

Giochi della Chimica 2019

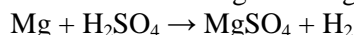
Problemi risolti – Fase regionale – Classi A e B

1. Un nastrino di magnesio di 48,6 g viene sciolto in un eccesso di acido solforico. Il gas che si forma viene fatto reagire quantitativamente con un eccesso di ossigeno molecolare. Indicare la sostanza che si forma in quest'ultima reazione e la sua quantità:

- A) SO₃; 80,1 g
 B) SO₃; 160,2 g
 C) H₂O; 18,0 g
 D) H₂O; 36,0 g

1. Soluzione

L'acido solforico scioglie il magnesio formando solfato di magnesio MgSO₄ e H₂ secondo la reazione:



Il gas H₂ che si sviluppa viene fatto reagire con O₂ in eccesso e forma H₂O: $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Per calcolare la quantità di H₂O dobbiamo osservare che il rapporto in moli Mg : H₂ : H₂O è 1 : 1 : 1

Le moli di H₂O formate coincidono con quelle di Mg reagite: $n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{Mg})$

Le moli di Mg sono: $48,6/24,3 = 2$ mol (moli di Mg e di H₂O)

La quantità di H₂O è: $2 \cdot 18 = 36$ g.

(Risposta D)

2. Indicare il numero di molecole di ossigeno che reagiscono con 53,96 g di alluminio per ottenere l'ossido di alluminio.

- A) $6,022 \cdot 10^{23}$
 B) $9,033 \cdot 10^{23}$
 C) $18,07 \cdot 10^{23}$
 D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

2. Soluzione

La reazione di formazione dell'ossido di alluminio (da bilanciare) è: $\text{O}_2 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

Può essere bilanciata direttamente, cominciando dagli ossigeni, scrivendo un 3 davanti a O₂ e un 2 davanti a Al₂O₃, e poi aggiustando Al: $3 \text{O}_2 + 4 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$

In generale, però, le reazioni di ossidoriduzione vanno bilanciate a partire dagli elettroni scambiati nelle due semireazioni:

$\text{O}_2 + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{O}^{2-}$ (rid) va moltiplicata per 3 per scambiare 12 elettroni

$2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 6 \text{e}^-$ (ox) va moltiplicata per 2 per scambiare 12 elettroni

Moltiplicando per 3 e 2 e poi sommando le due semireazioni si ottiene $3 \text{O}_2 + 4 \text{Al} \rightarrow 4 \text{Al}^{3+} + 6 \text{O}^{2-}$

La reazione bilanciata è: $3 \text{O}_2 + 4 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$

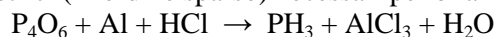
Le moli di Al sono: $53,96/26,98 = 2$ mol

Le moli di O₂ che reagiscono sono 3/4 di quelle di Al quindi $3/4 \cdot 2 = 1,5$ mol.

Il numero di molecole di O₂ è: $1,5 \cdot N = 1,5 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 9,03 \cdot 10^{23}$.

(Risposta B)

3. Indicare i coefficienti stechiometrici (in ordine sparso) necessari per bilanciare la seguente reazione:



- A) 1, 2, 4, 8, 8, 8
 B) 2, 2, 6, 6, 8, 8
 C) 2, 4, 4, 6, 6, 24
 D) 1, 4, 6, 8, 8, 24

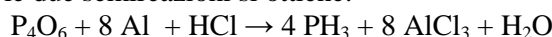
3. Soluzione

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

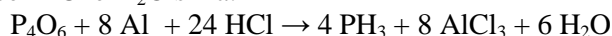
$4 \text{P}^{3+} + 24 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{P}^{3-}$ (rid) scambia 24 elettroni

$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$ (ox) va moltiplicata per 8 per scambiare 24 elettroni

Moltiplicando per 8 e sommando le due semireazioni si ottiene:



completando il bilanciamento per HCl e H₂O si ha:



I coefficienti sono: 1, 4, 6, 8, 8, 24

(Risposta D)

4. Il dottor McCoy sta analizzando le energie di ionizzazione di una sostanza elementare. Queste sono:
 1^a: 786,5 kJ/mol; 2^a: 1577,1 kJ/mol; 3^a: 3231,6 kJ/mol; 4^a: 4355,5 kJ/mol; 5^a: 16091 kJ/mol; 6^a: 19805 kJ/mol;
 7^a: 23780 kJ/mol; 8^a: 29287 kJ/mol.

Ne deduce che il gruppo di appartenenza è il seguente:

- A) 2 B) 13 C) 14 D) 15

4. Soluzione

L'energia di prima ionizzazione è l'energia minima richiesta per allontanare un elettrone da un atomo o da una molecola in fase gassosa e portarlo a distanza infinita. $X_{(g)} \rightarrow X^+_{(g)} + e^-$

Le energie di seconda, terza, quarta ionizzazione si riferiscono allo strappo dei successivi elettroni. Osservando l'andamento dei valori si osserva che, per ogni successiva ionizzazione, EI aumenta raddoppiando circa ad ogni passaggio. Il salto, però, è più grande tra la quarta e la quinta ionizzazione (4^a: 4355,5 kJ/mol; 5^a: 16091 kJ/mol) dove il valore quadruplica. Questo indica che i primi quattro elettroni appartengono al guscio esterno, mentre il quinto elettrone è strappato dal guscio sottostante, legato più intensamente. L'atomo in questione ha 4 elettroni nel guscio più esterno (come carbonio e silicio) e, quindi, appartiene al gruppo 14. (Risposta C)

5. Uno studente sta pesando 0,5080 g di iodio, che appare sotto forma di cristalli viola. A quante moli di iodio corrisponde tale massa?

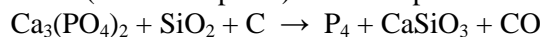
- A) 2,00 mmol B) 4,00 mmol C) 2,00 mol D) 4,00 mol

5. Soluzione

Lo iodio molecolare I₂ forma cristalli viola. La massa molecolare di I₂ è $2 \cdot 126,9 = 253,8$ g/mol.

Le moli di I₂ sono: $0,508/253,8 = 2,00 \cdot 10^{-3}$ mol = 2,00 mmol. (Risposta A)

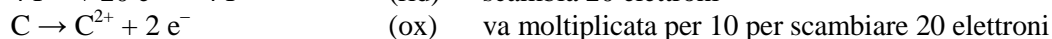
6. Indicare i coefficienti stechiometrici (in ordine sparso) necessari per bilanciare la seguente reazione:



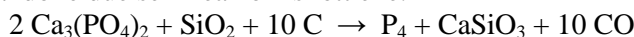
- A) 1, 2, 2, 6, 6, 10
 B) 1, 2, 6, 6, 10, 10
 C) 2, 6, 6, 10, 10, 10
 D) 2, 2, 6, 6, 10, 10

6. Soluzione

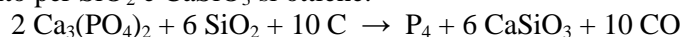
Nella reazione il fosforo si riduce, il carbonio si ossida, il silicio resta a n.o. +4. Le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 10 e sommando le due semireazioni si ottiene:



Completando il bilanciamento per SiO₂ e CaSiO₃ si ottiene:



I coefficienti sono: 1, 2, 6, 6, 10, 10 (Risposta B)

7. Indicare le molecole disposte in ordine crescente di angolo di legame:

- A) BH₃ CH₄ NH₃ H₂O
 B) CH₄ NH₃ BH₃ H₂O
 C) H₂O NH₃ CH₄ BH₃
 D) CH₄ BH₃ NH₃ H₂O

7. Soluzione

In BH₃ il boro è ibridato sp² e dispone i suoi tre elettroni di valenza nei tre orbitali sp², mentre resta vuoto l'ultimo orbitale 2p. BH₃ è planare trigonale con angoli di legame di 120°.

In CH₄ il carbonio è ibridato sp³ e forma un tetraedro regolare con angoli di 109°.

In NH₃ l'azoto è ibridato sp³, in uno dei 4 orbitali sp³ alloggia una coppia di non legame, più ingombrante, e comprime i tre legami N–H che così si avvicinano tra loro formando angoli di 107°.

In H₂O l'ossigeno è ibridato sp³, in due dei 4 orbitali sp³ alloggia due coppie di non legame, più voluminose, che comprimono doppiamente i due legami O–H che si avvicinano tra loro formando angoli di 105°.

Le molecole, ordinate secondo angoli di legame crescenti, sono quindi:

H₂O (105°) ; NH₃ (107°) ; CH₄ (109°) ; BH₃ (120°) (Risposta C)

8. L'Economia Atomica (Atom Economy, AE) è un metodo per misurare la sostenibilità di una reazione e fu introdotta con la nascita della Green Chemistry. Essa è una misura di quanti atomi, contenuti nei reagenti, finiscano efficacemente nei prodotti. L'AE si misura mediante la formula:

$AE = 100 \cdot (\text{massa molare del prodotto desiderato} \times \text{coefficiente stechiometrico}) / (\text{somma delle masse molari dei reagenti, ognuno moltiplicato per il suo coefficiente stechiometrico})$.

Più è alta questa percentuale e meno atomi andranno sprecati in prodotti indesiderati, generando così una minore quantità di sottoprodotti. Un chimico dovrebbe progettare le sue reazioni in modo da massimizzare questo valore (oltre a rispettare gli altri 11 principi della Green Chemistry). Tra le seguenti reazioni quantitative, indicare quella che produce solfato di calcio (prodotto desiderato) con efficienza atomica più alta.

- A) $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaSO}_3(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 B) $\text{Ag}_2\text{SO}_3(\text{aq}) + \text{CaCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaSO}_3(\text{aq}) + 2 \text{AgCl}(\text{s})$
 C) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaSO}_4(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 D) $\text{Ag}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{CaCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaSO}_4(\text{aq}) + 2 \text{AgCl}(\text{s})$

8. Soluzione

Il solfato di calcio è CaSO_4 e quindi possiamo eliminare subito le reazioni A e B che formano CaSO_3 .

Nella reazione C oltre a CaSO_4 si formano solo due molecole di H_2O , mentre nella reazione D i sottoprodotti sono due molecole di AgCl , molto più pesanti. La più efficiente, quindi è la reazione C.

Se, però, vogliamo calcolare l'economia atomica AE, la formula da applicare è:

$$AE = 100 \cdot (p \cdot M_{\text{prodotto}}) / (r_1 \cdot M_{\text{reagente1}} + r_2 \cdot M_{\text{reagente2}})$$

$$\text{Reazione C: } AE = 100 \cdot M_{\text{CaSO}_4} / (M_{\text{H}_2\text{SO}_4} + M_{\text{Ca}(\text{OH})_2}) = 100 \cdot 136 / (98 + 74) = 79\%$$

$$\text{Reazione D: } AE = 100 \cdot M_{\text{CaSO}_4} / (M_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} + M_{\text{CaCl}_2}) = 100 \cdot 136 / (371 + 111) = 28\%$$

La reazione C, quindi, ha un indice di economia atomica maggiore: 79%

(Risposta C)

9. Indicare la sequenza di numeri quantici che può descrivere l'elettrone di un orbitale 3d:

- A) $n = 4, l = 4, m_l = +2, m_s = +1/2$
 B) $n = 4, l = 3, m_l = -2, m_s = +1/2$
 C) $n = 3, l = 2, m_l = +2, m_s = +1$
 D) $n = 3, l = 2, m_l = -2, m_s = +1/2$

9. Soluzione

Un elettrone nell'orbitale 3d si trova nel terzo guscio ($n = 3$) (A e B errate).

L'orbitale d ha $l = 2$ (i valori di $l = 0, 1, 2, 3$ corrispondono agli orbitali s, p, d, f)

Con $l = 2$ i valori possibili di m_l vanno da -2 a $+2$ e quindi sono: $-2, -1, 0, +1, +2$.

I valori possibili di m_s sono solo due: $+1/2, -1/2$ (C errata).

La serie di valori accettabile è: $n = 3; l = 2; m_l = -2; m_s = +1/2$

(Risposta D)

10. Completare la seguente espressione.

L'emissione di una particella β^- da parte del nucleo di un atomo comporta:

- A) un aumento di una unità del numero atomico
 B) una diminuzione di una unità del numero atomico
 C) un aumento di una unità del numero di massa
 D) una diminuzione di quattro unità del numero atomico

10. Soluzione

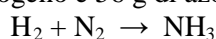
Una particella β^- è un elettrone veloce emesso da un neutrone che si trasforma in protone. $n \rightarrow p^+ + \beta^-$.

In seguito a questa trasformazione, decadimento β^- , nel nucleo si trova un protone in più e un neutrone in meno.

Il numero di massa resta costante, il numero atomico aumenta di un'unità.

(Risposta A)

11. In un recipiente vengono posti 18 g di idrogeno e 56 g di azoto affinché reagiscano per dare ammoniaca secondo la reazione (da bilanciare):



Indicare l'affermazione corretta:

- A) l'idrogeno è il reagente in eccesso.
 B) l'azoto è il reagente in eccesso.
 C) i reagenti sono in quantità stechiometriche esatte.
 D) la resa teorica è di 74 g di ammoniaca.

11. Soluzione

La reazione bilanciata è la seguente: $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

Tre moli di idrogeno reagiscono con una mole di azoto.

Le moli di H_2 sono: $18/2 = 9$ mol. Le moli di N_2 sono $56/28 = 2$ mol.

Per reagire con 2 mol di N_2 , servono $2 \cdot 3 = 6$ mol di H_2 : l'idrogeno è il reagente in eccesso. (Risposta A)

12. Indicare il legame covalente più polare:

- A) legame H–F B) legame B–F C) legame C–F D) legame O–F

12. Soluzione

La polarità di un legame è legata alla differenza di elettronegatività tra i due atomi coinvolti.

Il fluoro è l'atomo con la maggiore elettronegatività (4,0). Si deve individuare l'atomo con la più bassa elettronegatività tra H, B, C, O:

H (2,1); B (2,0); C (2,5); O (3,5).

(Nelle tabelle mancano i dati delle elettronegatività: in quanti si ricordavano che il boro ha $EN = 2,0$?)

Basta ricordare che in BH_3 (borano) il boro, meno elettronegativo dell'idrogeno, regge degli idrogeni parzialmente negativi, per questo il BH_3 si usa nelle reazioni anti-Markovnikov di idrobrazione-ossidazione degli alcheni.

L'atomo meno elettronegativo della serie è il boro B, quindi B–F è il legame più polare. (Risposta B)

13. Individuare la massa di rutenio costituita da $1,204 \cdot 10^{21}$ atomi.

- A) 202,0 g B) 202,0 mg C) 101,0 g D) 101,0 mg

13. Soluzione

La massa molare del rutenio è: 101 g mol^{-1} . La massa di un atomo è M/N , la massa di n atomi è: $m = n \cdot M/N$.

$m = 1,204 \cdot 10^{21} \cdot 101/6,022 \cdot 10^{23} = 202 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 202 \text{ mg}$ (Risposta B)

14. Indicare l'elemento che forma con il cloro il legame covalente più polare:

- A) Li B) K C) Ce D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

14. Soluzione

Il cloro è un atomo molto elettronegativo che forma legami ionici con i metalli alcalini (come in NaCl).

I primi due atomi, Li e K, sono metalli alcalini quindi in LiCl e LiK vi sono legami ionici. Il cerio Ce è un metallo dei lantanidi (metalli di grandi dimensioni con EI molto bassa), si presume che anche il cloruro di cerio sia ionico.

Quindi, nessuno dei tre elementi forma legami covalenti col cloro. (Risposta D)

15. Indicare il legame polarizzato mostrato in maniera corretta:

- A) $\text{H}^{\delta+} - \text{Mg}^{\delta-}$
 B) $\text{I}^{\delta+} - \text{Cl}^{\delta-}$
 C) $\text{I}^{\delta-} - \text{Cl}^{\delta+}$
 D) $\text{O}^{\delta-} - \text{F}^{\delta+}$

15. Soluzione

In un legame covalente polare, sull'atomo più elettronegativo emerge una parziale carica negativa (δ^-).

L'elettronegatività degli atomi in esame è: H (2,1); F (4,0); I (2,5); Cl (3,0); Mg (1,2); O (3,5).

L'idrogeno è più elettronegativo del magnesio (A errata).

Il cloro è più elettronegativo dello iodio (B corretta, C errata).

Il fluoro è più elettronegativo dell'ossigeno (D errata). (Risposta B)

16. Indicare la molecola in cui è presente almeno un legame doppio:

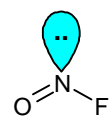
- A) Cl_2O B) ONF C) SbH_3 D) SCl_2

16. Soluzione

Dato che il cloro forma un solo legame (avendo un solo elettrone spaiato), Cl_2O e SCl_2 sono molecole con struttura angolata (come H_2O) e sono prive di doppi legami.

Sb è dello stesso gruppo dell'azoto, quindi SbH_3 ha una struttura piramidale, priva di doppi legami simile ad NH_3 .

Resta solo ONF . L'azoto, che deve formare tre legami, realizza un legame con F e un doppio legame con O. (Risposta B)



17. Sulla base dell'analisi delle forze intermolecolari, identificare quale tra le seguenti sostanze ha il punto di ebollizione più elevato:

- A) H₂O
- B) CH₄
- C) KCl
- D) HCl

17. Soluzione

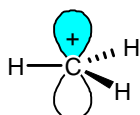
H₂O, CH₄ e HCl sono molecole covalenti, che hanno forti legami interni alla molecola, ma tra le molecole, i legami sono deboli, rispettivamente: legame idrogeno, di van der Waals e dipolo dipolo, e quindi i loro punti di ebollizione non sono molto elevati.

KCl, invece, è una sostanza ionica che estende il legame ionico a tutto il cristallo, quindi il suo punto di ebollizione è elevato perché solo a temperature elevate l'agitazione termica è in grado di rompere i forti legami ionici. (Risposta C)

18. Secondo la teoria VSEPR, la geometria della specie chimica CH₃⁺ è:

- A) piramidale trigonale
- B) a T
- C) trigonale planare
- D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

18. Soluzione



Il carbonio, nel catione CH₃⁺, deve ospitare attorno a sé tre elettroni che possono formare tre legami con una geometria planare trigonale a 120°. Il carbonio è ibridato sp² e ha un orbitale 2p vuoto che ospita la carica positiva sul quale avvengono gli attacchi nucleofili. (Risposta C)

19. Indicare il numero di atomi di calcio che presenti un campione di carbonato di calcio dal peso di 200 mg.

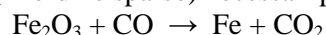
- A) 1,20 · 10²¹ atomi di calcio
- B) 1,20 · 10²⁴ atomi di calcio
- C) 6,02 · 10²⁰ atomi di calcio
- D) 6,02 · 10²³ atomi di calcio

19. Soluzione

La massa molare di CaCO₃ è: 40 + 12 + 48 = 100 g/mol. Le moli di CaCO₃ sono: 200 · 10⁻³/100 = 2,00 · 10⁻³ mol e coincidono con le moli di atomi di calcio.

Il numero di atomi di calcio è: n · N = 2,00 · 10⁻³ · 6,022 · 10²³ = 1,20 · 10²¹. (Risposta A)

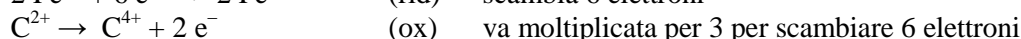
20. Indicare i coefficienti stechiometrici (in ordine sparso) necessari per bilanciare la seguente reazione:



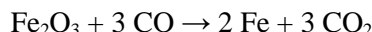
- A) 1, 2, 2, 3
- B) 1, 2, 3, 3
- C) 2, 2, 2, 3
- D) 2, 2, 3, 3

20. Soluzione

Le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 3 e poi sommando le due semireazioni si ottiene:



I coefficienti sono: 1, 2, 3, 3 (Risposta B)

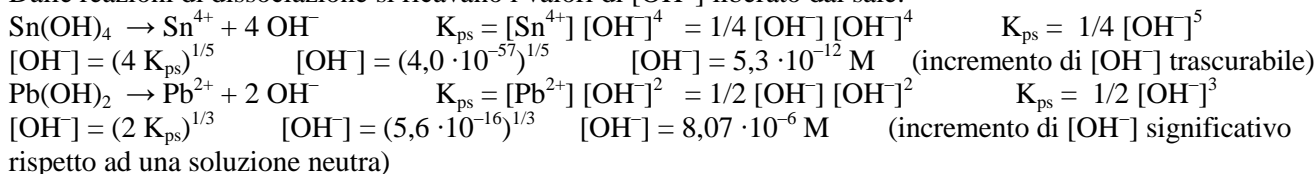
21. Individuare il solido nella cui soluzione satura c'è la concentrazione di ioni OH⁻ più elevata:

- A) Sn(OH)_{4(s)}
- B) Pb(OH)_{2(s)}
- C) Cu(OH)_{2(s)}
- D) Sn(OH)_{2(s)}

21. Soluzione

Dalle tabelle si ottengono i valori delle quattro K_{ps} : Sn(OH)_4 ($K_{ps} = 1,0 \cdot 10^{-57}$);
 Pb(OH)_2 ($K_{ps} = 2,8 \cdot 10^{-16}$); Cu(OH)_2 ($K_{ps} = 1,6 \cdot 10^{-19}$); Sn(OH)_2 ($K_{ps} = 2,0 \cdot 10^{-26}$).

Dalle reazioni di dissociazione si ricavano i valori di $[\text{OH}^-]$ liberato dal sale:



Anche gli altri due sali liberano 2 OH^- , ma avendo K_{ps} molto più piccole sono da scartare senza eseguire i calcoli. Il sale che produce la concentrazione di ioni OH^- più elevata è, quindi, Pb(OH)_2 . (Risposta B)

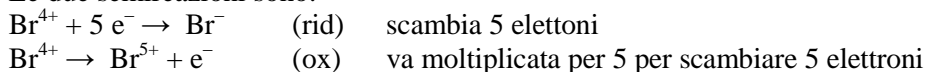
22. Calcolare quante moli di NaBr si ottengono mettendo a reagire 3,00 moli di BrO_2 (g) e 5,00 moli di NaOH (aq) secondo la reazione (da bilanciare):



- A) 3,22 mol
- B) 0,50 mol
- C) 1,48 mol
- D) 2,22 mol

22. Soluzione

Le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 5 e sommando le due semireazioni si ottiene:



Completando il bilanciamento di NaOH e H_2O si ha:



BrO_2 ed NaOH reagiscono in rapporto 1 : 1 quindi 3 moli di BrO_2 reagiscono con 3 moli di NaOH e si ottengono 0,5 mol di NaBr . (Risposta B)

23. Individuare nella soluzione acquosa 0,1 M di quale sale la solubilità di $\text{AgBr}_{(s)}$ è minore:

- A) NaCl
- B) CaBr_2
- C) NaBr
- D) AgNO_3

23. Soluzione

Per l'effetto dello ione comune, la soluzione cercata è quella con la maggiore concentrazione di Ag^+ o di Br^- .

Nella soluzione di CaBr_2 la concentrazione di Br^- (0,2 M) è quella massima. (Risposta B)

24. Dai valori riportati nella tabella allegata dei potenziali redox standard, indicare quale dei seguenti composti non è stabile:

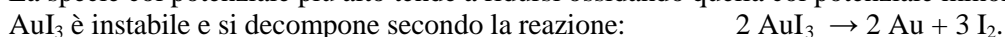
- A) $\text{AuI}_3 \text{ (s)}$
- B) $\text{LiMnO}_4 \text{ (s)}$
- C) $\text{FeI}_2 \text{ (s)}$
- D) $\text{NaBiO}_3 \text{ (s)}$

24. Soluzione

In AuI_3 vi è uno ione Au^{3+} , instabile perchè tende a ridursi ad Au metallico con un potenziale di riduzione Au^{3+}/Au di 1,5 V.

L'anione di questo sale è I^- che si può ossidare a I_2 con un potenziale I_2/I^- di 0,5 V.

La specie col potenziale più alto tende a ridursi ossidando quella col potenziale minore e quindi:



Questo non succede con FeI_2 perchè $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$ vale $-0,44 \text{ V}$, inferiore a $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-)$. (Risposta A)

25. Indicare l'ordine crescente di concentrazione dei cationi in tre soluzioni sature di Ag_2SO_4 (s), BaSO_4 (s) e Hg_2SO_4 (s).

- A) $[\text{Ag}^+] < [\text{Ba}^{2+}] < [\text{Hg}_2^{2+}]$
 B) $[\text{Ba}^{2+}] < [\text{Hg}_2^{2+}] < [\text{Ag}^+]$
 C) $[\text{Hg}_2^{2+}] < [\text{Ba}^{2+}] < [\text{Ag}^+]$
 D) $[\text{Ba}^{2+}] < [\text{Ag}^+] < [\text{Hg}_2^{2+}]$

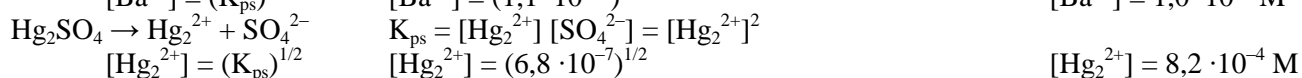
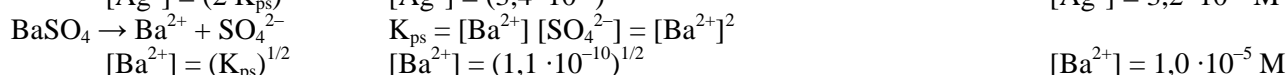
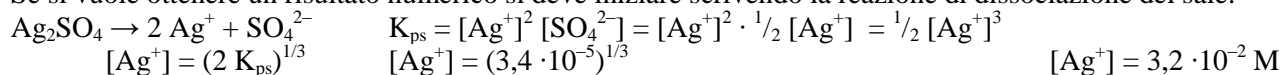
25. Soluzione

Le tre K_{ps} sono: Ag_2SO_4 ($1,7 \cdot 10^{-5}$); BaSO_4 ($1,1 \cdot 10^{-10}$); Hg_2SO_4 ($6,8 \cdot 10^{-7}$)

Senza eseguire calcoli, si osserva che Ag_2SO_4 è il più solubile e libera due cationi, quindi Ag^+ è il catione più abbondante (A e D errate).

BaSO_4 è il meno solubile e libera un solo catione, quindi Ba^{2+} è il catione meno abbondante. (Risposta B).

Se si vuole ottenere un risultato numerico si deve iniziare scrivendo la reazione di dissociazione del sale:



Questo conferma che Ag^+ è il più concentrato e Ba^{2+} il meno concentrato. (Risposta B)

26. Dalla liquefazione dell'aria si ottiene azoto liquido. Quale volume d'aria (a 295 K e a $1,01 \cdot 10^5$ Pa) occorre liquefare per ottenere 1000,0 kg di N_2 (l)? L'aria contiene il 21,0% v/v di O_2 ed il 79,0% v/v di N_2 .

- A) 3500 m^3
 B) 1100 m^3
 C) 2500 m^3
 D) 8400 m^3

26. Soluzione

Le moli in 1000 kg di N_2 sono: $10^6/28 = 35,7 \cdot 10^3$ mol. Dalla legge dei gas si ottiene il volume di N_2 gassoso a 295 K e 1 atm: $V = nRT/P \quad V = (35,7 \cdot 10^3 \cdot 0,0821 \cdot 295)/1 \quad V = 866 \cdot 10^3 \text{ L} = 866 \text{ m}^3$ di N_2 .

Il volume di aria che lo contiene è: $866 \cdot 100/79 = 1096 \text{ m}^3$. (Risposta B)

27. Il limite inferiore di infiammabilità del metano è uguale a 5,00% v/v (a 298 K e a $1,01 \cdot 10^5$ Pa) ed è il valore minimo di concentrazione nell'aria per provocare un'esplosione.

Quante bombole di metano da 400,0 L (a 298 K e $200,0 \cdot 10^5$ Pa) devono essere svuotate in un capannone lungo 50,00 m, largo 10,00 m ed alto 9,51 m, affinché si raggiunga tale condizione di pericolo?

- A) 5 B) 3 C) 13 D) 25

27. Soluzione

Il volume del capannone è: $50 \cdot 10 \cdot 9,51 = 4755 \text{ m}^3$, il 5,0% è: $4755 \cdot 0,05 = 237,8 \text{ m}^3$. Dato che T è costante (298 K), per ottenere il volume di gas ad alta pressione della bombola necessario per occupare questo volume a $1,01 \cdot 10^5$ Pa, si può usare la legge di Boyle ($PV = k$): $PV = P_{\text{bombola}} \cdot V_{\text{bombola}} \quad V_{\text{bombola}} = PV/P_{\text{bombola}}$

$$V_b = (1,01 \cdot 10^5 \cdot 237,8)/200 \cdot 10^5 \quad V_b = 1,2 \text{ m}^3 \quad \text{cioè } 1200 \text{ L.}$$

Quindi servono $1200/400 = 3$ bombole da 400 L ciascuna. (Risposta B)

28. La densità di un certo gas è 3,18 g/L. La densità dell'idrogeno, nelle stesse condizioni, è 0,090 g/L.

Calcolare la massa molare del gas.

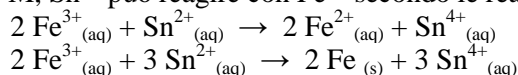
- A) 71,2 g/mol
 B) 87,5 g/mol
 C) 96,1 g/mol
 D) 66,3 g/mol

28. Soluzione

La densità è $d = m/V$ e indica la massa di un volume unitario. In questo volume, a parità di condizioni, due gas diversi contengono lo stesso numero di moli. Quindi, il rapporto tra le densità di due gas è anche il rapporto tra le loro masse molari. Si può scrivere: $0,09 : 3,18 = M_{\text{H}_2} : M_X$.

$$M_X = (3,18 \cdot 2,016)/0,09 \quad M_X = 71,2 \text{ g/mol} \quad (\text{Cl}_2) \quad \text{(Risposta A)}$$

29. In una soluzione di HCl 1 M, Sn^{2+} può reagire con Fe^{3+} secondo le reazioni:



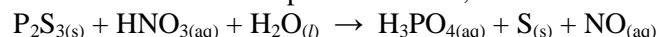
La reazione produce $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ e non $\text{Fe}_{(\text{s})}$. Fornire una spiegazione.

- A) $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ non è un riducente forte
 B) $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ non è un ossidante forte
 C) $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ è un riducente forte
 D) $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ è un ossidante forte

29. Soluzione

$\begin{array}{c} \text{V} \uparrow \\ 0,77 \\ 0,15 \\ 0,00 \\ -0,44 \end{array}$	$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$ Fe^{2+}/Fe	<p>Lo Sn^{2+} riduce il Fe^{3+} a Fe^{2+}, ma la riduzione non procede fino a Fe metallico. Lo Sn^{2+} non è un riducente abbastanza forte: $E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = +0,15 \text{ V}$ Per ridurre Fe^{2+} a Fe, lo Sn^{2+} dovrebbe avere un potenziale inferiore a $-0,44 \text{ V}$. (Risposta A)</p>
---	--	--

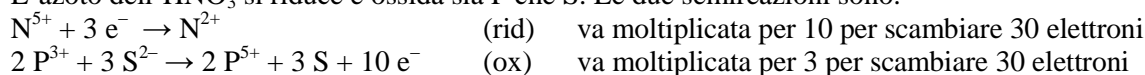
30. Quante moli di acido nitrico sono necessarie per ottenere 25,00 moli di zolfo, secondo la reazione (da bilanciare):



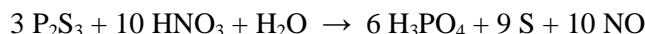
- A) 34,0 mol B) 11,0 mol C) 27,8 mol D) 18,9 mol

30. Soluzione

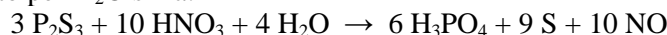
L'azoto dell' HNO_3 si riduce e ossida sia P che S. Le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 10 e per 3 e sommando le due semireazioni si ottiene:



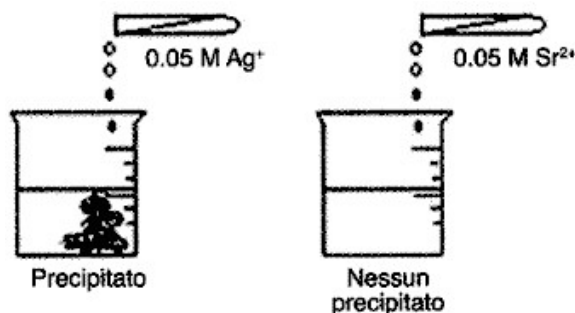
Completando il bilanciamento per H_2O si ha:



Le moli di HNO_3 sono 10/9 di quelle di S quindi $10/9 \cdot 25 = 27,8 \text{ mol}$.

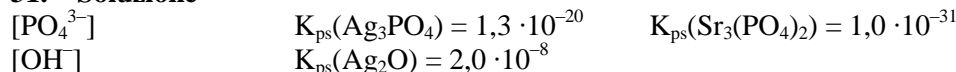
(Risposta C)

31. Nella figura seguente i becher contengono volumi uguali di una stessa soluzione. Aggiungendo le due soluzioni indicate si ottengono gli effetti riportati. Consultando la tabella delle costanti di solubilità, indicare che cosa c'è nella soluzione.



- A) $[\text{OH}^-] = 0,05 \text{ M}$
 B) $[\text{NO}_3^-] = 0,05 \text{ M}$
 C) $[\text{PO}_4^{3-}] = 0,05 \text{ M}$
 D) $[\text{F}^-] = 0,05 \text{ M}$

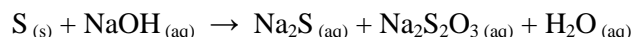
31. Soluzione



Esaminando i valori di K_{ps} si osserva che con l'anione fosfato si avrebbe un precipitato in entrambi i becher, mentre con l'anione idrossido precipiterebbe solo Ag_2O nel primo becher.

(Risposta A)

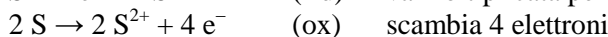
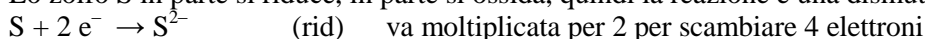
32. Calcolare le moli di zolfo necessarie per produrre 7,00 moli di solfuro di sodio, secondo la reazione (da bilanciare):



- A) 18,54 mol B) 10,47 mol C) 23,11 mol D) 14,00 mol

32. Soluzione

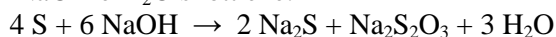
Lo zolfo S in parte si riduce, in parte si ossida, quindi la reazione è una dismutazione. Le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 2 e sommando le due semireazioni si ottiene:

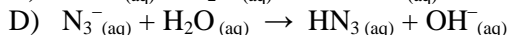
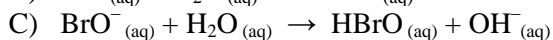
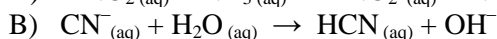
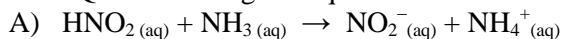


Completando il bilanciamento per NaOH e H₂O si ottiene:



Le moli di S sono il doppio di quelle di Na₂S: $2 \cdot 7,00 = 14,00$ mol.

(Risposta D)

33. Quale delle seguenti quattro reazioni ha la costante di equilibrio maggiore?**33. Soluzione**

Tutte e 4 le reazioni sono acido-base. Le reazioni acido-base sono spostate nel verso che va dall'acido più forte all'acido più debole.

Nella reazione A, sulla sinistra, c'è HNO₂ ($K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$) un acido molto più forte di quello sulla destra, NH₄⁺ ($K_a = 5,5 \cdot 10^{-10}$). Dato che HNO₂ è circa 10⁶ volte più acido di NH₄⁺, la reazione è molto spostata a destra.

Nelle reazioni B, C e D, invece, sulla sinistra abbiamo un acido molto debole, H₂O, mentre sulla destra abbiamo tre acidi più forti dell'acqua: HCN, HBrO e HN₃ e quindi le tre reazioni sono spostate a sinistra.

La reazione A, la più spostata a destra, ha la K di equilibrio maggiore.

(Risposta A)

34. Si consideri un acido debole HA, con costante acida K_a. Stabilire quale colonna riporta i valori di pH corretti per i due valori di [A⁻]/[HA]. ($pK_a = -\log K_a$).

[A ⁻]/ [HA]	pH			
	A	B	C	D
100	$pK_a - 2$	$pK_a/2$	$2 \times pK_a$	$pK_a + 2$
10	$pK_a - 1$	$pK_a/0,5$	$0,5 \times pK_a$	$pK_a + 1$

34. Soluzione

La reazione di dissociazione di un acido debole è: $HA \rightarrow H^+ + A^-$ si ricava:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad \text{da cui:} \quad [H^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]} \quad pH = pK_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]} \quad pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Se $[A^-]/[HA] = 100$ si ha $pH = pK_a + \log 100$ $pH = pK_a + 2$

Se $[A^-]/[HA] = 10$ si ha $pH = pK_a + \log 10$ $pH = pK_a + 1$

(Risposta D)

35. Calcolare il rapporto [ClO⁻]/[HClO] in una soluzione di NaClO a pH = 6,8.

A) 0,224

B) 0,541

C) 0,887

D) 0,332

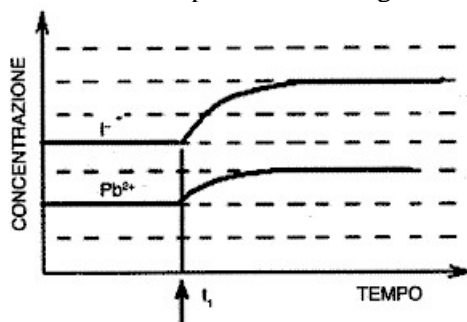
35. Soluzione

Il pH di una soluzione tampone è: $pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$ da cui: $\log \frac{[A^-]}{[HA]} = pH - pK_a$

L'acido ipocloroso ha $K_a = 3,5 \cdot 10^{-8}$ quindi $pK_a = -\log K_a = 7,46$ inserendo questo valore si ottiene:

$$\log \frac{[A^-]}{[HA]} = 6,8 - 7,46 = -0,66 \quad \text{da cui:} \quad \frac{[A^-]}{[HA]} = 0,22 \quad (\text{Risposta A})$$

36. Quale tipo di perturbazione viene applicata al tempo t_1 ad una soluzione satura di $\text{PbI}_2(s)$, che possa giustificare l'andamento delle concentrazioni nel tempo indicato in figura?



- A) aggiunta di $\text{PbI}_2(s)$
- B) aggiunta di $\text{NaI}(s)$
- C) variazione di temperatura
- D) diluizione con acqua

36. Soluzione

Nel grafico si nota che l'aumento di I^- è doppio di quello di Pb^{2+} quindi si deduce che in soluzione si è sciolto più PbI_2 . Dato però che la soluzione è satura, la semplice aggiunta di altro sale PbI_2 aumenterebbe solo il precipitato. Per avere più PbI_2 in soluzione, bisogna aumentarne la solubilità aumentando la temperatura. (Risposta C)

37. In un recipiente chiuso, mantenendo costante la pressione, un gas con comportamento ideale viene riscaldato fino a raddoppiarne la temperatura (misurata in K). Si osserva che:

- A) le molecole del gas tendono ad associarsi
- B) il volume raddoppia
- C) il gas si decompone
- D) l'energia cinetica delle molecole del gas diminuisce

37. Soluzione

Per la legge dei gas: $V = nRT/P$ se n e P sono costanti, si può scrivere: $V = k T$ da cui si vede che, raddoppiando la temperatura, il volume raddoppia. (Risposta B)

38. Viene fornita una quantità di calore pari a 12 kJ a 11 moli d'acqua per riscaldarle fino a 80 °C. Qual era la temperatura iniziale dell'acqua? La capacità termica specifica dell'acqua è $4,184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$; si trascuri il contributo delle dispersioni e della capacità termica del contenitore.

- A) 65,5 °C
- B) 60,5 °C
- C) 55,5 °C
- D) 50,5 °C

38. Soluzione

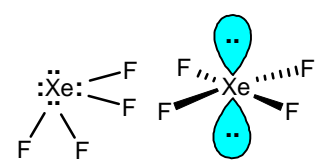
La massa dell' H_2O è: $m = 11 \cdot 18 = 198 \text{ g}$. Dalla relazione $Q = c m \Delta T$ (Q energia termica, c capacità termica, m massa di H_2O) si ottiene: $\Delta T = Q/(c m) = 12 \cdot 10^3 / (4,184 \cdot 198)$ $\Delta T = 14,5 \text{ K}$

La temperatura iniziale era: $80 - 14,5 = 65,5 \text{ °C}$. (Risposta A)

39. Il tetrafluoruro di xenone ha una geometria (posizione media relativa degli atomi):

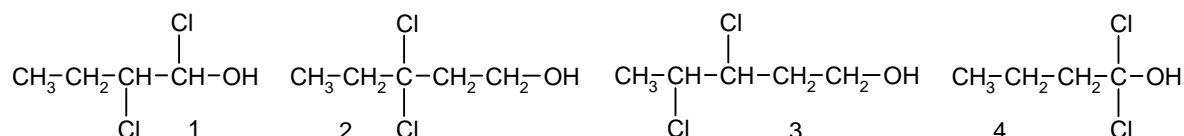
- A) piramidale trigonale
- B) quadrata planare
- C) tetragonale
- D) a cavalletto

39. Soluzione



Lo xenone è del 5° periodo e può espandere l'ottetto dato che possiede, oltre ai 4 orbitali 5s e 5p, anche gli orbitali 5d. Dei suoi otto elettroni di valenza, 4 elettroni servono per legare i 4 atomi di fluoro, gli altri 4 elettroni costituiscono due coppie di non legame. Lo xenone deve alloggiare attorno a sé 6 coppie di elettroni: 4 di legame e 2 di non legame. Queste si dispongono verso i vertici di un ottaedro. Le due coppie di non legame (più ingombranti) si dispongono da lati opposti, per esempio sull'asse verticale, i quattro atomi di fluoro si legano ai quattro vertici della base. La struttura è planare quadrata. (Risposta B)

40. Disporre in ordine di acidità crescente i seguenti alcoli, tenendo conto dell'effetto induttivo elettron-attrattore degli atomi di cloro.



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

40. Soluzione

L'effetto induttivo elettron-attrattore dei sostituenti rende gli alcoli più acidi perché stabilizza la carica negativa dell'alcolossido che si forma quando l'alcol perde H^+ . Questo effetto è tanto maggiore quanto più sono numerosi e vicini all'OH gli atomi di cloro sostituenti.

L'alcol meno acido è il 3 che ha i due atomi di cloro in posizione 3,4

Il successivo è l'alcol 2 che ha gli atomi di cloro in posizione 3,3

Il terzo è l'alcol 1 che ha gli atomi di cloro in posizione 1,2

Il più acido è l'alcol 4 che ha gli atomi di cloro in posizione 1,1.

La sequenza è quindi 3, 2, 1, 4.

(Risposta D)

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

41. Indicare la risposta in cui entrambe le coppie di atomi NON formano legami covalenti, quando i due elementi si combinano in un composto binario:

- A) idrogeno e fluoro; potassio e fluoro
 B) idrogeno e silicio; idrogeno e sodio
 C) idrogeno e fluoro; idrogeno e silicio
 D) idrogeno e sodio; potassio e fluoro

41. Soluzione

Dato che idrogeno e silicio hanno elettronegatività simili, formano legami covalenti. Questo permette di escludere le risposte B e C.

Nelle risposte A e D, la seconda coppia è la stessa, potassio e fluoro, che hanno elettronegatività molto diverse e sicuramente formano legami ionici, non covalenti, come richiesto.

La scelta tra A e D, quindi, si riduce alla scelta tra la coppia H, F (in A) e la coppia H, Na (in D).

Anche se tra F e H vi è molta differenza di elettronegatività ($4,0 - 2,1 = 1,9$), la specie HF (acido fluoridrico) è un gas, quindi la molecola HF esiste ed è legata da un legame covalente polare.

Tra H e Na la differenza di elettronegatività è minore ($2,1 - 0,9 = 1,2$), ma NaH è un composto cristallino (idrato salino) nel quale esistono ioni Na^+ e H^- .

(Risposta D)

42. Indicare i legami covalenti ordinati secondo valori di polarità decrescente:

- A) O-P; P-N; N-O
 B) P-N; N-O; O-P
 C) O-P; N-O; P-N
 D) N-O; P-N; O-P

42. Soluzione

Per questo esercizio bisogna ricordare a memoria i valori delle elettronegatività perché non sono riportati nelle tabelle ufficiali. Queste valgono circa: O (3,5); N (3,0); P (2,2). Quindi l'azoto è più vicino all'ossigeno che al fosforo. Le polarità dei legami sono legate alla ΔEN : O-P ($\Delta 1,3$); P-N ($\Delta 0,8$); N-O ($\Delta 0,5$). (Risposta A)

43. Identificare l'acido astatidrico tra le seguenti molecole:

- A) As_2H_3 B) AsH_3 C) HAtO D) HAt

43. Soluzione

As è il simbolo dell'arsenico, quindi, At è quello dell'astato, un alogeno (A e B errate). Gli acidi idrici sono acidi binari che contengono solo H e l'elemento, quindi l'acido richiesto è HAt (simile ad HCl). (Risposta D)

44. La formula del nitrito di magnesio è:

- A) $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$ B) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ C) $\text{Mg}(\text{NO})_2$ D) $\text{Mg}(\text{HNO})_2$

44. Soluzione

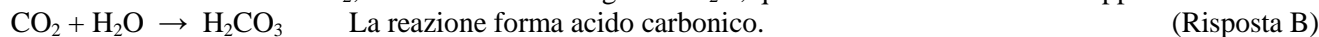
Qui bisogna ricordare che lo ione nitrito è NO_2^- (mentre il nitrato è NO_3^-). Il sale cercato contiene Mg^{2+} e quindi deve contenere due ioni NO_2^- . Il sale è $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$. (Risposta A)

45. Facendo reagire il diossido di carbonio con monossido di idrogeno, si ottiene:

- A) una base B) un acido C) un tampone D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

45. Soluzione

Il diossido di carbonio è CO_2 ; il monossido di idrogeno è H_2O , quindi la reazione che si sviluppa è:



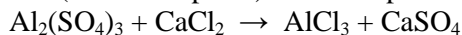
46. Indicare i numeri di ossidazione del fosforo nei seguenti composti: NaH_2PO_4 , P_4 , P_2O_5 , Na_2HPO_3 .

- A) +5, 0, +5, +5
 B) +5, 0, -5, +3
 C) +5, +1, +5, +3
 D) +5, 0, +5, +3

46. Soluzione

I numeri d'ossidazione del P nel primo composto sono ($4 \cdot 2 - 3 = +5$); nel secondo (0); nel terzo ($5 \cdot 2 : 2 = +5$); nel quarto ($3 \cdot 2 - 3 = +3$). La sequenza è quindi: +5, 0, +5, +3. (Risposta D)

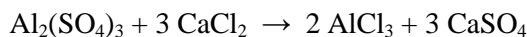
47. Indicare i coefficienti stechiometrici (in ordine sparso) necessari per bilanciare la seguente reazione:



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

47. Soluzione

La reazione è di doppio scambio. Possiamo limitarci a bilanciare gli atomi. Cominciamo con Al, proseguiamo con Cl e con Ca e infine controlliamo che il solfato sia esatto. Otteniamo:



I coefficienti sono 1, 2, 3, 3.

(Risposta B)

48. L'isotopo $^{27}_{13}\text{Al}$ possiede:

- A) 13 neutroni e 13 protoni
 B) 13 protoni e 14 elettroni
 C) 14 protoni e 13 neutroni
 D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

48. Soluzione

In $^{27}_{13}\text{Al}$: il n° atomico, numero di protoni, è: $Z = 13$. Il numero di massa, somma di protoni e neutroni, è: $A = 27$.

Questo isotopo possiede 13 protoni e 14 neutroni ($27 - 13 = 14$). Nessuna delle affermazioni è corretta, nemmeno la B perché, con 14 elettroni, l'isotopo sarebbe un anione, ma gli elettroni possono essere persi e acquistati, mentre il fatto che questo sia un preciso isotopo si riferisce al suo nucleo. (Risposta D)

49. Lo ione F^- ha:

- A) lo stesso numero di protoni di Ne
 B) lo stesso numero di neutroni di O^{2-}
 C) lo stesso numero di elettroni di Na^+
 D) lo stesso numero di elettroni di Ne^+

49. Soluzione

O^{2-} , F^- e Na^+ hanno lo stesso numero di elettroni del gas nobile Ne. E' proprio la particolare stabilità dei gas nobili che ci fa capire che gli orbitali s e p completi formano un guscio particolarmente stabile, da cui nasce la regola dell'ottetto.

La sola affermazione corretta è: F^- ha lo stesso numero di elettroni di Na^+ .

(Risposta C)

50. L'energia di prima ionizzazione del sodio è:

- A) maggiore di quella del potassio e minore di quella del litio
- B) minore di quella del potassio e maggiore di quella del litio
- C) maggiore di quella del potassio e maggiore di quella del magnesio
- D) minore di quella del potassio e maggiore di quella del magnesio

50. Soluzione

Le energie di ionizzazione diminuiscono scendendo lungo i gruppi, mentre aumentano (in prima approssimazione) spostandosi verso destra lungo i periodi.

Scendendo lungo il gruppo, EI diminuisce: $\text{Li} > \text{Na} > \text{K}$

(Risposta A)

Spostandosi a destra lungo il periodo, EI aumenta: $\text{Na} < \text{Mg}$. (risposta C errata)

51. Il raggio ionico di S^{2-} è:

- A) minore di quello dello ione Cl^-
- B) maggiore di quello dello ione P^{3-}
- C) minore di quello dello ione O^{2-}
- D) minore di quello dello ione P^{3-}

51. Soluzione

P, S e Cl appartengono al terzo periodo e hanno un raggio maggiore degli elementi del secondo periodo.

Come atomi neutri hanno un raggio decrescente $\text{P} > \text{S} > \text{Cl}$ (a causa dell'aumentare dei protoni nel nucleo).

Qui, però, non si parla di atomi, ma di anioni che hanno raggiunto l'ottetto e quindi stanno alloggiando lo stesso numero di elettroni. Qui le dimensioni dipendono anche dalla carica negativa dello ione, più è negativo e più il raggio cresce a causa della repulsione elettrostatica. L'andamento dei raggi resta lo stesso degli atomi neutri, ma è ancora più accentuato: $\text{P}^{3-} \gg \text{S}^{2-} \gg \text{Cl}^-$.

(Risposta D)

52. Individuare la specie chimica che NON ha configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^6$:

- A) Na^+
- B) N^{3-}
- C) Al^{3+}
- D) O^-

52. Soluzione

I primi tre ioni hanno raggiunto l'ottetto elettronico e hanno la configurazione del Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$.

O^- non ha raggiunto l'ottetto (che otterrebbe diventando O^{2-}) ed è quindi $1s^2 2s^2 2p^5$.

(Risposta D)

53. Indicare gli ioni disposti in ordine decrescente di raggio ionico:

- A) $\text{Cs}^+ \text{ Rb}^+ \text{ K}^+ \text{ Na}^+ \text{ Li}^+$
- B) $\text{Li}^+ \text{ K}^+ \text{ Na}^+ \text{ Rb}^+ \text{ Cs}^+$
- C) $\text{Li}^+ \text{ Na}^+ \text{ K}^+ \text{ Rb}^+ \text{ Cs}^+$
- D) $\text{Cs}^+ \text{ Rb}^+ \text{ Na}^+ \text{ K}^+ \text{ Li}^+$

53. Soluzione

Le dimensioni dei cationi sono inferiori a quelle degli atomi neutri, ma l'andamento è lo stesso, quindi le

dimensioni aumentano scendendo lungo il gruppo: $\text{Cs}^+ > \text{Rb}^+ > \text{K}^+ > \text{Na}^+ > \text{Li}^+$.

(Risposta A)

54. Un'unità di massa atomica (u) equivale a:

- A) $6,022 \cdot 10^{23} \text{ g}$
- B) $1,66 \cdot 10^{23} \text{ g}$
- C) $1,66 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
- D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

54. Soluzione

Il numero di Avogadro N è il numero di unità di massa atomica u presenti in un grammo, e quindi corrisponde al rapporto tra le due unità di misura: $N = \text{g}/u$.

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

(Risposta D)

55. Identificare la reazione che NON è di ossidoriduzione:

- A) $2 \text{Mn}_{(s)} + \text{SnCl}_{4(aq)} \rightarrow 2 \text{MnCl}_{2(aq)} + \text{Sn}_{(s)}$
 B) $3 \text{Cl}_{2(g)} + 6 \text{NaOH}_{(aq)} \rightarrow \text{NaClO}_{3(aq)} + 5 \text{NaCl}_{(aq)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(aq)}$
 C) $2 \text{Na}_2\text{O}_{2(s)} \rightarrow 2 \text{Na}_2\text{O}_{(s)} + \text{O}_{2(g)}$
 D) $\text{BaCl}_{2(aq)} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{BaSO}_{4(s)} + 2 \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)}$

55. Soluzione

Nelle reazioni di ossidoriduzione alcuni elementi cambiano il loro stato di ossidazione.

Le reazioni A, B e C sono redox perchè Mn metallico, Cl_2 e O_2 gassosi compaiono solo da un lato.

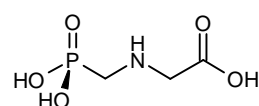
La reazione D non è redox perchè gli atomi mantengono il loro stato di ossidazione. (Risposta D)

56. Una pasta di grano duro contiene un residuo di glifosato (un erbicida) pari a 16,1 $\mu\text{g}/\text{kg}$ di prodotto.

Mangiando 0,100 kg di pasta al giorno, in quanti mesi un individuo ingerisce 1,00 mg di glifosato? (considerare 1 mese = 30 giorni)

- A) 32,1 mesi
 B) 17,8 mesi
 C) 40,5 mesi
 D) 20,7 mesi

56. Soluzione



La dose giornaliera di 0,1 kg di pasta contiene 1,61 μg di glifosato (fosfonometil-glicina).

La dose totale di 1 mg (1000 μg) è $1000/1,61 = 621$ volte maggiore di quella giornaliera.

La dose di 1 mg è ingerita in 621 giorni, cioè in: $621/30 = 20,7$ mesi. (Risposta D)

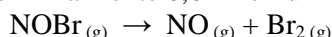
57. Qual è la concentrazione di una soluzione ottenuta mescolando 1,00 mL di una soluzione di HCl 10,00 M con 99,00 mL di acqua? (Assumere che i volumi siano additivi).

- A) 0,0999 M
 B) 0,101 M
 C) 0,100 M
 D) 0,0101 M

57. Soluzione

La soluzione viene diluita 100 volte dato che il volume passa da 1 a 100 mL. La concentrazione, quindi, diminuisce di 100 volte e diventa $10,00/100 = 0,1$ M. (Risposta C)

58. In un recipiente da 1,00 L, contenente inizialmente 0,64 moli di $\text{NOBr}_{(g)}$, avviene la reazione (da bilanciare):



Se all'equilibrio ci sono 0,46 moli di $\text{NOBr}_{(g)}$, calcolare la costante K_c della reazione (espressa in molarità).

- A) 0,077
 B) 0,014
 C) 0,554
 D) 0,133

58. Soluzione

La reazione si bilancia facilmente anche senza scrivere le semireazioni:

	2NOBr	\rightarrow	2NO	$+$	Br_2
Inizio (moli)	0,64		0		0
Fine (moli)	0,46		0,18		0,09

Le moli finali di NO coincidono con quelle consumate di NOBr : $0,64 - 0,46 = 0,18$ mol

Le moli finali di Br_2 sono la metà di quelle di NO: $0,18/2 = 0,09$ mol

Dato che il volume è un litro, questi valori coincidono con le concentrazioni molari. La K vale:

$$K = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]}{[\text{NOBr}]^2} = \frac{0,18^2 \cdot 0,09}{0,46^2} = \frac{0,00292}{0,2116} = 0,0138$$

(Risposta B)

59. Qual è la pressione all'interno di un recipiente chiuso dal volume di 10 dm^3 che contiene $0,4 \text{ kg}$ di idrogeno a $28 \text{ }^\circ\text{C}$?

- A) 50 atm
 B) 50 Pa
 C) 50 kPa
 D) 50 MPa

59. Soluzione

La massa di H_2 è 400 g ; le moli di H_2 sono: $400/2 = 200 \text{ mol}$; $V = 10 \text{ L}$; $T = 273 + 28 = 301 \text{ K}$.

Dalla legge dei gas si ricava la pressione: $P = nRT/V$ $P = (200 \cdot 0,0821 \cdot 301)/10 = 494 \text{ atm}$

$P = 494 \cdot 1,013 \cdot 10^5 = 500 \cdot 10^5 = 50 \cdot 10^6 = 50 \text{ MPa}$.

(Risposta D)

60. Un recipiente chiuso e rigido con volume di $1,0 \text{ dm}^3$, termostato a $60 \text{ }^\circ\text{C}$, contiene $5,0 \text{ g}$ di un gas ideale. La pressione all'interno del recipiente è $3,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. Qual è la massa molare del gas?

- A) 36 g mol^{-1}
 B) 66 g mol^{-1}
 C) 56 g mol^{-1}
 D) 46 g mol^{-1}

60. Soluzione

I dati sono: $T = 273 + 60 = 333 \text{ K}$; $P = 3,0 \cdot 10^5/1,013 \cdot 10^5 = 2,96 \text{ atm}$.

Dalla legge dei gas si ricavano le moli: $n = PV/RT$ $n = (2,96 \cdot 1)/(0,0821 \cdot 333)$ $n = 0,1083 \text{ mol}$.

Da cui si può calcolare la massa molare del gas: $MM = m/n = 5,0/0,1083 = 46 \text{ g/mol}$.

(Risposta D)

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

41. Secondo la teoria VSEPR, la geometria della molecola AsCl_3 è:

- A) trigonale planare
 B) a T
 C) trigonale bipiramidale
 D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

41. Soluzione

L'arsenico As è nel gruppo dell'azoto, quindi, anche senza usare la teoria VSEPR, sappiamo che AsCl_3 ha la stessa geometria di NH_3 : piramidale a base triangolare.

(Risposta D)

42. Secondo la teoria VSEPR, quale delle seguenti affermazioni è ERRATA?

- A) gli angoli di legame in BF_3 sono maggiori di quelli in PF_3
 B) la geometria di ClF_5 è bipiramidale trigonale
 C) la geometria di una molecola con due coppie elettroniche di legame e due coppie libere è angolata
 D) SF_6 è una molecola apolare

42. Soluzione

BF_3 è planare triangolare con angoli di 120° , mentre PF_3 (come NH_3) ha una struttura piramidale e, quindi, ha angoli più chiusi (A corretta).

Una molecola con 2 coppie elettroniche di legame e due di non legame è simile all' H_2O , angolata (C corretta).

SF_6 ha la struttura di unottaedro regolare (6 elettroni, 6 legami), è simmetrica e quindi apolare (D corretta).

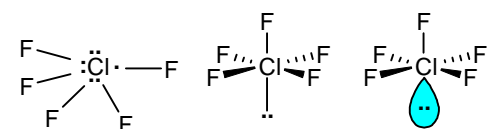
Rimane solo la risposta B (su ClF_5) che deve essere errata.

Per verificarlo osserviamo che Cl ha 7 elettroni di valenza:

5 elettroni servono per legare 5 atomi di fluoro, i 2 elettroni rimasti costituiscono una coppia di non legame. In totale il cloro deve alloggiare 6 coppie di elettroni (cinque di legame e una di non legame)

e le dispone verso i vertici di unottaedro regolare. La coppia di non legame occupa uno dei vertici (per esempio quello assiale in basso), sugli altri 5 vertici si dispongono gli atomi di fluoro. La molecola ha la struttura di una piramide a base quadrata (e non di una bipiramide trigonale).

(Risposta B)



43. Aggiungendo una mole di sodio metallico in un recipiente contenente svariati litri d'acqua, si ottiene:

- A) una mole di O₂
- B) una mole di ioni H⁺
- C) 0,5 moli di ioni Na⁺
- D) una mole di ioni OH⁻

43. Soluzione

Avviene la seguente reazione: $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \frac{1}{2} \text{H}_2 + \text{calore}$

Quindi, una mole di Na metallico produce una mole di ioni OH⁻.

(Risposta D)

44. Le energie di ionizzazione di un elemento sono riportate di seguito:

1^a: 1251 kJ/mol 2^a: 2298 kJ/mol

3^a: 3822 kJ/mol 4^a: 5159 kJ/mol

5^a: 6542 kJ/mol 6^a: 9362 kJ/mol

7^a: 11018 kJ/mol 8^a: 33604 kJ/mol

9^a: 38600 kJ/mol 10^a: 43961 kJ/mol

Dedurre il gruppo a cui appartiene l'elemento:

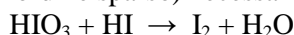
- A) 14
- B) 15
- C) 16
- D) 17

44. Soluzione

Notiamo che le energie di ionizzazione aumentano in modo modesto fino al 7° elettrone, ma per strappare l'8° l'aumento è del 300% (7^a: 11018 kJ/mol; 8^a: 33604 kJ/mol). Quindi, nel guscio di valenza, ci sono 7 elettroni e l'8° è nel guscio sottostante. L'atomo è del gruppo 17 (come F o Cl).

(Risposta D)

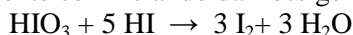
45. Indicare i coefficienti stechiometrici (in ordine sparso) necessari per bilanciare la seguente reazione:



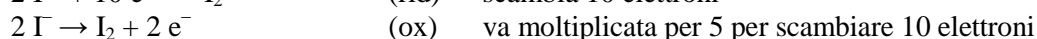
- A) 1, 1, 2, 3
- B) 1, 5, 5, 7
- C) 1, 3, 3, 5
- D) 2, 3, 5, 5

45. Soluzione

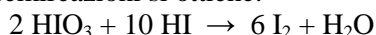
La reazione può essere bilanciata velocemente cominciando dall'ossigeno e si ottiene:



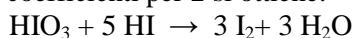
Come esercizio, bilanciamo la reazione usando la tecnica delle due semireazioni:



Moltiplicando per 5 e sommando le due semireazioni si ottiene:



Bilanciando anche H₂O e dividendo tutti i coefficienti per 2 si ottiene:



La reazione è identica a quella ottenuta all'inizio. I coefficienti sono 1, 3, 3, 5.

(Risposta C)

46. Qual è la formula minima di un composto binario di azoto e ossigeno che contiene il 63,65% in massa di azoto?

- A) NO
- B) NO₂
- C) N₂O
- D) N₂O₃

46. Soluzione

Se N è il 63,65% , O è la parte mancante al 100% cioè: $100 - 63,65 = 36,35\%$ in massa.

Le moli su 100 g sono: (N) $63,65/14 = 4,546$ mol; (O) $36,35/16 = 2,272$ mol.

Per ottenere numeri piccoli e interi, dividiamo entrambi i valori per quello minore:

Le moli di N sono: $4,546/2,272 = 2$ mol. Le moli di O sono: $2,272/2,272 = 1$ mol

La formula minima è N₂O.

(Risposta C)

47. A 320 K la costante di equilibrio K_p della reazione: $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} \rightarrow \text{NH}_3_{(g)} + \text{HCl}_{(g)}$ è $5,2 \cdot 10^9$ (esprimendo le pressioni in Pa). In un reattore chiuso, inizialmente a temperatura ambiente, viene inserito cloruro d'ammonio. Nel reattore viene fatto il vuoto e la temperatura è portata a 320 K. Calcolare la pressione totale che si raggiunge all'equilibrio se la quantità di cloruro d'ammonio è sufficientemente alta da non trasformarsi completamente nei prodotti.

- A) $1,4 \cdot 10^5$ Pa
 B) $7,1 \cdot 10^6$ Pa
 C) $9,7 \cdot 10^4$ Pa
 D) $5,2 \cdot 10^3$ Pa

47. Soluzione

La K di equilibrio della reazione è: $K = p_{\text{NH}_3} \cdot p_{\text{HCl}}$

Dato che le due molecole si formano in uguale quantità, le due pressioni parziali sono uguali:

$$K = p^2 \quad \text{da cui} \quad p = \sqrt{K} \quad p = \sqrt{5,2 \cdot 10^9} = \sqrt{52 \cdot 10^8} \quad p = 7,2 \cdot 10^4 \text{ Pa.}$$

La pressione totale è la somma delle due pressioni parziali: $P = 2p = 2 \cdot 7,2 \cdot 10^4 = 14,4 \cdot 10^4$ Pa

Quindi: $P = 1,4 \cdot 10^5$ Pa.

(Risposta A)

48. Una soluzione è preparata mescolando 5,00 g di una soluzione al 10,00% di KCl con 8,00 g di una soluzione al 5,00% di NaCl. Calcolare la molalità di Cl^- nella soluzione finale.

- A) $2,0 \text{ mol kg}^{-1}$
 B) $1,1 \text{ mol kg}^{-1}$
 C) $1,5 \text{ mol kg}^{-1}$
 D) $1,7 \text{ mol kg}^{-1}$

48. Soluzione

La massa molare di KCl è: $39,1 + 35,45 = 74,55$ g/mol; le moli di KCl sono: $5 \cdot 0,1/74,55 = 6,71 \cdot 10^{-3}$ mol.

La massa molare di NaCl è: $22,99 + 35,45 = 58,44$ g/mol; le moli di NaCl sono: $8 \cdot 0,05/58,44 = 6,84 \cdot 10^{-3}$ mol.

Le moli complessive di Cl^- sono: $6,71 \cdot 10^{-3} + 6,84 \cdot 10^{-3} = 13,55 \cdot 10^{-3}$ mol.

L'acqua della soluzione è $(5 \cdot 0,9) + (8 \cdot 0,95) = 12,1$ g

Le moli di Cl^- in 1 kg di acqua sono: $(13,55 \cdot 10^{-3} / 12,1) \cdot 10^3 = 1,1$ mol/kg

(Risposta B)

49. 0,168 g di un composto contenente cloro ed ossigeno, Cl_2O_x , vengono decomposti producendo 0,080 g di $\text{Cl}_{2(g)}$. Stabilire la formula del composto.

- A) Cl_2O_3
 B) Cl_2O
 C) Cl_2O_7
 D) Cl_2O_5

49. Soluzione

Nel composto vi sono 0,08 g di Cl e 0,088 g di O ($0,168 - 0,08 = 0,088$ g).

Le moli di Cl sono: $0,08/35,45 = 2,257$ mmol. Le moli di O sono: $0,088/16 = 5,5$ mmol.

Per trovare il rapporto tra le moli dividiamo entrambi questi valori per il più piccolo:

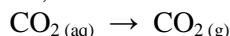
Le moli di Cl sono $2,257/2,257 = 1$ mol. Le moli di O sono $5,5/2,257 = 2,44$ mol. La formula minima è $\text{ClO}_{2,44}$

Con due atomi di cloro nella molecola (raddoppiando i valori precedenti) otteniamo: $\text{Cl}_2\text{O}_{4,9}$

Questo valore è molto vicino a Cl_2O_5 .

(Risposta D)

50. La concentrazione di CO_2 nell'aria è 0,039% v/v. Calcolare le moli di CO_2 sciolte in 1,00 L di acqua, in equilibrio con l'aria alla pressione atmosferica di $1,32 \cdot 10^5$ Pa. La costante di equilibrio della reazione



è $K_p = 2,90 \cdot 10^6$ (Pa L mol^{-1}).

- A) $8,5 \cdot 10^{-5}$ mol B) $4,9 \cdot 10^{-5}$ mol C) $1,8 \cdot 10^{-5}$ mol D) $2,5 \cdot 10^{-5}$ mol

50. Soluzione

La pressione parziale della CO_2 nell'aria (p_{CO_2}) è: $1,32 \cdot 10^5 \cdot 0,039/100 = 51,48$ Pa.

La K_p della reazione è: $K_p = p_{\text{CO}_2}/[\text{CO}_2]$ da cui si ricava la concentrazione in acqua della CO_2 :

$$[\text{CO}_2] = p_{\text{CO}_2}/K_p = 51,48/2,90 \cdot 10^6 = 1,78 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$$

(Risposta C)

51. Individuare la reazione di dismutazione:

- A) $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 B) $\text{CH}_4(\text{g}) + 4 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4(\text{g}) + 4 \text{HCl}(\text{g})$
 C) $2 \text{NO}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{NO}_2^-(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{aq})$
 D) $2 \text{F}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{F}^-(\text{aq}) + \text{OF}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{aq})$

51. Soluzione

La dismutazione è un'ossidazione-riduzione interna, nella quale una specie in parte si ossida e in parte si riduce.

Nella prima reazione O_2 produce due composti, entrambi contengono O^{2-} , quindi l'ossigeno si è ridotto,

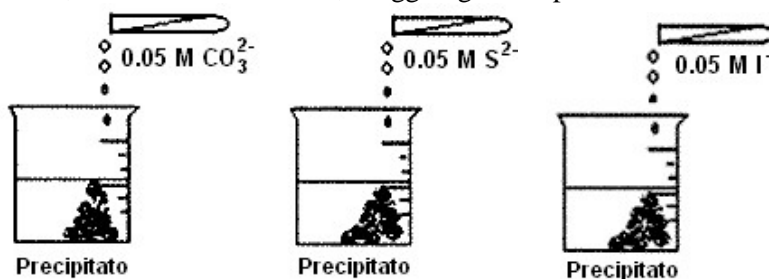
Nella seconda reazione Cl_2 produce due composti, entrambi contengono Cl^- , quindi il cloro si è ridotto.

Nella quarta reazione F_2 produce due composti, entrambi contengono F^- , quindi il fluoro si è ridotto.

Resta la terza reazione (C) dove NO_2 (N^{4+}) produce due composti con azoto, uno contiene N^{3+} , l'altro contiene N^{5+} , quindi l'azoto si è in parte ridotto, in parte ossidato.

(Risposta C)

52. A una soluzione 0,050 M di un catione X, si aggiungono rispettivamente le soluzioni indicate in figura:



Indicare il catione presente nella soluzione iniziale usando la tabella delle costanti di solubilità.

- A) Ag^+ B) Fe^{2+} C) Ba^{2+} D) Ca^{2+}

52. Soluzione

Dobbiamo individuare un catione che formi carbonati, solfuri e ioduri tutti e tre insolubili.

Ag^+ precipita in tutti e tre i casi: Ag_2CO_3 ($8,1 \cdot 10^{-12}$), Ag_2S ($6,0 \cdot 10^{-51}$) e AgI ($1,5 \cdot 10^{-16}$)

Fe^{2+} precipita solo in due casi: FeCO_3 ($3,5 \cdot 10^{-11}$), FeS ($6,0 \cdot 10^{-19}$)

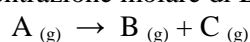
Ba^{2+} precipita solo in un caso: BaCO_3 ($8,1 \cdot 10^{-9}$)

Ca^{2+} precipita solo in un caso: CaCO_3 ($3,8 \cdot 10^{-9}$)

Solo l'argento Ag^+ dà un precipitato in tutti e tre i casi.

(Risposta A)

53. Determinare per quale valore della concentrazione molare di B nell'equilibrio:



con $K_c = 0,25$ (espressa in concentrazioni molari), risulta $[\text{A}] = [\text{C}]$.

- A) 0,25 M B) 0,13 M C) 0,65 M D) 0,33 M

53. Soluzione

$K_c = \frac{[\text{B}][\text{C}]}{[\text{A}]}$ Se si pone $[\text{A}] = [\text{C}]$ si ottiene: $K_c = [\text{B}] = 0,25 \text{ M}$.

(Risposta A)

54. Una soluzione acquosa di cloruro di sodio è contenuta in un recipiente termostato il cui spazio di testa contiene aria. Mediante un materiale igroscopico (non in contatto con la soluzione) l'umidità dell'aria viene costantemente rimossa. Cosa è possibile che accada dopo un certo tempo?

- A) si formeranno dei cristalli di cloruro di sodio
 B) parte del cloruro di sodio passerà in fase vapore
 C) la concentrazione di cloruro di sodio nella soluzione diminuirà
 D) la massa della soluzione aumenterà

54. Soluzione

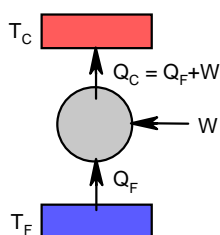
Il materiale igroscopico elimina il vapore d'acqua dall'aria di testa e l'acqua della soluzione deve evaporare per formare nuovo vapore e ristabilire la pressione di equilibrio. La soluzione diventa sempre più concentrata sino a divenire soprassatura e così precipiteranno cristalli di cloruro di sodio.

(Risposta A)

55. Una macchina frigorifera lavora seguendo un ciclo di trasformazioni reversibili scambiando calore esclusivamente con due serbatoi di calore a temperatura T_C e T_F (con $T_{\text{Calda}} > T_{\text{Fredda}}$). Dopo aver svolto un numero intero di cicli, la macchina ha prelevato una quantità di calore Q_F (in valore assoluto) dal serbatoio di calore alla temperatura T_F , cedendo una quantità di calore Q_C (in valore assoluto) al serbatoio di calore alla temperatura T_C . Per far ciò, ha assorbito il lavoro W (in valore assoluto) dall'esterno. Quale delle seguenti affermazioni è vera?

- A) $Q_C = Q_F$; $W = 0$
 B) $Q_C = Q_F - W$
 C) $Q_C = Q_F + W$
 D) $Q_C + Q_F = W$

55. Soluzione



Una macchina frigorifera preleva calore dalla sorgente fredda per cederlo a quella calda, ma, dato che il calore non fluisce spontaneamente dal freddo al caldo (secondo principio), deve assorbire anche un certo lavoro W dall'esterno.

Dal primo principio sappiamo che $\Delta U = Q + W$ (calore assorbito + lavoro assorbito).

In un ciclo termodinamico vale: $\Delta U = 0$ quindi: $Q + W = 0$ $W = -Q$

Il lavoro assorbito deve essere uguale al calore ceduto.

Dato che W , Q_C e Q_F sono presi in valore assoluto: $W = Q_C - Q_F$. da cui: $Q_C = Q_F + W$

Il lavoro prelevato W deve essere smaltito cedendolo alla sorgente calda insieme al calore Q_F .

Alla sorgente calda viene ceduto un calore (Q_C) somma del calore prelevato dalla sorgente fredda (Q_F) e di quello che corrisponde al lavoro assorbito per svolgere il ciclo termodinamico (W). (Risposta C)

56. Quale tra le seguenti affermazioni può essere considerata uno dei principali vantaggi dei catalizzatori eterogenei rispetto a quelli omogenei?

- A) i catalizzatori eterogenei sono più facilmente separabili dai prodotti a reazione avvenuta
 B) i catalizzatori eterogenei sono più attivi
 C) i catalizzatori eterogenei sono attivi a temperatura più bassa
 D) i catalizzatori eterogenei non si disattivano mai

56. Soluzione

I catalizzatori eterogenei sono legati ad un supporto insolubile (ad es Pd/C) per cui, alla fine della reazione, si possono separare per semplice filtrazione e questo accelera di molto i tempi per isolare i prodotti di reazione.

I punti B, C, D sono, invece, del tutto errati.

(Risposta A)

57. La decomposizione della vitamina B₁₂, la trasformazione dell'ergosterolo in vitamina D₂, la trasformazione del 7-deidrocolesterolo in vitamina D₃, sono tipici esempi di reazioni attivate dalla radiazione ultravioletta la cui velocità non è legata alla quantità di substrato reattivo, ma solo al fatto che l'energia luminosa abbia associata l'energia necessaria ad attivare la reazione. Ci si aspetta quindi che tali reazioni siano:

- A) enzimatiche B) del secondo ordine C) del primo ordine D) di ordine zero

57. Soluzione

Le reazioni del primo ordine ($v = k [S]$) e del secondo ordine ($v = k [S]^2$) hanno velocità di reazione che dipendono dalla concentrazione del substrato $[S]$.

Le reazioni di ordine zero ($v = k$) sono le uniche che non dipendono da $[S]$.

Quindi, le reazioni in questione sono di ordine zero.

(Risposta D)

58. Per una data reazione, in determinate condizioni, il valore del quoziente di reazione Q è maggiore del valore della costante di equilibrio K . Di conseguenza:

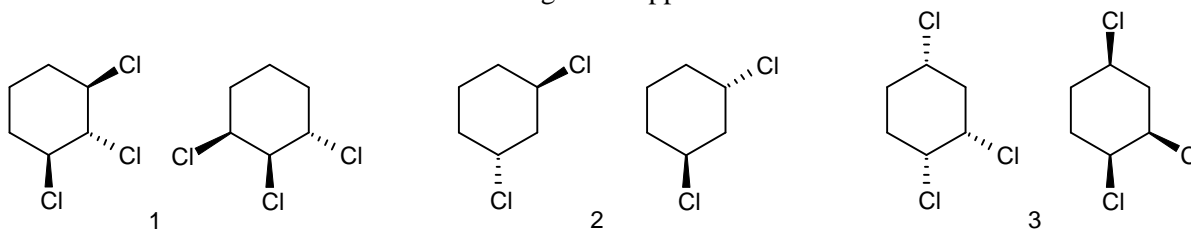
- A) si richiede l'aggiunta di un catalizzatore per aumentare il valore di K
 B) la reazione è in condizione di equilibrio
 C) la reazione procede prevalentemente da destra a sinistra
 D) la reazione non può in alcun modo raggiungere la condizione di equilibrio

58. Soluzione

Nella reazione $A \rightarrow B$ se il quoziente $Q = [B]/[A]$ è maggiore di $K = [B]/[A]$ significa che in quel momento $[B]$ è maggiore di quello che si avrebbe all'equilibrio. Dato che la reazione tende spontaneamente a raggiungere l'equilibrio, deve trasformare B in A , cioè deve spostarsi verso sinistra.

(Risposta C)

59. Definire le relazioni stereochimiche tra le seguenti coppie di strutture:



- A) 1: enantiomeri; 2: diastereoisomeri; 3: equivalenti
 B) 1: equivalenti; 2: enantiomeri; 3: diastereoisomeri
 C) 1: diastereoisomeri; 2 e 3: enantiomeri
 D) 1: diastereoisomeri; 2: enantiomeri; 3: equivalenti

59. Soluzione

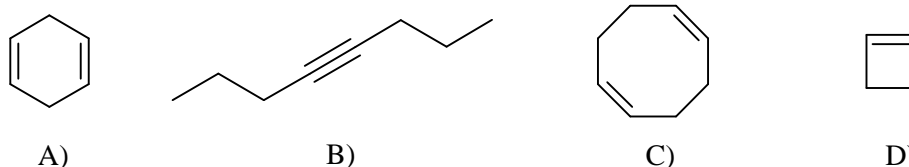
Nessuna delle tre coppie è composta da molecole sovrapponibili (equivalenti), così possiamo escludere le risposte A, B e D. Resta solo la risposta C.

Nella coppia 1, i primi due atomi di cloro da destra hanno configurazioni speculari, il terzo è sempre rivolto in alto, quindi le due molecole non sono speculari, ma sono diastereoisomeri (C esatta).

In entrambe le coppie 2 e 3, ogni cloro sulla prima molecola ha una configurazione speculare rispetto alla seconda. Le due coppie sono formate da molecole speculari, cioè enantiomeri (C esatta).

(Risposta C)

60. Un idrocarburo reagisce con due equivalenti di H_2 per idrogenazione catalitica. Lo stesso composto produce solo butandiale per ozonolisi in condizioni riducenti. Individua l'idrocarburo tra i seguenti composti.



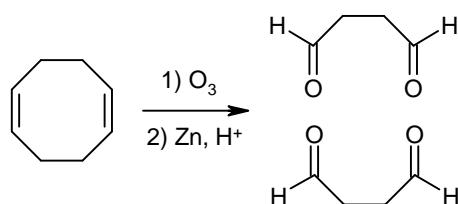
60. Soluzione

Solo le molecole A, B e C, che hanno due doppi legami o un legame triplo, consumano due equivalenti di H_2 per idrogenazione catalitica (D errata).

Il composto A per ozonolisi riduttiva forma propandiale (A errata).

Il composto B è un alchino e per ozonolisi si spezza in due acidi carbossilici uguali di acido butanoico (B errata).

Resta il composto C che per ozonolisi riduttiva forma due molecole identiche di butandiale. (Risposta C)



Soluzioni proposte da Mauro Tonellato