

## Giochi della Chimica 2015

### Problemi risolti – Fase regionale – Classi A e B

1. Quanti grammi di acqua occorre aggiungere ad una soluzione di  $\text{KNO}_3$  al 53,0% (m/m) per ottenere 170,0 g di una soluzione di  $\text{KNO}_3$  al 15,0% (m/m)?

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

#### 1. Soluzione

La massa di  $\text{KNO}_3$  nella soluzione finale è:  $170 \cdot 0,15 = 25,5$  g. La quantità di soluzione al 53% da prelevare si ottiene dalla proporzione:  $100 : 53,0 = x : 25,5$  da cui:  $x = 100 \cdot 25,5/53,0 = 48,1$  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  $\text{p}K_a$  dell'aspirina è:  $\text{p}K_a = -\log K_a = -\log 3,2 \cdot 10^{-4} = 3,495$ .

Il  $\text{pH}$  di una soluzione tampone è:  $\text{pH} = \text{p}K_a - \log [\text{HA}]/[\text{A}^-]$  da cui si ricava:  $\log [\text{HA}]/[\text{A}^-] = \text{p}K_a - \text{pH}$   
 $\log [\text{HA}]/[\text{A}^-] = 3,495 - 2 = 1,495$  da cui si ottiene:  $[\text{HA}]/[\text{A}^-] = 10^{1,495} = 31,3$ . (Risposta C)

3. Sulla cima di una montagna la temperatura è di  $10^\circ\text{C}$  e la pressione è  $933,1 \cdot 10^2$  Pa. Ai piedi della montagna si registra una temperatura di  $30^\circ\text{C}$  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 è:  $d = m/V = (n \cdot MM)/V$ . Nel rapporto tra le due densità la massa molare e il volume si semplificano, quindi basta conoscere il numero di moli su un litro. Dalla legge dei gas  $PV = nRT$  si ottiene:  $n = PV/RT$ .

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

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

4. A  $20^\circ\text{C}$  la solubilità in acqua del nitrato di sodio è 88% (m/m), mentre a  $0^\circ\text{C}$  è 8,7 M. Raffreddando fino a  $0^\circ\text{C}$  75,0 g di una soluzione satura a  $20^\circ\text{C}$ , 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  $20^\circ\text{C}$ , su 100 g di soluzione vi sono 88 g di  $\text{NaNO}_3$  (88%).

A  $0^\circ\text{C}$ , su 100 g (100 mL) di soluzione vi sono 0,87 mol di  $\text{NaNO}_3$  (massa molare =  $23 + 14 + 48 = 85 \text{ g/mol}$ ) quindi vi sono  $0,87 \cdot 85 = 73,95$  g di  $\text{NaNO}_3$  (73,95%) e  $100 - 73,95 = 26,05$  g di acqua (26,05%).

Su 75 g di soluzione a  $20^\circ\text{C}$  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  $0^\circ\text{C}$  precipitano alcuni grammi di sale e restano x g in soluzione.

A  $0^\circ\text{C}$  l'acqua in soluzione rimane invariata: 9 g. Dato che è il 26,05%, la 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 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 soluto nella prima soluzione è:  $50 \cdot 0,03 = 1,5$  g. Nella seconda soluzione è:  $121 \cdot 0,19 = 22,99$  g.

Il soluto complessivo è:  $1,5 + 22,99 = 24,49$  g. La massa della soluzione finale è:  $50 + 121 = 171$  g.

La concentrazione 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° (cioè 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:  $m = V \cdot d = 11,4 \cdot 0,789 = 9,0$  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  $20^\circ \text{C}$ , 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  $\text{g/m}^3$ ).

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

#### 8. Soluzione

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

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

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

Il volume della stanza è:  $10 \cdot 6 \cdot 3 = 180 \text{ m}^3$ . La concentrazione 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  $10,6 + 6,4 + 3 = 20$  kg. I grammi di Bi si ricavano dalla proporzione:  $20 : 10,6 = 70 : x$

$x = 10,6 \cdot 70/20 = 37,1$  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<sub>2</sub>, calcolare quante mol/L di O<sub>2</sub> 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<sub>2</sub> è del 75%, una molecola di emoglobina lega  $4 \cdot 0,75 = 3$  molecole di O<sub>2</sub>.

Se in un litro di sangue vi sono 0,0025 moli di emoglobina, vi sono  $0,0025 \cdot 3 = 0,0075$  mol di O<sub>2</sub>. (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<sup>-1</sup>  
 B) 55,6 g mol<sup>-1</sup>  
 C) 44,2 g mol<sup>-1</sup>  
 D) 81,6 g mol<sup>-1</sup>

### 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

La massa molare del gas è:  $MM = m/n = 1,75/0,0446 = 39,2$  g/mol. (Risposta A)

12. Quanti grammi di ossigeno si ottengono decomponendo in modo quantitativo 90 g di glucosio (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>)?

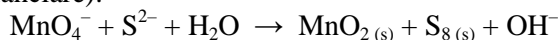
- A) 36 g                      B) 52 g                      C) 29 g                      D) 48 g

### 12. Soluzione

La massa molare di C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> 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:  $0,5 \cdot 6 = 3$  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):

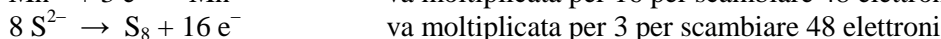
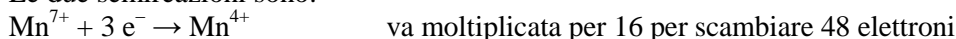


Calcolare i grammi di zolfo che si ottengono mettendo a reagire 15,00 mL di una soluzione acquosa di KMnO<sub>4</sub> 0,100 M con una soluzione acquosa contenente abbastanza ione solfuro da fare reagire tutto il permanganato.

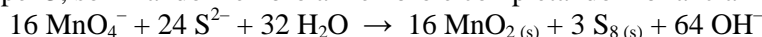
- A) 0,032 g                      B) 0,154 g                      C) 0,018 g                      D) 0,072 g

### 13. Soluzione

Le due semireazioni sono:



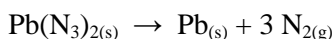
Moltiplicando per 16 e per 3, sommando membro a membro e completando il bilanciamento si ottiene:



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

Le moli di KMnO<sub>4</sub> sono:  $0,015 \cdot 0,1 = 0,0015$  mol. Le moli di S<sub>8</sub> si ottengono dividendo per 16 e moltiplicando per 3:  $0,0015 \cdot 3/16 = 0,000281$  mol. La massa di S<sub>8</sub> è:  $256 \cdot 0,000281 = 0,072$  g. (Risposta D)

14. Il composto Pb(N<sub>3</sub>)<sub>2</sub> 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 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<sub>3</sub>)<sub>2</sub> sono 1/3:  $2,91/3 = 0,97$  mol. La massa molare di Pb(N<sub>3</sub>)<sub>2</sub> 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  $\text{SiO}_2$  ed il 10% di  $\text{H}_2\text{O}$ . Calcolare la % in massa di  $\text{SiO}_2$  nell'argilla secca.

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

**15. Soluzione**

100 g di argilla diventano 90 g di argilla secca. La % di  $\text{SiO}_2$  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  $\text{PO}_4^{3-}$  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  $\text{PO}_4^{3-}$  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  $\text{H}_2\text{O}$  e una mole di  $\text{NH}_3$  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  $\text{H}_2\text{O}$  pesa 18  $u$ , prendendo 18 g di  $\text{H}_2\text{O}$  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)  $n = 3$ ;  $l = +1$ ;  $m_s = 0$   
 B)  $n = 2$ ;  $l = +1$ ;  $m_s = +1$   
 C)  $n = 1$ ;  $l = 0$ ;  $m_s = 0$   
 D)  $n = 1$ ;  $l = +1$ ;  $m_s = 0$

**19. Soluzione**

Il numero quantico secondario  $l$  può assumere i valori interi da 0 a  $n-1$ . In D, con  $n = 1$ ,  $l$  può valere solo zero.

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

20. Indicare tutti i valori possibili di  $m_s$  per  $l = 2$ .

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

**20. Soluzione**

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

Con  $l = 2$  i valori sono  $-2, -1, 0, +1, +2$ . Infatti, gli orbitali  $d$ , che hanno  $l = 2$ , 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 è l'atomo più elettronegativo (4,0), nella tavola periodica è in alto a destra. (La risposta A è scartata).

Il cesio 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<sup>+</sup>, in un acido, si legano cationi metallici, come Na<sup>+</sup>, 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 <sup>34</sup>Cl e <sup>35</sup>Cl e il primo è più abbondante del secondo
- B) gli isotopi sono <sup>34</sup>Cl e <sup>35</sup>Cl e il primo è meno abbondante del secondo
- C) gli isotopi sono <sup>35</sup>Cl e <sup>37</sup>Cl e sono di pari abbondanza
- D) gli isotopi sono <sup>35</sup>Cl e <sup>37</sup>Cl e il primo è più abbondante del secondo

**25. Soluzione**

Se gli isotopi fossero <sup>34</sup>Cl e <sup>35</sup>Cl, la massa media sarebbe inferiore a 35, quindi, A e B sono errate.

Se gli isotopi <sup>35</sup>Cl e <sup>37</sup>Cl fossero presenti in uguale quantità, la massa media sarebbe 36. Dato che questa è più vicina a 35, <sup>35</sup>Cl è l'isotopo più abbondante. (Risposta D)

Osservando che gli scostamenti dalla massa media di <sup>35</sup>Cl e <sup>37</sup>Cl sono, rispettivamente, di circa 0,5 u e 1,5 u, si può stimare che la loro abbondanza relativa sia circa 3:1 (<sup>35</sup>Cl : <sup>37</sup>Cl).

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

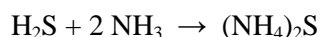
- A) AsS                      B) AsS<sub>2</sub>                      C) As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>                      D) As<sub>2</sub>S<sub>5</sub>

### 26. Soluzione

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

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 ( $0,6469/0,6469 = 1$ ). La formula minima provvisoria è AsS<sub>2,5</sub>. Per ottenere numeri piccoli e interi va moltiplicata per 2: As<sub>2</sub>S<sub>5</sub>. (Risposta D)

27. Indicare la massa di solfuro di ammonio, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S, 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

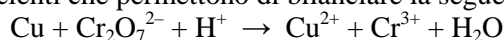
Le masse molari sono: H<sub>2</sub>S ( $32 + 2 = 34$  g/mol); NH<sub>3</sub> ( $14 + 3 = 17$  g/mol); (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S ( $18 \cdot 2 + 32 = 68$  g/mol).

Le moli di H<sub>2</sub>S sono:  $335/34 = 9,85$  mol e possono reagire con il doppio di moli di NH<sub>3</sub>:  $9,85 \cdot 2 = 19,71$  mol.

Le moli di NH<sub>3</sub> sono:  $377/17 = 22,18$  mol, sono più di quelle che possono reagire con H<sub>2</sub>S, e dato che sono in eccesso, le scriviamo tra parentesi. La reazione è governata dalle moli di H<sub>2</sub>S, il reagente limitante.

Le moli di (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S sono 9,85 come quelle di H<sub>2</sub>S. La massa di (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S 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

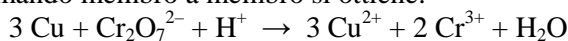
### 28. Soluzione

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

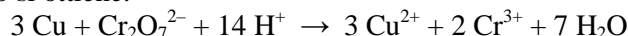
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$                       va moltiplicata per 3 per scambiare 6 elettroni

$2 \text{Cr}^{6+} + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}$

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 Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> 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%; Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: 32,1%  
 B) CrO: 32,1%; Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: 67,9%  
 C) CrO: 75,0%; Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: 25,0%  
 D) CrO: 25,0%; Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: 75,0%

### 29. Soluzione

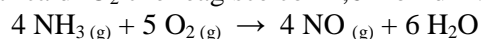
La massa molare di CrO è:  $52 + 16 = 68$  g/mol. La % in massa di cromo in CrO è:  $52/68 = 76,5\%$ .

La massa molare di Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> è:  $2 \cdot 52 + 3 \cdot 16 = 152$  g/mol. La % in massa di cromo in Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> 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<sub>2</sub> che reagisce con 1,6 moli di NH<sub>3</sub>, secondo la reazione:

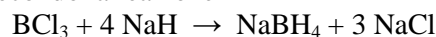


- A) 2,0 moli                      B) 1,25 moli                      C) 5,0 moli                      D) 0,80 moli

**30. Soluzione**

Le moli di O<sub>2</sub> si ottengono dividendo per 4 e moltiplicando per 5 le moli di NH<sub>3</sub>:  $1,6 \cdot 5/4 = 2$  mol. (Risposta A)

31. Se BCl<sub>3</sub> e NaH si trasformano secondo la reazione



in presenza di una opportuna quantità di BCl<sub>3</sub>, 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**

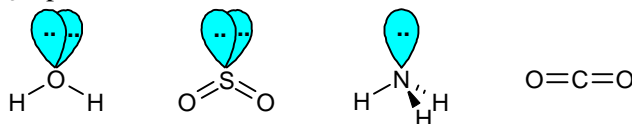
Lo iodio I<sub>2</sub> è una sostanza apolare, quindi è solubile in un solvente apolare come CCl<sub>4</sub>. (Risposta B)

36. Indicare quale tra le seguenti molecole è lineare.

- A) H<sub>2</sub>O                      B) SO<sub>2</sub>                      C) CO<sub>2</sub>                      D) NH<sub>3</sub>

**36. Soluzione**

H<sub>2</sub>O e SO<sub>2</sub> sono angolate, NH<sub>3</sub> è piramidale, CO<sub>2</sub> 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  $P$  determina una diminuzione di  $V$ . (Risposta B)

38. Calcolare la quantità di calore che occorre fornire ad una mole d'acqua per riscaldarla da  $25^{\circ}\text{C}$  a  $35^{\circ}\text{C}$  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

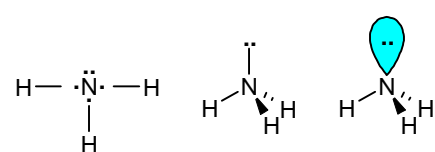
**38. Soluzione**

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 geometria (posizione media relativa degli atomi):

- A) planare (un triangolo equilatero con l'azoto al centro)
- B) planare (un quadrilatero con l'azoto in uno dei vertici)
- 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:

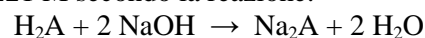
- A) concentrarsi, ristagnando al suolo e nelle cavità e causando situazioni di accumulo pericolose
- B) diffondere verso l'alto diluendosi nell'atmosfera
- C) riscaldarsi repentinamente provocando esplosioni improvvise
- D) nessuna delle risposte precedenti è corretta

**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 classe A (41-60)**

41. Calcolare la massa molare di un acido  $\text{H}_2\text{A}$ , sapendo che 2,730 g reagiscono completamente con  $135,0 \text{ cm}^3$  di una soluzione acquosa di  $\text{NaOH}$  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  $\text{NaOH}$  sono  $V \cdot M = 0,135 \cdot 0,221 = 0,0298 \text{ mol}$ . Le moli di  $\text{H}_2\text{A}$  sono la metà:  $0,0298/2 = 0,0149 \text{ mol}$ . La massa molare di  $\text{H}_2\text{A}$  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 % di ZnS deve essere maggiore di quella dello Zn 42,3% (B e C sono scartate).

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  $\text{NO}_2^-$ , base coniugata dell'acido debole  $\text{HNO}_2$  ( $\text{pK}_a$   $4,5 \cdot 10^{-4}$ ) con concentrazione 0,1 M.

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

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

44. Indicare il nome del composto di formula  $\text{MgHPO}_4$  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 ( $\text{PO}_4^{3-}$  è fosfato, Mg è magnesio).

(Risposta B)

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

- A)  $\text{AlCl}_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{AlPO}_4$   
B)  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{PO}_4)_3$   
C)  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{AlSO}_4$ ,  $\text{AlPO}_4$   
D)  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{AlPO}_4$

**45. Soluzione**

Le formule sono:  $\text{AlCl}_3$  ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cl}^-$ );  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ );  $\text{AlPO}_4$  ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ).

(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  $\text{H}_2\text{S}$  è binario (contiene due elementi); l'acido solforico  $\text{H}_2\text{SO}_4$  è ternario.

(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 (MA 52) sono 0,5 mol; 24 g di C (MA 12) sono 2 mol; 40 g di Ca (MA 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**

$\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$      $\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \\ 2s \end{array}$      $\begin{array}{c} \uparrow \\ 2p_x \end{array}$      $\begin{array}{c} \uparrow \\ 2p_y \end{array}$      $\begin{array}{c} \uparrow \\ 2p_z \end{array}$     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  $\text{F}^-$  e  $\text{O}^{2-}$  hanno:

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

**53. Soluzione**

$\text{F}^-$  e  $\text{O}^{2-}$  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 si legano 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<sub>2</sub>. (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**

H—C≡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  $1 \cdot 10^7$  Pa e alla temperatura di 25°C.

- A) circa 400 L
- B) circa 4 L
- C) circa 40 m<sup>3</sup>
- D) circa 40 L

**59. Soluzione**

Le moli di Ne sono:  $3300/20,18 = 163,5$  mol. La pressione, in atmosfere, è:  $1 \cdot 10^7/1,013 \cdot 10^5 = 98,7$  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<sup>3</sup>?

- 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  $PV = nRT$  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) ZnCl<sub>2</sub>                      C) Zn<sub>2</sub>Cl<sub>3</sub>                      D) Zn<sub>2</sub>Cl

**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 la formula minima: Zn ( $0,734/0,734 = 1$ ); Cl ( $1,468/0,734 = 2$ ).

La formula minima è quindi ZnCl<sub>2</sub>.

(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 (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 ICl<sub>2</sub><sup>-</sup> o I<sup>3-</sup>. (Risposta A)

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

- A) SO<sub>2</sub> e XeF<sub>2</sub>                      B) H<sub>2</sub>O e XeF<sub>2</sub>                      C) CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O                      D) CO<sub>2</sub> e XeF<sub>2</sub>

**44. Soluzione**

Nelle prime tre opzioni vi è sempre una molecola angolata, quindi polare: A (SO<sub>2</sub>), B (H<sub>2</sub>O), C (H<sub>2</sub>O).

Solo nella risposta D vi sono due molecole lineari i cui dipoli si annullano per simmetria: CO<sub>2</sub>, nota molecola

lineare, e XeF<sub>2</sub> lineare dato che è isoelettronica con ICl<sub>2</sub><sup>-</sup> vista sopra. (Risposta D)

Ricaviamo comunque la struttura di XeF<sub>2</sub>. 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 ha 5 coppie di elettroni da sistemare, che si dispongono a bipiramide trigonale. Le coppie di non legame si dispongono verso i tre vertici di base (più distanziate grazie agli angoli di 120°). Le due coppie di legame occupano le restanti due posizioni assiali. La molecola ha quindi una struttura lineare ed è apolare perché i due dipoli si annullano tra loro.

45. L'alluminio contenuto in un minerale grezzo viene isolato come Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>. Da 25,00 kg di minerale si ottengono 15,50 kg di Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>. 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 Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> è:  $2 \cdot 26,98 + 3 \cdot (32 + 64) = 342$  g/mol.

Le moli di Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> 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  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  è:  $2 \cdot 14 + 4 + 48 = 80$  g/mol. Le moli di  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  sono:  $36,5/80 = 0,456$  mol.

Dalla legge dei gas  $PV = nRT$  si ricavano le moli di  $\text{N}_2\text{O}$ :  $n = PV/RT = (1 \cdot 5,52)/(0,0821 \cdot 273) = 0,246$  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 la temperatura di equilibrio acqua ghiaccio diminuisce, cioè diminuisce la T di fusione, quindi il ghiaccio 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 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)

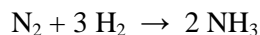
50. Una reazione ha legge cinetica  $v = k [\text{A}]^x [\text{B}]^y$

- 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:  $a^2 \cdot a^3$ ), si ottiene una potenza con la stessa base che ha per esponente la somma degli esponenti ( $a^{2+3} = a^5$ ). 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  $\Delta H^\circ$  e  $\Delta S^\circ$  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 così 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  $\text{O}_2$  misurati a 273 K e  $1,01 \cdot 10^5$  Pa. Calcolare quanti milligrammi di  $\text{O}_2$  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  $PV = nRT$  si ricavano le moli di  $\text{O}_2$ :  $n = PV/RT = (1 \cdot 0,2)/(0,0821 \cdot 273) = 0,00892$  mmol  
 La massa di  $\text{O}_2$  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  $\text{O}_2$  per grammo di emoglobina è:  $0,2854/0,15 = 1,90$  mg. (Risposta C)

53. Indicare il composto più solubile in  $\text{H}_2\text{O}$ :

- A) AgCl      B) AgSCN      C)  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$       D)  $\text{Ag}_2\text{S}$

### 53. Soluzione

Le  $K_{ps}$  sono: AgCl ( $1,8 \cdot 10^{-10}$ ); AgSCN ( $1,0 \cdot 10^{-12}$ );  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  ( $9,0 \cdot 10^{-12}$ );  $\text{Ag}_2\text{S}$  ( $6,0 \cdot 10^{-51}$ )

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  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ :  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$      $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}] = (2s)^2 \cdot s$

$K_{ps} = 4s^3$      $s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = 1,31 \cdot 10^{-4}$  M. La solubilità  $s$  di  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  è maggiore. (Risposta C)

54. Se si mescolano volumi uguali di una soluzione acquosa 0,020 M di  $\text{BaBr}_2$  e di una soluzione acquosa 0,050 M di AgF:

- A) precipita AgBr  
 B) precipita  $\text{BaF}_2$   
 C) precipitano AgBr e  $\text{BaF}_2$   
 D) non si forma nessun solido

### 54. Soluzione

Le  $K_{ps}$  sono: AgBr ( $3,3 \cdot 10^{-13}$ );  $\text{BaF}_2$  ( $1,7 \cdot 10^{-6}$ ). 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

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

$\text{Ba}^{2+}$  precipita con  $\text{F}^-$  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  $10^{9,5}$ :

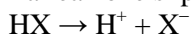


Calcolare la costante acida ( $K_a$ ) dell'acido HX.

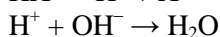
- A)  $10^{-4,5}$       B)  $10^{-9,5}$       C)  $10^{-7,5}$       D)  $10^{-6,4}$

### 55. Soluzione

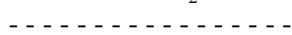
La reazione si può ottenere dalla somma delle seguenti due reazioni:



$$K_1 = K_a$$



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



sommando membro a membro si ottiene:



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

(Risposta A)

**56.** Calcolare la concentrazione molare di ioni  $\text{Ba}^{2+}$  in una soluzione satura di  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$  ( $K_{ps} = 1,3 \cdot 10^{-29}$ ) trascurando gli altri equilibri presenti in soluzione.

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

**56. Soluzione**

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

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

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

**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:  $24,3 + 16 = 40,3$  g/mol. Le moli di MgO sono:  $30/40,3 = 0,7444$  mol.

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

**58.** Calcolare il prodotto di solubilità di  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ , 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:  $\text{Bi}_2\text{S}_3 \rightarrow 2 \text{Bi}^{3+} + 3 \text{S}^{2-}$   $K_{ps} = [\text{Bi}^{3+}]^2 [\text{S}^{2-}]^3 = (2s)^2 (3s)^3 = 4s^2 \cdot 27s^3$   
 $K_{ps} = 108 s^5$   $K_{ps} = 108 (10^{-15})^5 = 108 \cdot 10^{-75} = 1,1 \cdot 10^{-73}$ . (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**

Per definizione, nelle forme meso ci sono 2 o più stereocentri che però sono simmetrici tra loro e quindi la molecola non è chirale. (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, una reazione che va a completezza perché è irreversibile. Il nome deriva dall'idrolisi basica dei trigliceridi che produce sapone. (Risposta B)

Soluzioni proposte da Mauro Tonellato