

Giochi della Chimica 2015

Fase regionale – Classi A e B – Soluzioni guidate

1. Quanti grammi di acqua occorre aggiungere ad una soluzione di KNO_3 al 53,0% (m/m) per ottenere 170,0 g di una soluzione di KNO_3 al 15,0% (m/m)?

- A) 135,6 B) 121,9 C) 135,0 D) 53,0

1. Soluzione

La massa di KNO_3 nella soluzione finale è: $170 \cdot 0,15 = 25,5$ g.

La quantità x di soluzione al 53% che contiene 25,5 g di KNO_3 è: $0,53 x = 25,5$ da cui $x = 48,1$ g.

La quantità rimanente, fino a 170 g, è l'acqua che va aggiunta: $170 - 48,1 = 121,9$ g. (Risposta B)

2. L'aspirina (acido acetilsalicilico, HA) possiede una $K_a = 3,2 \cdot 10^{-4}$. Calcolare il rapporto $[\text{HA}]/[\text{A}^-]$ nello stomaco ($\text{pH} = 2$).

- A) 87,4
B) 15,5
C) 31,2
D) 28,9

2. Soluzione

Il pK_a dell'aspirina è: $\text{pK}_a = -\log K_a = -\log 3,2 \cdot 10^{-4} = 3,495$.

Il pH di una soluzione tampone è: $\text{pH} = \text{pK}_a - \log [\text{HA}]/[\text{A}^-]$ da cui si ricava: $\log [\text{HA}]/[\text{A}^-] = \text{pK}_a - \text{pH}$

$\log [\text{HA}]/[\text{A}^-] = 3,495 - 2 = 1,495$ da cui: $[\text{HA}]/[\text{A}^-] = 10^{1,495} = 31,3$. (Risposta C)

3. Sulla cima di una montagna la temperatura è di 10°C e la pressione è $933,1 \cdot 10^2$ Pa. Ai piedi della montagna si registra una temperatura di 30°C ed una pressione di $1013,1 \cdot 10^2$ Pa. Calcolare il rapporto tra la densità dell'aria alla cima e alla base della montagna.

- A) 1,2
B) 0,98
C) 0,86
D) 1,4

3. Soluzione

La densità vale: $d = m/V = (n \cdot MM)/V$. Nel rapporto tra le due densità, la massa molare e il volume si semplificano, quindi basta conoscere le moli su un litro. Queste si ottengono dalla legge dei gas: $n = PV/RT$.

$n_1 = (933,1 \cdot 10^2 \cdot 1)/(R \cdot 283)$ $n_2 = (1013,1 \cdot 10^2 \cdot 1)/(R \cdot 303)$. Il rapporto tra le due densità vale:

$$d_1/d_2 = n_1/n_2 = \frac{933,1 \cdot 10^2}{R \cdot 283} \cdot \frac{R \cdot 303}{1013,1 \cdot 10^2} = \frac{933,1}{283} \cdot \frac{303}{1013,1} = 0,986. \quad (\text{Risposta B})$$

4. A 20°C la solubilità in acqua del nitrato di sodio è 88% (m/m), mentre a 0°C è 8,7 M. Raffreddando fino a 0°C 75,0 g di una soluzione satura a 20°C , quanti grammi di solido precipiteranno? (Si consideri la densità della soluzione pari a $1,00 \text{ g mL}^{-1}$).

- A) 11,4
B) 7,05
C) 15,2
D) 10,6

4. Soluzione

A 20°C , su 100 g di soluzione vi sono 88 g di NaNO_3 (88%).

A 0°C , su 100 g (100 mL) di soluzione vi sono 0,87 mol di NaNO_3 (massa molare = $23 + 14 + 48 = 85 \text{ g/mol}$) quindi vi sono $0,87 \cdot 85 = 73,95$ g di NaNO_3 (73,95%) e $100 - 73,95 = 26,05$ g di acqua (26,05%).

Su 75 g di soluzione a 20°C vi sono $75 \cdot 0,88 = 66$ g di sale e $75 - 66 = 9$ g di acqua.

Raffreddando 75 g di soluzione da 20 a 0°C precipitano alcuni grammi di sale e restano x g in soluzione.

A 0°C l'acqua nella soluzione rimane invariata: 9 g. Dato che questi 9 g sono il 26,05%, la massa della soluzione è di: $9/0,2605 = 34,55$ g.

Il sale presente è $34,55 - 9 = 25,55$ g. Il sale precipitato è $66 - 25,55 = 40,45$ g. (Risposta X?)

5. Definendo la salinità di un mare la quantità totale di sali sciolti in 1,0 L, determinare quale mare è il più salino. I valori tra parentesi rappresentano la salinità espressa in unità di misura diverse.

- A) mar Baltico (7000 mg/L)
- B) mar Nero (0,018 kg/L)
- C) mar Morto (27,5% (m/v))
- D) mar Mediterraneo (39,0 g/L)

5. Soluzione

In A vi sono 7 g/L. In B vi sono 18 g/L. In C (mar Morto) vi sono 27,5 g/100 mL cioè 275 g/L. (Risposta C)

6. Mescolando 50,0 g di una soluzione al 3,00% (m/m) con 121 g di una soluzione al 19,0% (m/m), entrambe di fruttosio, determinare la concentrazione della soluzione risultante.

- A) 14,3%
- B) 12,4%
- C) 15,0%
- D) 13,7%

6. Soluzione

La massa di fruttosio nella prima soluzione è: $50 \cdot 0,03 = 1,5$ g. Nella seconda soluzione è: $121 \cdot 0,19 = 22,99$ g. La massa complessiva di fruttosio è: $1,5 + 22,99 = 24,49$ g. La massa della soluzione finale è: $50 + 121 = 171$ g. La concentrazione della soluzione finale è $24,49/171 = 14,3\%$. (Risposta A)

7. Determinare quanti grammi di alcol etilico sono contenuti in 30,0 mL di una grappa di 38° (38% v/v).

La densità dell'alcol etilico è $0,789 \text{ kg/dm}^3$.

- A) 5,7 g
- B) 3,1 g
- C) 8,8 g
- D) 9,0 g

7. Soluzione

Il volume di alcol in 30 mL è: $30 \cdot 0,38 = 11,4$ mL. Dalla definizione di densità $d = m/V$ si ottiene la massa di alcol etilico: $m = V \cdot d = 11,4 \cdot 0,789 = 9,0$ g. (Risposta D)

8. Una bombola contenente 40,0 L di CO, misurati alla pressione di $60,78 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ e alla temperatura di 20°C , viene svuotata in un locale di dimensioni $10,0 \text{ m} \times 6,0 \text{ m} \times 3,0 \text{ m}$. Calcolare la concentrazione di CO nella stanza (in g/m^3).

- A) 28,7
- B) 11,2
- C) 15,5
- D) 34,7

8. Soluzione

La pressione in atm della bombola è: $60,78 \cdot 10^5 / 1,013 \cdot 10^5 = 60$ atm. La temperatura è: $273 + 20 = 293 \text{ K}$.

Dalla legge dei gas si ricavano le moli di CO: $n = PV/RT = (60 \cdot 40) / (0,0821 \cdot 293) = 99,77 \text{ mol}$.

La massa molare di CO è: $12 + 16 = 28 \text{ g/mol}$. La massa di CO è: $99,77 \cdot 28 = 2793,6 \text{ g}$.

Il volume della stanza è: $10 \cdot 6 \cdot 3 = 180 \text{ m}^3$. La concentrazione di CO è: $2793,6/180 = 15,5 \text{ g/m}^3$. (Risposta C)

9. Una lega viene preparata fondendo 10,6 kg di Bi, 6,4 kg di Pb e 3,0 kg di Sn. Quanti grammi di Bi occorrono per preparare 70 g di lega?

- A) 37,1
- B) 48,4
- C) 28,7
- D) 25,5

9. Soluzione

La massa della lega è $10,6 + 6,4 + 3 = 20 \text{ kg}$. I grammi di Bi si ricavano dalla proporzione: $20 : 70 = 10,6 : x$ da cui: $x = 70 \cdot 10,6/20 = 37,1 \text{ g}$. (Risposta A)

10. La concentrazione di emoglobina nel sangue è 0,00250 M. Considerando che ogni molecola di emoglobina, satura di ossigeno, trasporta 4 molecole di O_2 , calcolare quante mol/L di O_2 sono trasportate nel sangue, assumendo una percentuale di saturazione del 75,0%.

- A) 0,0050 B) 0,0100 C) 0,000625 D) 0,0075

10. Soluzione

Se la saturazione di O_2 nell'emoglobina del sangue arterioso fosse del 75%, la persona sarebbe a grave rischio di vita, la saturazione deve essere $> 95\%$, per valori inferiori al 90% si parla di grave ipossia.

Con una saturazione del 75%, una molecola di emoglobina lega $4 \cdot 0,75 = 3$ molecole di O_2 .

Se in un litro di sangue vi sono 0,0025 moli di emoglobina, vi sono $0,0025 \cdot 3 = 0,0075$ mol di O_2 . (Risposta D)

11. Calcolare la massa molare di un gas, la cui densità, misurata alla temperatura di 273,15 K e alla pressione di $1,01 \cdot 10^5$ Pa, è 1,75 g/L.

- A) 39,2 g mol⁻¹ B) 55,6 g mol⁻¹ C) 44,2 g mol⁻¹ D) 81,6 g mol⁻¹

11. Soluzione

La pressione è 1 atm. Dalla legge dei gas $PV = nRT$ si ottiene: $n/V = P/RT = 1/(0,0821 \cdot 273) = 0,0446$ mol/L

In un litro di gas ci sono 0,0446 mol che pesano 1,75 g. $MM = m/n = 1,75/0,0446 = 39,2$ g/mol. (Risposta A)

12. Quanti grammi di ossigeno si ottengono decomponendo in modo quantitativo 90 g di glucosio ($C_6H_{12}O_6$)?

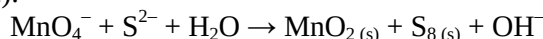
- A) 36 g B) 52 g C) 29 g D) 48 g

12. Soluzione

La massa molare del glucosio $C_6H_{12}O_6$ è: $6 \cdot 12 + 12 + 6 \cdot 16 = 180$ g/mol. Le moli in 90 g sono: $90/180 = 0,5$ mol.

Le moli di ossigeno sono: $6 \cdot 0,5 = 3$ mol. La massa di ossigeno è: $16 \cdot 3 = 48$ g. (Risposta D)

13. Mescolando, in ambiente basico, una soluzione acquosa di permanganato con una di solfuro, si ottiene zolfo secondo la reazione (da bilanciare):



Calcolare quanti grammi di zolfo si ottengono mettendo a reagire 15,00 mL di una soluzione acquosa di $KMnO_4$ 0,100 M con una soluzione acquosa contenente abbastanza ione solfuro da fare reagire tutto il permanganato.

- A) 0,032 g B) 0,154 g C) 0,018 g D) 0,072 g

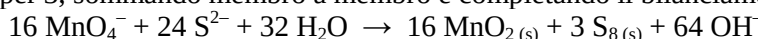
13. Soluzione

Le due semireazioni sono:

$Mn^{7+} + 3 e^- \rightarrow Mn^{4+}$ (rid) va moltiplicata per 16 per scambiare 48 elettroni

$8 S^{2-} \rightarrow S_8 + 16 e^-$ (ox) va moltiplicata per 3 per scambiare 48 elettroni

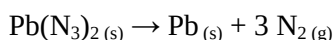
Moltiplicando per 16 e per 3, sommando membro a membro e completando il bilanciamento si ottiene:



coefficienti	16	3
moli (mol)	0,0015	0,000281
MM (g/mol)		256
massa (g)		0,072

Le moli di $KMnO_4$ sono: $n = M V = 0,1 \cdot 0,015 = 0,0015$ mol. Le moli di S_8 si ottengono dividendo per 16 e moltiplicando per 3: $0,0015 \cdot 3/16 = 0,000281$ mol. La massa di S_8 è: $256 \cdot 0,000281 = 0,072$ g. (Risposta D)

14. Il composto $Pb(N_3)_2$ si utilizza per sviluppare il gas che riempie gli airbag delle auto in seguito ad un urto violento. La reazione che avviene è:



Se il cuscino ha un volume di 35,0 L, quanti grammi di composto occorrono per ottenere una pressione di $2,026 \cdot 10^5$ Pa a 20 °C?

- A) 544 g B) 198 g C) 315 g D) 283 g

14. Soluzione

La pressione in atm è: $2,026 \cdot 10^5 / 1,013 \cdot 10^5 = 2$ atm. Le moli sono: $n = PV/RT = (2 \cdot 35)/(0,0821 \cdot 293) = 2,91$ mol.

Le moli di $Pb(N_3)_2$ sono 1/3: $2,91/3 = 0,97$ mol. La massa molare di $Pb(N_3)_2$ è: $207,2 + 6 \cdot 14 = 291,2$ g/mol.

La massa di azoturo di piombo è: $291,2 \cdot 0,97 = 282,5$ g. (Risposta D)

15. Un'argilla contiene il 45% in massa di SiO_2 ed il 10% di H_2O . Calcolare la % in massa di SiO_2 nell'argilla secca.

- A) 62% B) 47% C) 50% D) 33%

15. Soluzione

100 g di argilla contengono 90 g di argilla secca. La % di SiO_2 è: $45/90 = 50\%$. (Risposta C)

16. Una fabbrica di fertilizzanti scarica in un fiume acque di lavaggio con una concentrazione di fosforo di 10 mg/L. Se il fosforo è presente solo come fosfato, calcolare la concentrazione in mg/L di ioni PO_4^{3-} nelle acque di lavaggio.

- A) 45,3 B) 30,6 C) 22,7 D) 75,3

16. Soluzione

Le millimoli di P in un litro sono: $10/31 = 0,323$ mmol. La massa molare di PO_4^{3-} è: $31 + 64 = 95$ g/mol.

La massa di fosfato in un litro è: $95 \cdot 0,323 = 30,6$ mg/L. (Risposta B)

17. Una mole di H_2O e una mole di NH_3 hanno:

- A) lo stesso numero di molecole
B) la stessa densità a 25 °C
C) la stessa massa
D) nessuna delle risposte precedenti è corretta

17. Soluzione

Per definizione, una mole contiene un numero di Avogadro N di molecole. (Risposta A)

Se una molecola di H_2O pesa 18 u , prendendo 18 g di H_2O se ne prende una quantità maggiore, tanto quanto il grammo è più grande dell'unità di massa u . Il rapporto g/u vale $6,022 \cdot 10^{23}$, numero di Avogadro ($N = g/u$).

18. Il valore in grammi di 1 u è:

- A) $1,66 \cdot 10^{24}$
B) $1,66 \cdot 10^{-24}$
C) $6,02 \cdot 10^{-23}$
D) $6,02 \cdot 10^{23}$

18. Soluzione

Il valore in grammi di u è u/g , quindi è il reciproco del numero di Avogadro ($N = g/u$).

$u/g = 1/N = 1/6,022 \cdot 10^{23} = 1,66 \cdot 10^{-24}$. (Risposta B)

19. Indicare quale tra le seguenti terne di numeri quantici non può descrivere lo stato di un elettrone.

- A) $n = 3$; $\ell = +1$; $m_\ell = 0$
B) $n = 2$; $\ell = +1$; $m_\ell = +1$
C) $n = 1$; $\ell = 0$; $m_\ell = 0$
D) $n = 1$; $\ell = +1$; $m_\ell = 0$

19. Soluzione

Il numero quantico secondario ℓ può assumere solo i valori interi da 0 a $n-1$.

In D, con $n = 1$, ℓ non può valere +1, ma può valere solo zero.

Infatti, nel primo guscio ($n = 1$) vi è solo l'orbitale $1s$ ($\ell = 0$), mentre $1p$ ($\ell = 1$) non esiste. (Risposta D)

20. Indicare tutti i valori possibili di m_ℓ per $\ell = 2$.

- A) $-2, -1, 0, +1, +2$
B) $-2, -1, +1, +2$
C) $-2, +2$
D) $-1, 0, +1$

20. Soluzione

Il numero quantico magnetico m_ℓ può assumere tutti i valori interi da $-\ell$ a $+\ell$, compreso lo zero.

Con $\ell = 2$ i valori sono $-2, -1, 0, +1, +2$. Infatti, gli orbitali d (che hanno $\ell = 2$) sono 5. (Risposta A)

21. Completare la seguente affermazione. Un elemento con un'energia di ionizzazione più bassa rispetto agli altri, nella tavola periodica si trova:

- A) in basso a sinistra ed è un metallo
- B) in alto a destra ed è un non metallo
- C) in alto a destra ed è un metallo
- D) in basso a sinistra ed è un non metallo

21. Soluzione

L'energia di prima ionizzazione, nella tavola periodica, sale andando verso l'alto nei gruppi e verso destra nei periodi. L'atomo con EI più bassa è quello in basso a sinistra ed è un metallo alcalino. (Risposta A)

22. In quale delle seguenti sequenze gli elementi sono disposti dal meno elettronegativo al più elettronegativo?

- A) F, S, Mg, Cs
- B) S, Mg, Cs, F
- C) Cs, Mg, S, F
- D) Mg, Cs, S, F

22. Soluzione

Il fluoro F è l'atomo più elettronegativo (4,0), nella tavola periodica è in alto a destra (A errata).

Il cesio Cs è l'atomo meno elettronegativo (0,8), è in basso a sinistra, poi vengono Mg, S, F. (Risposta C)

23. In una reazione che coinvolge due soli reagenti A e B, il reagente 'limitante' è A se metto a reagire quantità di A e B tali che:

- A) massa di A < massa di B
- B) moli di A < moli di B
- C) moli di A/moli di B < rapporto stechiometrico
- D) moli di A/moli di B > rapporto stechiometrico

23. Soluzione

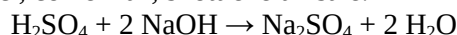
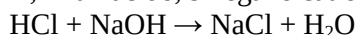
Se il rapporto tra le moli di A e B è minore del rapporto stechiometrico, le moli di A non sono sufficienti per far reagire tutte le moli di B. La reazione si ferma quando A si esaurisce. A è il reagente limitante. (Risposta C)

24. Formalmente i sali si possono ottenere da un acido per sostituzione di protoni con:

- A) cationi metallici
- B) anioni metallici
- C) atomi di ossigeno
- D) gruppi ossidrilici

24. Soluzione

Se al posto degli H^+ , in un acido, si legano cationi metallici, come Na^+ , si ottiene un sale. (Risposta A)



25. In natura sono presenti due isotopi del cloro. Sapendo che la massa atomica media del cloro è 35,45 u, si può affermare che:

- A) gli isotopi sono ^{34}Cl e ^{35}Cl e il primo è più abbondante del secondo
- B) gli isotopi sono ^{34}Cl e ^{35}Cl e il primo è meno abbondante del secondo
- C) gli isotopi sono ^{35}Cl e ^{37}Cl e sono di pari abbondanza
- D) gli isotopi sono ^{35}Cl e ^{37}Cl e il primo è più abbondante del secondo

25. Soluzione

Se gli isotopi fossero ^{34}Cl e ^{35}Cl , la massa media sarebbe inferiore a 35 (A e B errate).

Se gli isotopi ^{35}Cl e ^{37}Cl fossero presenti in uguale quantità, la massa media sarebbe 36 (C errata).

Dato che la massa media (35,45) è più vicina a 35, l'isotopo più abbondante è ^{35}Cl . (Risposta D)

Gli scostamenti dalla massa media di ^{35}Cl e ^{37}Cl sono, rispettivamente, di circa 0,5 u e 1,5 u, da questo si può stimare che la loro abbondanza relativa sia circa 3:1 (^{35}Cl : ^{37}Cl).

26. Zolfo e arsenico formano un composto binario costituito dal 51,7% in massa di zolfo. Indicare la formula del composto.

- A) AsS B) AsS₂ C) As₂S₃ D) As₂S₅

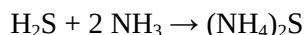
26. Soluzione

In 100 g di composto vi sono: 51,7 g di S e $100 - 51,7 = 48,3$ g di As.

In 100 g le moli sono: S ($51,7/32,06 = 1,613$ mol); As ($48,3/74,92 = 0,6469$ mol). Per ottenere la formula minima si dividono questi valori per il minore: S ($1,613/0,6469 = 2,5$); As ($0,6469/0,6469 = 1$).

Una prima formula è: AsS_{2,5}. Per ottenere numeri piccoli e interi si moltiplica per 2: As₂S₅. (Risposta D)

27. Indicare la massa di solfuro di ammonio, (NH₄)₂S, che si può ottenere facendo reagire 335 g di solfuro di idrogeno con 377 g di ammoniaca e supponendo che almeno un reagente si consumi del tutto, ossia che la seguente reazione sia completa:



- A) 670 g B) 335 g C) 377 g D) 712 g

27. Soluzione

La reazione è: $\text{H}_2\text{S} + 2 \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{S}$

coefficienti	1	2	1
moli (mol)	9,85	(22,18)	9,85
MM (mol/g)	34	17	68
massa (g)	335	(377)	670

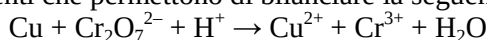
Le masse molari sono: H₂S ($32 + 2 = 34$ g/mol); NH₃ ($14 + 3 = 17$ g/mol); (NH₄)₂S ($18 \cdot 2 + 32 = 68$ g/mol).

Le moli di H₂S sono: $335/34 = 9,85$ mol e possono reagire con il doppio di moli di NH₃: $9,85 \cdot 2 = 19,71$ mol.

Le moli di NH₃ sono: $377/17 = 22,18$ mol, sono più di quelle che possono reagire con H₂S, e dato che sono in eccesso, le scriviamo tra parentesi. La reazione è governata dalle moli di H₂S, il reagente limitante.

Le moli di (NH₄)₂S sono 9,85 come quelle di H₂S. La massa di (NH₄)₂S è: $9,85 \cdot 68 = 670$ g. (Risposta A)

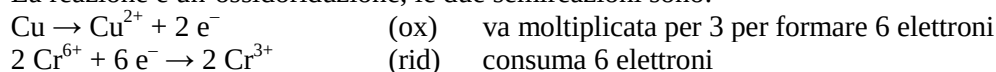
28. Indicare, nell'ordine, i coefficienti che permettono di bilanciare la seguente reazione:



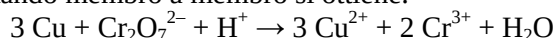
- A) 3, 2, 14, 3, 2, 7
B) 3, 1, 14, 3, 2, 7
C) 3, 2, 7, 3, 2, 7
D) 3, 2, 14, 3, 2, 14

28. Soluzione

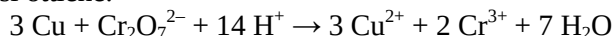
La reazione è un'ossidoriduzione, le due semireazioni sono:



Moltiplicando per tre e poi sommando membro a membro si ottiene:



Completando il bilanciamento si ottiene:



I coefficienti sono: 3, 1, 14, 3, 2, 7.

(Risposta B)

29. Estraendo tutto il cromo da una miscela contenente unicamente CrO e Cr₂O₃ si trova che il cromo rappresenta il 71,0% in massa della miscela. Calcolare la composizione percentuale in massa della miscela.

- A) CrO: 67,9%; Cr₂O₃: 32,1%
B) CrO: 32,1%; Cr₂O₃: 67,9%
C) CrO: 75,0%; Cr₂O₃: 25,0%
D) CrO: 25,0%; Cr₂O₃: 75,0%

29. Soluzione

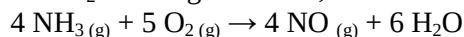
La massa molare di CrO è: $52 + 16 = 68$ g/mol. La % in massa di cromo in CrO è: $52/68 = 76,5\%$.

La massa molare di Cr₂O₃ è: $2 \cdot 52 + 48 = 152$ g/mol. La % in massa di cromo in Cr₂O₃ è: $104/152 = 68,4\%$.

Chiamando x la percentuale di CrO nella miscela, si può scrivere la relazione: $0,765 x + 0,684 (1 - x) = 0,71$

$0,765 x - 0,684 x = 0,71 - 0,684$ $0,081 x = 0,026$ $x = 0,321$ CrO: 32,1%. (Risposta B)

30. Indicare la quantità stechiometrica di O_2 che reagisce con 1,6 moli di NH_3 , secondo la reazione:



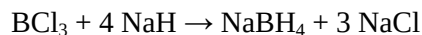
- A) 2,0 moli B) 1,25 moli C) 5,0 moli D) 0,80 moli

30. Soluzione

Le moli di O_2 sono i 5/4 di quelle di NH_3 : $5/4 \cdot 1,6 = 2,0$ mol.

(Risposta A)

31. Se BCl_3 e NaH si trasformano secondo la reazione



in presenza di una opportuna quantità di BCl_3 , si può affermare che:

- A) se reagiscono 2 grammi di NaH , si formano 1,5 grammi di $NaCl$
 B) se reagiscono 2 moli di NaH , si formano 1,5 moli di $NaCl$
 C) se reagiscono 4 grammi di NaH , si formano 3 moli di $NaCl$
 D) se reagiscono 4 moli di NaH , si formano 3 grammi di $NaCl$

31. Soluzione

I coefficienti delle reazioni chimiche indicano il numero di molecole o di moli coinvolte.

(Risposta B)

32. Indicare quali solidi cristallini sono tipicamente capaci di condurre corrente elettrica.

- A) metallici
 B) ionici
 C) molecolari
 D) tutti e tre i precedenti

32. Soluzione

I solidi metallici possiedono elettroni liberi di muoversi tra più atomi nel cristallo e quindi sono buoni conduttori di elettricità e di calore.

(Risposta A)

33. Indicare in quale molecola il legame covalente è più polare.

- A) HF B) HBr C) HCl D) HI

33. Soluzione

Il legame covalente più polare è quello tra atomi con maggiore differenza di elettronegatività. Dato che in tutte le molecole vi è H, il legame più polare è quello con il fluoro, l'atomo più elettronegativo (4,0).

(Risposta A)

34. Il bronzo è una lega di rame e stagno. Indicare che tipo di legame esiste tra gli atomi dei due elementi.

- A) ionico B) covalente C) metallico D) a idrogeno

34. Soluzione

Rame e stagno sono due metalli e quindi si legano con legame metallico per formare il bronzo.

(Risposta C)

35. Lo iodio è solubile in tetracloruro di carbonio:

- A) perché entrambi i composti sono polari
 B) perché entrambi i composti sono apolari
 C) perché il primo composto è polare mentre il secondo no
 D) non è vero che lo iodio è solubile in tetracloruro di carbonio

35. Soluzione

Lo iodio I_2 è una sostanza apolare, quindi è solubile in un solvente apolare come CCl_4 .

(Risposta B)

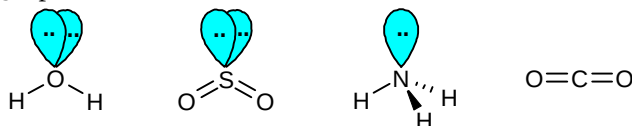
36. Indicare quale tra le seguenti molecole è lineare.

- A) H_2O B) SO_2 C) CO_2 D) NH_3

36. Soluzione

H_2O e SO_2 sono angolate, NH_3 è piramidale, CO_2 è lineare.

(Risposta C)



37. A temperatura e numero di moli costanti, un aumento della pressione di un gas determina:

- A) un aumento della massa del sistema
- B) una diminuzione del volume
- C) un aumento del volume
- D) nessuna delle risposte precedenti è corretta

37. Soluzione

Se n e T sono costanti, la legge dei gas $PV = nRT$ diventa: $PV = k$. P e V sono inversamente proporzionali, quindi un aumento di pressione determina una diminuzione di volume. (Risposta B)

38. Calcolare la quantità di calore che occorre fornire ad una mole d'acqua per riscaldarla da 25°C a 35°C trascurando il contributo delle dispersioni e della capacità termica del contenitore. (Capacità termica specifica dell'acqua = $4,184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$)

- A) 75,3 J
- B) 753 kJ
- C) 0,753 kJ
- D) 0,753 cal

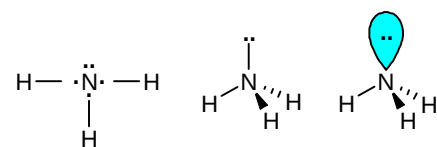
38. Soluzione

Il calore necessario per scaldare l'acqua è: $Q = m c \Delta T = 18 \cdot 4,184 \cdot 10 = 753 \text{ J}$. (Risposta C)

39. L'ammoniaca ha una struttura geometrica:

- A) planare (un triangolo equilatero con l'azoto al centro)
- B) planare (un quadrilatero con l'azoto in un vertice)
- C) piramidale
- D) non si può dare una risposta a questa domanda in mancanza di informazioni aggiuntive

39. Soluzione



L'azoto ha 5 elettroni di valenza. Tre elettroni li usa per legare i tre atomi di idrogeno e gli resta una coppia di elettroni di non legame. L'azoto deve sistemare attorno a sé 4 coppie di elettroni, tre di legame e una di non legame, e le dispone lungo i vertici di un tetraedro. Un vertice è occupato dalla coppia di non legame, negli altri 3 vertici si trovano i tre atomi di idrogeno. La geometria della molecola è a piramide trigonale. (Risposta C)

40. I gas di petrolio liquefatti (GPL) sono costituiti prevalentemente da una miscela di propano e butano tenuti sotto pressione allo stato liquido in opportuni recipienti. I GPL allo stato gassoso hanno una densità superiore a quella dell'aria. Per questo, in caso di fuoriuscite accidentali tenderanno a:

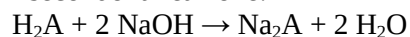
- A) concentrarsi, ristagnando al suolo e nelle cavità e causando situazioni di accumulo pericolose
- B) diffondere verso l'alto diluendosi nell'atmosfera
- C) riscaldarsi repentinamente provocando esplosioni improvvise
- D) nessuna delle risposte precedenti è corretta

40. Soluzione

La maggiore densità del GPL, rispetto all'aria, lo fa affondare fino al suolo per gravità. (Risposta A)

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

41. Calcolare la massa molare di un acido H_2A , sapendo che 2,730 g reagiscono completamente con $135,0 \text{ cm}^3$ di una soluzione acquosa di NaOH 0,221 M secondo la reazione:



- A) $183,0 \text{ g mol}^{-1}$
- B) $91,5 \text{ g mol}^{-1}$
- C) $366,0 \text{ g mol}^{-1}$
- D) $148,3 \text{ g mol}^{-1}$

41. Soluzione

Le moli di NaOH sono: $n = V M = 0,135 \cdot 0,221 = 0,0298 \text{ mol}$. Le moli di H_2A sono metà: $0,0298/2 = 0,0149 \text{ mol}$. La massa molare di H_2A è: $2,73/0,0149 = 183,0 \text{ g/mol}$. (Risposta A)

42. Un minerale di ZnS contiene il 42,3% in massa di Zn. Calcolare la % di ZnS nel campione.

- A) 77,4
B) 11,5
C) 20,5
D) 63,1

42. Soluzione

La % in massa di ZnS deve essere maggiore di quella dello Zn 42,3% (B e C errate).

La massa molare di ZnS è: $65,38 + 32,06 = 97,44$ g/mol. La % di ZnS si ricava da: $42,3 : 65,38 = x : 97,44$

$x = 42,3 \cdot 97,44 / 65,38 = 63,0\%$. (Risposta D)

43. Calcolare il pH di una soluzione acquosa di $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ di concentrazione 0,05 M.

- A) 7,0 B) 7,7 C) 8,2 D) 5,0

43. Soluzione

$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ contiene NO_2^- , base coniugata dell'acido debole HNO_2 (pK_a $4,5 \cdot 10^{-4}$) con concentrazione 0,1 M.

Avviene la reazione: $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ con $K_b = [\text{HNO}_2][\text{OH}^-]/[\text{NO}_2^-] = [\text{OH}^-]^2/C$

$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b C} = \sqrt{\frac{K_w C}{K_a}} = \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot 0,1}{4,5 \cdot 10^{-4}}} = 1,49 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ $\text{pOH} = -\log 1,49 \cdot 10^{-6} = 5,8$; $\text{pH} = 8,2$. (Risposta C)

44. Indicare il nome del composto di formula MgHPO_4 secondo la nomenclatura tradizionale.

- A) idrogenofosfito di magnesio
B) idrogenofosfato di magnesio
C) idrogenofosfito di manganese
D) idrogenofosfato di manganese

44. Soluzione

Il nome è idrogenofosfato di magnesio (PO_4^{3-} è fosfato, HPO_4^{2-} è idrogenofosfato). (Risposta B)

45. Indicare le formule dei composti ionici che si formano quando il catione Al^{3+} si lega agli anioni cloruro, solfato e fosfato.

- A) AlCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, AlPO_4
B) AlCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Al}_2(\text{PO}_4)_3$
C) AlCl_3 , AlSO_4 , AlPO_4
D) AlCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, AlPO_4

45. Soluzione

Le formule sono: AlCl_3 (Al^{3+} , Cl^-); $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (Al^{3+} , SO_4^{2-}); AlPO_4 (Al^{3+} , PO_4^{3-}). (Risposta D)

46. Relativamente all'acido solfidrico ed all'acido solforico si può affermare che:

- A) sono entrambi acidi binari
B) sono entrambi acidi ternari
C) l'acido solfidrico è ternario, mentre l'acido solforico è binario
D) l'acido solfidrico è binario, mentre l'acido solforico è ternario

46. Soluzione

L'acido solfidrico H_2S è binario (contiene due elementi); l'acido solforico H_2SO_4 è ternario (H,S,O). (Risposta D)

47. Indicare il cambiamento del numero di ossidazione che rappresenta una riduzione.

- A) da -4 a -2
B) da -1 a 0
C) da 0 a -1
D) da +2 a +3

47. Soluzione

In una reazione di riduzione il numero di ossidazione scende, come da 0 a -1. (Risposta C)

48. Sono costituiti da più atomi:

- A) 26,0 grammi di cromo
- B) 24,0 grammi di carbonio
- C) 40,0 grammi di calcio
- D) il numero di atomi è lo stesso nei tre casi

48. Soluzione

26 g di Cr (PA 52) sono 0,5 mol; 24 g di C (PA 12) sono 2 mol; 40 g di Ca (PA 40) sono 1 mol. (Risposta B)

49. L'energia richiesta per rimuovere un elettrone da un atomo neutro in fase gassosa si chiama:

- A) energia di ionizzazione
- B) affinità elettronica
- C) energia cinetica
- D) energia reticolare

49. Soluzione

L'energia di ionizzazione è l'energia richiesta per la reazione: $\text{Na}_{(g)} \rightarrow \text{Na}_{(g)}^{+} + e^{-}$. (Risposta A)

50. Nella tavola periodica gli elementi sono riportati:

- A) in ordine cronologico di scoperta
- B) in ordine crescente di numero atomico
- C) in ordine decrescente di numero atomico
- D) in ordine decrescente di peso atomico

50. Soluzione

Nella tavola periodica gli elementi sono elencati in ordine crescente di numero atomico a partire dal più piccolo, l'idrogeno, che ha $Z = 1$. Elementi che hanno peso atomico diverso, ma hanno lo stesso numero atomico sono raggruppati nella stessa casella (isotopi = stesso posto). (Risposta B)

51. Il numero di elettroni spaiati che presenta l'atomo di azoto nel suo stato fondamentale è:

- A) 0
- B) 1
- C) 2
- D) 3

51. Soluzione

$\cdot\ddot{N}\cdot$

 L'azoto ha 5 elettroni nel guscio di valenza; due, accoppiati, occupano l'orbitale 2s e tre, spaiati, occupano i tre orbitali 2p. (Risposta D)

52. Due isotopi di uno stesso elemento differiscono per:

- A) il numero di protoni
- B) il numero di neutroni
- C) il numero di elettroni
- D) la somma del numero di protoni ed elettroni

52. Soluzione

Due isotopi dello stesso elemento hanno lo stesso numero di protoni e diverso numero di neutroni. (Risposta B)

53. Gli ioni F^{-} e O^{2-} hanno:

- A) stesso numero di protoni
- B) stesso numero di elettroni
- C) stessa carica
- D) stessa massa

53. Soluzione

F^{-} e O^{2-} hanno completato il loro guscio di valenza raggiungendo l'ottetto, cioè la configurazione elettronica del gas nobile neon. Hanno lo stesso numero di elettroni: $1s^2 2s^2 2p^6$. (Risposta B)

54. In una reazione redox, l'ossidante è la specie chimica:

- A) che perde elettroni
- B) che acquista elettroni
- C) il cui numero di ossidazione non varia
- D) il cui numero di ossidazione aumenta

54. Soluzione

L'ossidante acquista elettroni sottraendoli ad un'altra specie che così si ossida. (Risposta B)

55. Indicare il tipo di legame che si rompe durante l'ebollizione dell'acqua.

- A) legame covalente polare
- B) legame covalente non polare
- C) legame a idrogeno
- D) nessuna delle risposte precedenti è corretta

55. Soluzione

Le molecole d'acqua in fase liquida sono legate tra loro con legame idrogeno. Questo legame deve essere rotto quando una molecola di acqua si stacca dalle altre per passare in fase vapore. (Risposta C)

56. Indicare quale delle seguenti coppie di elementi può realizzare un legame covalente.

- A) Br e Na
- B) F e Ca
- C) C e O
- D) Cl e K

56. Soluzione

Per la forte differenza di elettronegatività, alogeni come Br, F, Cl realizzano legami ionici con metalli come Na, Ca, K. Invece, i non metalli come C e O si uniscono tra loro con legami covalenti come in CO_2 . (Risposta C)

57. Nella molecola HCN sono presenti in totale:

- A) un triplo legame e un doppio legame
- B) due doppi legami
- C) un triplo legame e un legame singolo
- D) due legami singoli

57. Soluzione

$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$: Il carbonio realizza un legame triplo con l'azoto ed uno singolo con l'idrogeno. (Risposta C)

58. Il legame ionico si forma tipicamente:

- A) tra atomi dello stesso elemento
- B) tra atomi di elementi con alta differenza di elettronegatività
- C) tra atomi di elementi con bassa differenza di elettronegatività
- D) tra atomi metallici

58. Soluzione

Il legame ionico si forma tra atomi con una grande differenza di elettronegatività in modo che l'anione possa continuare a trattenere l'elettrone in eccesso anche quando è vicino al catione. (Risposta B)

59. Indicare il volume di un recipiente che contiene 3,30 kg di Ne alla pressione di $1,0 \cdot 10^7$ Pa e alla temperatura di 25 °C.

- A) circa 400 L
- B) circa 4 L
- C) circa 40 m^3
- D) circa 40 L

59. Soluzione

Le moli di Ne sono: $3300/20,18 = 163,5$ mol. La pressione, in atmosfere, è: $1,0 \cdot 10^7 / 1,013 \cdot 10^5 = 98,7$ atm.

Dalla legge dei gas si ottiene il volume: $V = nRT/P = (163,5 \cdot 0,0821 \cdot 298)/98,7 = 40$ L. (Risposta D)

60. Un recipiente chiuso, con una parete scorrevole, termostato a 30 °C contiene 3 moli di gas ideale. Quale pressione bisogna esercitare sulla parete scorrevole affinché il volume diventi 3 dm^3 ?

- A) $2,52 \cdot 10^7$ Pa
- B) $2,52 \cdot 10^6$ Pa
- C) $2,52 \cdot 10^5$ Pa
- D) 24,9 Pa

60. Soluzione

Dalla legge dei gas si ricava la pressione: $P = nRT/V = (3 \cdot 0,0821 \cdot 303)/3 = 24,88$ atm.

La pressione, in Pascal, diventa: $24,88 \cdot 1,013 \cdot 10^5 = 2,52 \cdot 10^6$ Pa. (Risposta B)

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

41. Il Neon, che appartiene al gruppo VIII della tavola periodica, ha molecola:

- A) monoatomica con il guscio elettronico esterno completo
- B) monoatomica con l'espansione dell'ottetto
- C) diatomica ed è poco reattivo in assenza di fiamme o filamenti incandescenti
- D) tetra-atomica come il fosforo

41. Soluzione

Come tutti i gas nobili, il neon è molto poco reattivo e forma molecole monoatomiche. Avendo gli orbitali 2s e 2p pieni, ha il guscio esterno completo (risposta A). Altri gas nobili, pur formando molecole monoatomiche come il Ne, non hanno il guscio esterno completo, ma solo gli orbitali s e p. L'argon, per esempio, ha gli orbitali 3s e 3p pieni, ma ha l'orbitale 3d vuoto. La speciale stabilità dei gas nobili, a parte He, è dovuta alla stabilità degli orbitali s e p pieni, da questo nasce la regola dell'ottetto. (Risposta A)

42. Determinare la formula minima del composto costituito dal 47,97% in massa di zinco e dal 52,03% di cloro.

- A) ZnCl B) ZnCl₂ C) Zn₂Cl₃ D) Zn₂Cl

42. Soluzione

In 100 g, le moli di Zn sono: $47,97/65,38 = 0,734$ mol; le moli di Cl sono: $52,03/35,45 = 1,468$ mol.

Dividendo per il valore minore si ottiene il rapporto in moli: Zn ($0,734/0,734 = 1$); Cl ($1,468/0,734 = 2$).

La formula minima è quindi ZnCl₂.

(Risposta B)

43. Secondo la teoria VSEPR una geometria lineare può derivare dalla presenza sull'atomo centrale di:

- A) due coppie di legame e tre coppie di non legame
- B) due coppie di legame e due coppie di non legame
- C) due coppie di legame e una coppia di non legame
- D) nessuna delle tre risposte precedenti è corretta

43. Soluzione

Nella bipiramide trigonale, le coppie di non legame vanno poste nella base (dove sono più lontane tra loro: 120°), quindi, se l'atomo centrale possiede tre coppie di non legame e due di legame, forma 2 legami assiali e la molecola è lineare come in ICl₂⁻ o I³⁻. (Risposta A)

44. Utilizzando la teoria VSEPR, prevedere quale tra le seguenti coppie di molecole è apolare.

- A) SO₂ e XeF₂ B) H₂O e XeF₂ C) CO₂ e H₂O D) CO₂ e XeF₂

44. Soluzione

Nelle prime tre opzioni vi è sempre una molecola angolata, quindi polare: A (SO₂), B (H₂O), C (H₂O).

Resta solo la risposta D che contiene due molecole lineari i cui dipoli si annullano per simmetria: CO₂, molecola lineare ben nota, e XeF₂ lineare dato che è isoelettronica con ICl₂⁻ vista sopra. (Risposta D)

Ricaviamo comunque la struttura di XeF₂. Xe ha 8 elettroni di valenza. Con due elettroni Xe realizza due legami con i due atomi di fluoro, gli restano tre coppie di elettroni di non legame. In totale Xe deve ospitare 5 coppie di elettroni (2 di legame, 3 di non legame) che si dispongono a bipiramide trigonale. Le coppie di non legame (ingombranti) si dispongono verso i tre vertici di base (angoli di 120°). Le due coppie di legame occupano le restanti due posizioni assiali. La molecola ha una struttura lineare ed è apolare perché i due dipoli Xe-F e quelli delle coppie di non legame si annullano tra loro.

45. L'alluminio contenuto in un minerale grezzo viene isolato come Al₂(SO₄)₃. Da 25,00 kg di minerale si ottengono 15,50 kg di Al₂(SO₄)₃. Calcolare la percentuale in massa di Al nel minerale grezzo.

- A) 4,88% B) 9,76% C) 2,44% D) 19,5%

45. Soluzione

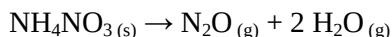
La massa molare di Al₂(SO₄)₃ è: $2 \cdot 26,98 + 3(32 + 64) = 342$ g/mol.

Le moli di Al₂(SO₄)₃ sono: $15500/342 = 45,32$ mol. Le moli di Al sono il doppio: $45,32 \cdot 2 = 90,64$ mol.

La massa di Al è: $90,64 \cdot 26,98 = 2455,6$ g. La % di Al è: $2455,6/25000 = 9,82\%$.

(Risposta B)

46. Determinare la resa percentuale della reazione:



sapendo che da 36,5 g di nitrato di ammonio si ottengono 5,52 L di ossido di diazoto gassoso, misurato in condizioni normali (1 atm, 0 °C).

- A) 15,1% B) 30,2% C) 27,0% D) 54,0%

46. Soluzione

La massa molare di NH_4NO_3 è: $2 \cdot 14 + 4 + 48 = 80$ g/mol. Le moli di NH_4NO_3 sono: $36,5/80 = 0,456$ mol.

Dalla legge dei gas si ricavano le moli di N_2O : $n = PV/RT = (1 \cdot 5,52)/(0,0821 \cdot 273) = 0,246$ mol.

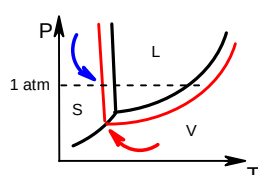
La resa è: $0,246/0,456 = 54,0\%$.

(Risposta D)

47. Un recipiente contenente un cubetto di ghiaccio ed acqua liquida è termostato a 273,15 K. Viene quindi aggiunto del cloruro di sodio ed il contenitore viene delicatamente agitato, sempre sotto termostatazione. Accade che:

- A) la massa del cubetto di ghiaccio aumenta
B) il cubetto di ghiaccio fonde
C) il cloruro di sodio viene inglobato nel cubetto di ghiaccio
D) parte dell'acqua liquida evapora

47. Soluzione



Aggiungendo sale all'acqua, la tensione di vapore dell'acqua diminuisce e così diminuisce la temperatura alla quale le tensioni di vapore dell'acqua salata e del ghiaccio puro si uguagliano (freccia rossa). Di conseguenza diminuisce la T di equilibrio acqua salata-ghiaccio (freccia blu), cioè diminuisce la T di fusione della soluzione.

Quindi il ghiaccio in acqua salata a 0 °C fonde.

(Risposta B)

48. Un sistema chiuso, in cui non avvengono reazioni chimiche, viene portato da uno stato iniziale 1 a uno stato finale 2 mediante un processo che non prevede svolgimento di lavoro. Quale delle seguenti affermazioni è vera?

- A) il calore scambiato nel processo non dipende dal percorso seguito
B) il calore scambiato nel processo dipende dal percorso seguito
C) il calore scambiato è nullo
D) nessuna delle risposte precedenti è corretta

48. Soluzione

Per il primo principio vale: $\Delta U = Q - W$ (calore assorbito – lavoro fatto). Se $W = 0$ allora $\Delta U = Q$ cioè il calore acquistato dal sistema è uguale alla variazione di energia interna. Dato che questa è una funzione di stato e non dipende dal percorso, anche il calore assorbito non dipende dal percorso.

(Risposta A)

49. Per diminuire la velocità di una reazione elementare è necessario:

- A) aumentare la temperatura B) diminuire la temperatura
C) aumentare la pressione D) nessuna delle risposte precedenti è corretta

49. Soluzione

La velocità di una reazione aumenta con la temperatura. Diminuire la temperatura la rallenta. (Risposta B)

Ad una temperatura minore ci sono meno molecole che hanno l'energia sufficiente per scavalcare l'energia di attivazione e reagire, inoltre diminuiscono gli urti tra molecole.

50. Una reazione ha legge cinetica $v = k [\text{A}]^x [\text{B}]^y$

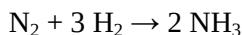
- A) la reazione è di ordine x rispetto ad A, di ordine y rispetto a B ed in totale di ordine x + y
B) la reazione è di ordine x rispetto ad A, di ordine y rispetto a B ed in totale di ordine x + y
C) la reazione è di ordine k
D) nessuna delle risposte precedenti è corretta

50. Soluzione

Nel prodotto di due potenze con uguale base (per es: $a^2 a^3$), si ottiene una potenza con la stessa base che ha per esponente la somma degli esponenti ($a^2 a^3 = a^{2+3} = a^5$). Così, se una reazione è di ordine x rispetto ad A e di ordine y rispetto a B, in totale è di ordine x + y.

(Risposta B)

51. Per la reazione in fase gassosa:



si osserva che, quando la temperatura aumenta, la costante di equilibrio diminuisce. Assumendo che ΔH° e ΔS° siano indipendenti dalla temperatura, si può affermare che:

- A) la reazione è endotermica
- B) la reazione è esotermica
- C) la reazione non produce calore
- D) nessuna delle risposte precedenti è corretta

51. Soluzione

Per il principio dell'equilibrio mobile, se, all'aumentare della temperatura, la reazione si sposta a sinistra, significa che verso sinistra assorbe calore, quindi la reazione verso destra è esotermica. (Risposta B)

52. La concentrazione di emoglobina nel sangue è 15,0% (m/v). In 1,00 mL di sangue sono sciolti 0,20 mL di O_2 misurati a 273 K e $1,01 \cdot 10^5$ Pa. Calcolare quanti milligrammi di O_2 sono legati ad 1,00 g di emoglobina.

- A) 2,50 mg
- B) 3,30 mg
- C) 1,90 mg
- D) 0,20 mg

52. Soluzione

Dalla legge dei gas si ricavano le moli di O_2 : $n = PV/RT = (1 \cdot 0,2)/(0,0821 \cdot 273) = 0,00892$ mmol

La massa di O_2 in un mL di sangue è: $32 \cdot 0,00892 = 0,2854$ mg. La massa/mL di emoglobina è: $15/100 = 0,15$ g.

La massa di O_2 per grammo di emoglobina è: $0,2854/0,15 = 1,90$ mg. (Risposta C)

53. Indicare il composto più solubile in H_2O :

- A) AgCl
- B) AgSCN
- C) Ag_2CrO_4
- D) Ag_2S

53. Soluzione

Le quattro K_{ps} sono: AgCl ($1,8 \cdot 10^{-10}$); AgSCN ($1,0 \cdot 10^{-12}$); Ag_2CrO_4 ($9,0 \cdot 10^{-12}$); Ag_2S ($6,0 \cdot 10^{-51}$).

Tra i primi due il più solubile è AgCl : $\text{AgCl} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$ $K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2$ $s = \sqrt{K_{ps}} = 1,34 \cdot 10^{-5}$ M.

Tra i secondi due il più solubile è Ag_2CrO_4 : $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2 \text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$ $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = (2s)^2 \cdot s$

$K_{ps} = 4s^3$ $s = \sqrt[3]{K_{ps}/4} = 1,31 \cdot 10^{-4}$ M. La solubilità s di Ag_2CrO_4 è maggiore. (Risposta C)

54. Se si mescolano volumi uguali di una soluzione acquosa 0,020 M di BaBr_2 e di una soluzione acquosa 0,050 M di AgF :

- A) precipita AgBr
- B) precipita BaF_2
- C) precipitano AgBr e BaF_2
- D) non si forma nessun solido

54. Soluzione

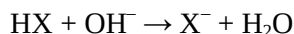
Le due K_{ps} sono: AgBr ($3,3 \cdot 10^{-13}$); BaF_2 ($1,7 \cdot 10^{-6}$). Le concentrazioni si dimezzano e diventano 0,01 e 0,025.

Quindi si ottiene: $[\text{Ag}^+] = 0,025$ M; $[\text{Br}^-] = 0,02$ M; $[\text{Ba}^{2+}] = 0,01$ M; $[\text{F}^-] = 0,025$ M

Ag^+ precipita con Br^- infatti: $[\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = 0,025 \cdot 0,02 = 5,0 \cdot 10^{-4} > K_{ps}$ ($3,3 \cdot 10^{-13}$).

Ba^{2+} precipita con F^- infatti: $[\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2 = 0,01 \cdot 0,025^2 = 6,25 \cdot 10^{-6} > K_{ps}$ ($1,7 \cdot 10^{-6}$). (Risposta C)

55. Un acido debole HX in soluzione acquosa reagisce con NaOH secondo la seguente reazione di equilibrio la cui costante K è uguale a $10^{9,5}$:

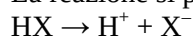


Calcolare la costante acida (K_a) dell'acido HX .

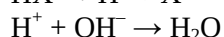
- A) $10^{-4,5}$
- B) $10^{-9,5}$
- C) $10^{-7,5}$
- D) $10^{-6,4}$

55. Soluzione

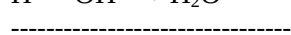
La reazione si può ottenere dalla somma delle due seguenti reazioni:



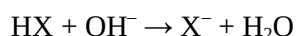
$$K_1 = K_a$$



$$K_2 = K_w^{-1} = 10^{14}$$



sommando membro a membro si ottiene:



$$K = 10^{9,5} = K_1 \cdot K_2 = K_a \cdot 10^{14}$$

Da cui si ricava: $K_a = 10^{9,5}/10^{14} = 10^{-4,5}$.

(Risposta A)

56. Calcolare la concentrazione molare di ioni Ba^{2+} in una soluzione satura di $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ ($K_{ps} = 1,3 \cdot 10^{-29}$) considerando solo l'equilibrio di solubilità.

- A) $5,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
 B) $1,3 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
 C) $5,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
 D) $2,0 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

56. Soluzione

La reazione di dissociazione è: $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow 3 \text{Ba}^{2+} + 2 \text{PO}_4^{3-}$ $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 = (3s)^3 (2s)^2$

$$K_{ps} = 27s^3 \cdot 4s^2 = 108s^5 \quad s = \sqrt[5]{\frac{K_{ps}}{108}} = \sqrt[5]{\frac{1,3 \cdot 10^{-29}}{108}} = 6,5 \cdot 10^{-7}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 3s = 3 \cdot 6,5 \cdot 10^{-7} = 1,96 \cdot 10^{-6} \text{ M} \quad (2,0 \cdot 10^{-6} \text{ M}). \quad (\text{Risposta D})$$

57. Quanti grammi di Mg bisogna ossidare per preparare 30,0 g di MgO, assumendo che la resa della reazione sia 80%?

- A) 43,6 g B) 10,7 g C) 22,5 g D) 4,4 g

57. Soluzione

La massa molare di MgO è: $24,3 + 16 = 40,3 \text{ g/mol}$. Le moli di MgO sono: $30/40,3 = 0,7444 \text{ mol}$.

La massa teorica di Mg è: $0,7444 \cdot 24,3 = 18,09 \text{ g}$. Con una resa dell'80%: $18,09/0,8 = 22,6 \text{ g}$. (Risposta C)

58. Calcolare il prodotto di solubilità di Bi_2S_3 , sapendo che a 25°C la sua solubilità è uguale a 10^{-15} M . (Si consideri solo l'equilibrio di solubilità, trascurando gli equilibri acido-base)

- A) $8,4 \cdot 10^{-70}$ B) $1,1 \cdot 10^{-73}$ C) $5,2 \cdot 10^{-33}$ D) $9,6 \cdot 10^{-55}$

58. Soluzione

La reazione di dissociazione è: $\text{Bi}_2\text{S}_3 \rightarrow 2 \text{Bi}^{3+} + 3 \text{S}^{2-}$ $K_{ps} = [\text{Bi}^{3+}]^2 [\text{S}^{2-}]^3 = (2s)^2 (3s)^3 = 4s^2 \cdot 27s^3$

$$K_{ps} = 108s^5 \quad K_{ps} = 108 (10^{-15})^5 = 108 \cdot 10^{-75} = 1,1 \cdot 10^{-73}. \quad (\text{Risposta B})$$

59. Indicare l'affermazione ERRATA:

- A) nelle forme meso è sempre presente solo uno stereocentro
 B) nelle forme meso esiste un piano di simmetria
 C) le forme meso sono molecole achirali
 D) enantiomeri e diastereoisomeri coesistono con la forma meso

59. Soluzione

Le forme meso hanno 2 o più stereocentri, ma non sono chirali. Nelle forme meso gli stereocentri sono simmetrici tra loro e la simmetria interna alla molecola cancella ogni chiralità. (Risposta A)

60. La reazione di saponificazione comporta:

- A) l'idrolisi di un epossido
 B) l'idrolisi di un estere con NaOH acquoso
 C) la sintesi di una ammina aromatica
 D) l'idrolisi di un estere in HCl acquoso

60. Soluzione

La saponificazione è l'idrolisi di un estere in ambiente basico. La reazione va a completezza perché l'ultimo passaggio è irreversibile. Il nome deriva dall'idrolisi basica dei trigliceridi che produce sapone. (Risposta B)

Soluzioni proposte da Mauro Tonellato