ossidi di azoto: N_2O , NO e NO_2
 D) un numero di ossidi di azoto superiore a tre

57. Soluzione

Gli ossidi di azoto sono più di tre, per esempio qui manca N_2O_5 . (Risposta D)

58. Nel blocco d della tavola periodica:
 A) tutti gli elementi presenti sono non-metalli
 B) tutti gli elementi presenti sono metalli
 C) tutti gli elementi presenti sono semimetalli
 D) gli elementi presenti sono in parte metalli e in parte non-metalli

58. Soluzione

Nel blocco d della tavola periodica abbiamo i metalli di transizione che sono tutti metalli perché gli orbitali d che riempiono sono di un guscio più interno, esternamente hanno 1 o 2 elettroni nell'orbitale s. (Risposta B)

59. Indicare l'affermazione ERRATA.

- A) la maggior parte degli elementi della tavola periodica è formata da metalli
 B) i nonmetalli sono concentrati nella parte destra della tavola periodica
 C) i gas nobili, 18^{mo} gruppo, possono essere considerati un gruppo particolare di metalli
 D) metalli e non-metalli sono separati da una spezzata a cavallo della quale ci sono i semimetalli

59. Soluzione

I gas nobili hanno appena completato l'ottetto elettronico, per questo la loro configurazione elettronica è stabile e non tendono a formare facilmente legami. In particolare non tendono a perdere elettroni come è tipico dei metalli che, invece, hanno esternamente 1 o 2 elettroni nell'orbitale s. (Risposta C)

60. Se si fanno reagire completamente 1 mol di Na e 0,5 mol di Cl₂, a reazione completata saranno presenti:

- A) 1 mol di NaCl
 B) 1 mol di NaCl e 0,5 mol di Na
 C) 1,5 mol di NaCl
 D) 0,5 mol di NaCl e 0,5 mol di Na

60. Soluzione

Facendo reagire 1 mol di Na con 1 mol di Cl (0,5 mol di Cl₂) si forma una mole di NaCl. (Risposta A)

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

41. Indicare il pH di una soluzione acquosa di NaCN (0,500 M) sapendo che $K_a(\text{HCN}) = 6,20 \cdot 10^{-10}$ a 25 °C.

- A) 2,55 B) 7,34 C) 11,4 D) 9,10

41. Soluzione

Dalla relazione $K_a K_b = K_w$ si ricava: $K_b = K_w/K_a = 10^{-14}/6,20 \cdot 10^{-10} = 1,613 \cdot 10^{-5}$

La reazione che avviene è: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$ $K_b = [\text{HCN}][\text{OH}^-]/[\text{CN}^-] = [\text{OH}^-]^2/\text{C}$

$[\text{OH}^-] = (K_b \text{C})^{1/2} = (1,613 \cdot 10^{-5} \cdot 0,5)^{1/2} = 2,84 \cdot 10^{-3}$; $\text{pOH} = -\log 2,84 \cdot 10^{-3} = 2,55$. $\text{pH} = 11,4$. (Risposta C)

42. Il cromato di piombo è un sale i cui componenti sono entrambi pericolosi per la salute umana. Per di più, lo ione cromato è particolarmente mobile. Immaginate che PbCrO₄ si sciolga in un terreno con pH = 6,00 a 25°C. Usando le costanti di equilibrio qui riportate, calcolare le concentrazioni all'equilibrio di Pb²⁺, CrO₄²⁻ e Cr₂O₇²⁻, a 25 °C (i coefficienti di attività siano uguali a 1).

$K_{ps}(\text{PbCrO}_4) = 2,82 \cdot 10^{-13}$ $K_D = [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]/[\text{H}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]^2 = 3,13 \cdot 10^{14}$

$K_{a2} = [\text{H}^+][\text{CrO}_4^{2-}]/[\text{HCrO}_4^-] = 3,34 \cdot 10^{-7}$

A) Pb²⁺ = 1,06 · 10⁻³ M; CrO₄²⁻ = 1,46 · 10⁻⁷ M; Cr₂O₇²⁻ = 3,22 · 10⁻¹² M

B) Pb²⁺ = 2,00 · 10⁻⁴ M; CrO₄²⁻ = 1,16 · 10⁻⁷ M; Cr₂O₇²⁻ = 3,11 · 10⁻¹¹ M

C) Pb²⁺ = 1,06 · 10⁻⁶ M; CrO₄²⁻ = 2,66 · 10⁻⁷ M; Cr₂O₇²⁻ = 2,21 · 10⁻¹¹ M

D) Pb²⁺ = 3,01 · 10⁻⁶ M; CrO₄²⁻ = 4,62 · 10⁻⁷ M; Cr₂O₇²⁻ = 3,24 · 10⁻¹¹ M

42. Soluzione

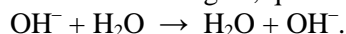
Un problema complesso come questo si può risolvere rapidamente solo procedendo alla rovescia. Dato che nelle risposte ci sono i dati di CrO₄²⁻ e Cr₂O₇²⁻ che sono governati da K_D, basta verificare questi dati per individuare la risposta corretta. $K_D = [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]/[\text{H}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]^2$ $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = K_D [\text{H}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]^2 = 3,13 \cdot 10^{14} \cdot 10^{-12} [\text{CrO}_4^{2-}]^2$
 $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]/[\text{CrO}_4^{2-}]^2 = 313$. Questa relazione è verificata solo con: $221 \cdot 10^{-11}/(2,66 \cdot 10^{-7})^2 = 313$ (Risposta C)

43. Secondo la teoria di Bronsted e Lowry, NaOH si comporta da base forte in acqua:

- A) perché contiene gruppi OH e in acqua si dissocia completamente liberandoli come ioni OH⁻
 B) i suoi ioni OH⁻, già presenti nel cristallo, una volta che l'idrossido è sciolto in acqua, strappano quantitativamente protoni all'acqua
 C) perché OH⁻ è la base coniugata dell'acido debole H₂O, quindi per definizione è forte
 D) perché in acqua gli ioni OH⁻ legano tutti gli ioni H⁺ liberi in acqua

43. Soluzione

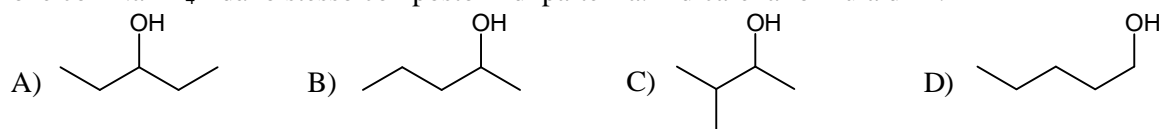
La teoria di Bronsted e Lowry parla di coppie acido-base coniugate, quindi la reazione che si deve scrivere è:



Questa reazione, però, non è quantitativa, cioè non è tutta spostata a destra ma è perfettamente in equilibrio.

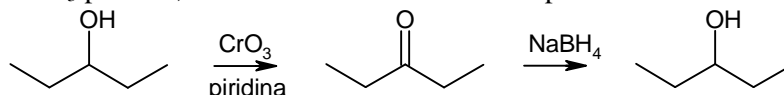
La risposta B, tuttavia è la sola accettabile perché le altre tre sono del tutto errate. (Risposta B)

44. Un composto organico X, otticamente inattivo, ha formula molecolare $C_5H_{12}O$. Per ossidazione controllata con CrO_3 in piridina forma un composto Y, di formula $C_5H_{10}O$, che non reagisce con il reattivo di Fehling e per riduzione con $NaBH_4$ ridà lo stesso composto X di partenza. Indicare la formula di X.



44. Soluzione

Il composto X è otticamente inattivo, quindi B e C vanno scartati perché esistono come coppie di enantiomeri. Dato che il composto ossidato Y non reagisce con Fehling è un chetone è non un'aldeide, quindi D va scartato perché, ossidandosi con CrO_3 /piridina, formerebbe un'aldeide. Il composto X è A. (Risposta A)



45. Indicare il pH di una soluzione acquosa contenente acido lattico ($CH_3CHOHCOOH$) 0,12 M e lattato di sodio 0,10 M sapendo che la K_a dell'acido è $1,4 \cdot 10^{-4}$.

- A) 10,33
B) 3,77
C) 2,45
D) 4,65

45. Soluzione

Dato che in soluzione è presente un acido debole e la sua base coniugata, abbiamo un sistema tampone per cui vale: $pH = pK_a - \log HA/A^-$ $pH = -\log 1,4 \cdot 10^{-4} - \log(0,12/0,10) = 3,85 - 0,079 = 3,77$. (Risposta B)

46. Un campione di polvere (1,599 g) contiene ossido di magnesio e carbonato di magnesio. Per determinare la composizione del campione, un chimico lo scalda fino a completo svolgimento di CO_2 da parte del carbonato e determina il peso del residuo costituito da MgO puro (1,294 g). Le percentuali dell'ossido e del carbonato sono:

- 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 %

46. Soluzione

La massa di CO_2 è la differenza tra massa iniziale e finale: $1,599 - 1,294 = 0,305$ g. $MM_{CO_2} = 44$ g/mol

Le moli di CO_2 (e di $MgCO_3$) sono $0,305/44 = 0,00693$ mmol. $MM_{MgCO_3} = 24,3 + 12 + 48 = 84,3$ g/mol.

La massa di $MgCO_3$ è: $84,3 \cdot 0,00693 = 0,584$ g. La % di $MgCO_3$ è: $0,584/1,599 = 36,5\%$. (Risposta A)

47. Indicare l'affermazione ERRATA. Ogni sostanza, in fase solida o liquida, libera particelle allo stato gassoso. Se la sostanza si trova in un recipiente chiuso, dopo un tempo adeguato, si stabilisce un equilibrio tra le particelle che passano dallo stato condensato allo stato gassoso e quelle che compiono il percorso opposto. La pressione del gas in equilibrio con il proprio liquido o solido:

- A) è detta pressione di vapore o tensione superficiale e dipende dalla natura chimica della sostanza, dall'estensione della superficie della sostanza e dal volume del recipiente
B) è detta pressione o tensione di vapore e dipende dalla natura chimica della sostanza ma non dall'estensione della superficie della sostanza e dal volume del recipiente
C) dipende dalla natura della sostanza e dalla temperatura
D) non dipende dalla quantità della sostanza

47. Soluzione

La prima risposta è quella errata, infatti confonde la tensione superficiale (forza di coesione tra le molecole della superficie) con la pressione del vapore in equilibrio con la fase condensata. (Risposta A)

48. In un esperimento si sciolgono 3,20 g di zolfo in 100g di naftalina liquida. Sapendo che la soluzione ottenuta ha un punto di congelamento più basso di $0,860$ °C rispetto a quello del solvente puro, calcolare la formula molecolare dello zolfo nella soluzione. ($K_{cr} = 6,8$ °C mol⁻¹ kg).

- A) S B) S_2 C) S_8 D) S_3

48. Soluzione

Dalla relazione dell'abbassamento crioscopico: $\Delta T = k m$ possiamo ricavare la concentrazione m in mol/kg.

$m = \Delta T/k = 0,86/6,8 = 0,126 \text{ mol}(S_n)/\text{kg}$. In 1000g di naftalina vi sono 32 g di zolfo cioè una mole di atomi.

Il numero di atomi di zolfo nella molecola S_n è: $1/0,126 = 7,9$. La molecola è S_8 . (Risposta C)

49. Indicare la serie che riporta le sostanze in ordine di punto di ebollizione crescente:

- A) $\text{BaCl}_2 < \text{HF} < \text{H}_2 < \text{CO} < \text{Ne}$
 B) $\text{H}_2 < \text{Ne} < \text{CO} < \text{HF} < \text{BaCl}_2$
 C) $\text{Ne} < \text{H}_2 < \text{CO} < \text{HF} < \text{BaCl}_2$
 D) $\text{HF} < \text{CO} < \text{Ne} < \text{H}_2 < \text{BaCl}_2$

49. Soluzione

La molecola più altobollente è quella ionica: BaCl_2 . Le molecole più basso bollenti sono quelle apolari a basso peso molecolare. Quindi l'ordine di T_{eb} crescente è dalla più leggera alla più pesante: $\text{H}_2, \text{Ne}, \text{CO}$. (Risposta B)

50. Due soluzioni di KI e di zucchero da tavola (saccarosio) di uguale concentrazione $1,00 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ hanno i valori delle pressioni osmotiche rispettivamente $4,65 \cdot 10^{-1} \text{ atm}$ e $2,45 \cdot 10^{-1} \text{ atm}$, alla stessa T. Calcolare il coefficiente di van't Hoff per la soluzione di ioduro.

- A) 1,90 B) 3,80 C) $9,50 \cdot 10^{-1}$ D) 3,40

50. Soluzione

La pressione osmotica segue la legge dei gas $PV = nRT$. Il numero di moli, in realtà, si riferisce alle particelle realmente presenti in soluzione e andrebbe scritto, per le sostanze che si dissociano, come: $i \cdot n$ dove i è il coefficiente di van't Hoff.

In questo caso, dato che concentrazione molare e temperatura sono uguali: $P_1 = i nRT$ e $P_2 = nRT$ si ha: $P_1 = i P_2$ da cui è possibile ricavare: $i = P_1/P_2 = 0,465/0,245 = 1,90$. (Risposta A)

51. Il benzene viene ottenuto quasi esclusivamente dal petrolio, con un processo (*reforming catalitico*) che trasforma in parte una miscela di idrocarburi alifatici in una miscela contenente anche benzene e toluene. Questi vengono quindi separati prima per dissoluzione in glicole dietilenico ($\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$), quindi per distillazione frazionata da esso. Ciò è possibile perché:

- A) il glicole dietilenico ha un elevato punto di ebollizione e scioglie gli idrocarburi alifatici e non gli aromatici
 B) il glicole dietilenico ha un elevato punto di ebollizione e scioglie gli idrocarburi aromatici ma non gli alifatici in quanto induce negli anelli aromatici una polarizzazione
 C) il glicole dietilenico ha un basso punto di ebollizione e forma legami a idrogeno con gli idrocarburi alifatici, più ricchi di idrogeno, sciogliendoli
 D) il benzene e il toluene si sciolgono in glicole perché formano un sale interno

51. Soluzione

Il glicole dietilenico ha un elevato di ebollizione, quindi è perfetto per la distillazione frazionata. Gli idrocarburi alifatici sono i più apolari e quindi si sciolgono molto poco nel glicole, mentre gli aromatici hanno nuvole elettroniche estese e polarizzabili e quindi sono più solubili nel glicole, moderatamente polare. (Risposta B)

52. Nel processo di *reforming catalitico*, il benzene, alla fine, viene recuperato per distillazione da una miscela con dietilenglicole che contiene come impurezza toluene. Se la tensione di vapore del benzene, del toluene e del glicole dietilenico sono, nell'ordine, 369 mm Hg, 149 mm Hg e $1,70 \cdot 10^{-1} \text{ mm Hg}$, a 65°C , calcolare la percentuale in massa di toluene nel distillato quando la pressione di vapore del liquido è di 368 mm Hg. Si trascuri la frazione molare del glicole perchè ha una tensione di vapore molto bassa.

- A) $6,0 \cdot 10^{-1} \%$ B) 9,4% C) 3,0% D) $2,0 \cdot 10^{-1} \%$

52. Soluzione

La pressione parziale del benzene è: $p_B = x_B P_B$ La pressione totale è: $p_B + p_T = P$ quindi: $x_B P_B + x_T P_T = P$

$$x_B P_B + (1 - x_B) P_T = P \quad x_B P_B + P_T - x_B P_T = P \quad x_B (P_B - P_T) = P - P_T \quad x_B = (P - P_T) / (P_B - P_T)$$

$$x_B = (368 - 149) / (369 - 149) = 219 / 220 = 99,55\% \quad x_T = 100 - 99,55 = 0,45\% \text{ (questa è la \% in moli)}$$

La % in massa è: $x_T \text{MM}_T / (x_T \text{MM}_T + x_B \text{MM}_B)$ dove $\text{MM}_T = 92 \text{ g/mol}$ e $\text{MM}_B = 78 \text{ g/mol}$

$$x_T = 0,45 \cdot 92 / (0,45 \cdot 92 + 99,55 \cdot 78) = 41,4 / (41,4 + 7765) = 0,53\% \quad \text{(Risposta A?)}$$

53. Il seguente equilibrio, a 800 °C,



mostra una pressione di $\text{CO}_2 = 0,236$ atm. Per esso si deducono le seguenti K_p e K_c alla stessa temperatura.

- A) $K_p = 2,00$ e $K_c = 2,68 \cdot 10^{-3}$
 B) $K_p = 2,36 \cdot 10^{-1}$ e $K_c = 2,68 \cdot 10^{-3}$
 C) $K_p = 2,68 \cdot 10^{-3}$ e $K_c = 2,36 \cdot 10^{-1}$
 D) $K_p = K_c = 2,36 \cdot 10^{-1}$

53. Soluzione

$K_p = p_{\text{CO}_2}$ quindi: $K_p = 0,236$ (A e C errate). Mentre $K_c = [\text{CO}_2]$ e deve essere diversa da K_p (D errata).

Dalla legge dei gas: $PV = nRT$ si ha: $[\text{CO}_2] = n/V = P/RT$ dove $T = 800 + 273 = 1073$ K

Quindi: $K_c = n/V = 0,236/(0,0821 \cdot 1073) = 2,68 \cdot 10^{-3}$. (Risposta B)

54. La reazione di formazione dell'ammoniaca da H_2 e N_2 , può essere scritta con tre equazioni di equilibrio:

- a) $\text{N}_{2(\text{g})} + 3 \text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(\text{g})}$
 b) $\frac{1}{2} \text{N}_{2(\text{g})} + \frac{3}{2} \text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{NH}_{3(\text{g})}$
 c) $\frac{1}{3} \text{N}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow \frac{2}{3} \text{NH}_{3(\text{g})}$

per le quali:

- A) si ricava la stessa costante di equilibrio essendo la reazione la stessa
 B) si ricavano tre costanti d'equilibrio: $K_a = K_b^2 = K_c^3$
 C) $K_a = K_b = K_c$ purché la T sia costante, infatti la costante di equilibrio dipende solo dalla T
 D) per calcolare la costante di equilibrio, non è necessario bilanciare l'equazione di reazione essendo l'equilibrio indipendente, la K_p è unica

54. Soluzione

Nella K , i coefficienti stechiometrici diventano gli esponenti delle concentrazioni: $K_b = \sqrt{K_a}$ e $K_c = \sqrt[3]{K_a}$

Quindi: $K_a = K_b^2 = K_c^3$. (Risposta B)

55. Una cella elettrochimica è formata da un elettrodo d'oro (5,00 g) immerso in una soluzione di un sale d'oro(III) avente $M = 1,50 \cdot 10^{-1}$ e da un elettrodo inerte immerso in una soluzione acquosa acida di perossido di idrogeno (0,5 dm³; 2,50 M). Indicare la quantità di elettricità totale che tale cella può erogare, considerando un rendimento dell'85%. ($E^\circ_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}} = 1,42$ V; $E^\circ_{\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = 1,78$ V)

- A) $3,07 \cdot 10^5$ C B) $6,25 \cdot 10^3$ C C) $3,11 \cdot 10^2$ C D) $1,12 \cdot 10^3$ C

55. Soluzione

Le moli di H_2O_2 sono: $n = M V = 2,5 \cdot 0,5 = 1,25$ mol (sono in largo eccesso)

Le moli di Au sono: $5/197 = 0,02538$ mol. Ogni atomo d'oro scambia 3 elettroni, quindi la pila può erogare:

$3 \cdot 0,02538 \cdot 96485 = 7347$ C tenendo conto della resa: $0,85 \cdot 7347 = 6245$ C ($6,25 \cdot 10^3$ C). (Risposta B)

56. Indicare l'affermazione ERRATA.

- A) l'entropia di un sistema può essere interpretata come una misura del disordine molecolare ed energetico del sistema
 B) per una stessa sostanza, nello stesso stato di aggregazione c'è più disordine a T più alta che a T più bassa
 C) per una stessa sostanza, nello stesso stato di aggregazione, a uguale T , c'è più disordine a P più bassa che a P più alta
 D) l'entropia molare delle sostanze non aumenta con l'aumentare della complessità delle loro molecole

56. Soluzione

La prima affermazione è senz'altro esatta.

L'affermazione B è esatta perché ad una T maggiore ci sono più livelli energetici disponibili. Oppure si può considerare la relazione: $\Delta S = n c_v \ln(T_2/T_1)$ per una trasformazione a V costante, se $T_2 > T_1$ $\Delta S > 0$.

L'affermazione C è esatta perché ad una P minore il volume è maggiore e quindi sono maggiori le possibili disposizioni delle molecole nello spazio. Oppure si può considerare la relazione: $\Delta S = n R \ln(P_1/P_2)$ per una trasformazione isoterma, se $P_2 > P_1$ $\Delta S < 0$.

L'affermazione D è errata. In una molecola più grande ci sono più gradi di libertà e quindi ci sono più stati possibili per il sistema, quindi l'entropia aumenta. (Risposta D)

57. In acqua, l'acido nitroso HNO_2 ha una K_a di $5,1 \cdot 10^{-4}$ a 25°C . Pertanto, in acqua, esso:

- A) si comporta da acido debole
 B) si comporta da acido forte
 C) si comporta da tampone perché in soluzione sono presenti l'acido indissociato e la sua base coniugata (NO_2^-)
 D) si comporta da ossidante

57. Soluzione

HNO_2 si comporta da acido debole dato che si dissociano solo 5 molecole ogni 10000. HNO_2 è solo un po' più forte dell'acido acetico. Anche se il confine tra acidi forti e deboli non è netto, per convenzione si considerano forti gli acidi che hanno $K_a > 1$ cioè $\text{p}K_a < 0$ (acidi dissociati più del 50%). (Risposta A)

58. Individuare le specie tetraedriche tra le seguenti: SO_4^{2-} , CHCl_3 , XeO_4 , XeF_4 , PCl_3 , XeO_6^{4-}

- A) SO_4^{2-} , CHCl_3 , XeO_4 , XeF_4 , XeO_6^{4-}
 B) SO_4^{2-} , CHCl_3 , XeO_4
 C) XeO_4 , XeF_4 , PCl_3 , XeO_6^{4-}
 D) SO_4^{2-} , CHCl_3 , XeF_4 , XeO_6^{4-}

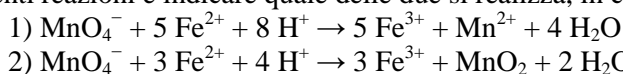
58. Soluzione

Le molecole tetraedriche hanno 4 atomi legati attorno all'atomo centrale. E' evidente che XeO_6^{4-} non può rientrare in questa categoria, questo esclude le risposte A, C, D.

Anche XeF_4 non può essere tetraedrica perché Xe ha 8 elettroni, 4 li usa per legare i 4 atomi di fluoro, restano 4 elettroni che costituiscono due coppie di non legame. Le coppie totali da sistemare attorno a Xe sono 6 ($4 + 2$) quindi la disposizione è ottaedrica. Le coppie di non legame occupano le due posizioni assiali, i 4 atomi di fluoro si legano nelle 4 posizioni di base e la molecola è planare quadrata. Anche XeF_4 esclude le risposte A, C, D.

Le molecole tetraedriche sono le ben note SO_4^{2-} e CHCl_3 . Anche XeO_4 è tetraedrica: Xe usa tutti gli 8 elettroni per fare 4 doppi legami con i 4 ossigeni. I 4 doppi legami occupano le 4 posizioni di un tetraedro. (Risposta B)

59. La termodinamica mostra che è possibile determinare i valori di ΔG° , per reazioni redox spontanee e non, mediante l'equazione $\Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ$. Questa equazione può anche essere usata per determinare, tra più reazioni redox, quella più favorita dal punto di vista termodinamico, in condizioni standard. Determinare i valori di ΔG° per le due seguenti reazioni e indicare quale delle due si realizza, in condizioni standard.



($E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$; $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,49 \text{ V}$; $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2) = 1,68 \text{ V}$)

- A) si realizza la 1) nella quale $\Delta G^\circ = -347 \text{ kJ mol}^{-1}$ (di MnO_4^-); nella 2) $\Delta G^\circ = -263 \text{ kJ mol}^{-1}$ (di MnO_4^-)
 B) si realizza la 1) nella quale $\Delta G^\circ = -157 \text{ kJ mol}^{-1}$ (di MnO_4^-); nella 2) $\Delta G^\circ = -63 \text{ kJ mol}^{-1}$ (di MnO_4^-)
 C) si svolgono entrambe, dipende solo dall'eccesso di Fe^{3+} presente
 D) si realizza la 2) nella quale $\Delta G^\circ = -157 \text{ kJ mol}^{-1}$ (di MnO_4^-); nella 1) $\Delta G^\circ = -123 \text{ kJ mol}^{-1}$ (di MnO_4^-)

59. Soluzione

Nella reazione 1: $\Delta E^\circ = 1,49 - 0,77 = 0,72 \text{ V}$; $\Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ = 5 \cdot 96485 \cdot 0,72 = -347 \text{ kJ/mol}$

Nella reazione 2: $\Delta E^\circ = 1,68 - 0,77 = 0,91 \text{ V}$; $\Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ = 3 \cdot 96485 \cdot 0,91 = -263 \text{ kJ/mol}$

La reazione 1 ha un ΔG° più negativo (-347 kJ/mol), quindi è favorita. (Risposta A)

60. Si consideri l'equazione cinetica generale di una generica reazione: $a \text{A} + b \text{B} + c \text{C} \rightarrow d \text{D} + e \text{E}$

$$v_{\text{reaz}} = k [\text{A}]^\alpha [\text{B}]^\beta [\text{C}]^\gamma$$

in essa i simboli significano:

- A) k costante cinetica di reazione o velocità specifica; α , β , γ tre valori ottenuti sperimentalmente che non hanno alcun rapporto con i coefficienti di reazione
 B) k costante cinetica di reazione o velocità specifica; α , β , γ coefficienti di reazione
 C) k costante di equilibrio della reazione a 25°C ; α , β , γ coefficienti di reazione
 D) k costante di equilibrio della reazione a 25°C ; α , β , γ tre valori ottenuti sperimentalmente che non hanno alcun rapporto con i coefficienti di reazione

60. Soluzione

k è la costante cinetica di reazione ed è diversa dalla costante di equilibrio (C e D errate)

α , β , γ sono tre valori ottenuti sperimentalmente. (Risposta A)