

Giochi della Chimica 2011

Problemi risolti – Fase nazionale – Classi A e B

1. Una soluzione acquosa di NaCl (500 mL) contiene 5,85 g di sale. Indicare la sua molarità.

- A) 1,00 M
- B) $2,00 \cdot 10^{-1}$ M
- C) $5,00 \cdot 10^{-2}$ M
- D) $2,00 \cdot 10^{-2}$ M

1. Soluzione

La massa molare di NaCl è: $23 + 35,45 = 58,45$ g/mol. Le moli di NaCl sono: $5,85/58,5 = 0,1$ mol.

La molarità è: $M = n/V = 0,1/0,5 = 0,2$ M.

(Risposta B)

2. Una proteina (2,72 g) si trova in acqua ($1,00 \cdot 10^{-1}$ L) dove esercita una pressione osmotica di $2,23 \cdot 10^3$ Pa a 25 °C. Ciò permette di individuare la massa molecolare della proteina.

- A) $3,00 \cdot 10^4$ Da
- B) $3,00 \cdot 10^{-1}$ Da
- C) $1,00 \cdot 10^2$ Da
- D) $2,00 \cdot 10^3$ Da

2. Soluzione

La pressione osmotica obbedisce alla legge dei gas, quindi possiamo ottenere le moli di proteina: $n = PV/RT$.

$P = 2,23 \cdot 10^3 / 1,013 \cdot 10^5 = 2,201 \cdot 10^{-2}$ atm. Le moli sono: $n = (2,2 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1) / (0,0821 \cdot 298) = 9,0 \cdot 10^{-5}$ mol.

La massa molare della proteina è: $2,72 / 9,0 \cdot 10^{-5} = 3,02 \cdot 10^4$ g/mol.

(Risposta A)

3. Indicare l'espressione del calcolo e il valore della quantità chimica (n) di saccarosio ($C_{12}H_{22}O_{11}$, Sac) presente in 5,0 g di tale disaccaride.

- A) $n = 5,0 \text{ g} / M_{\text{Sac}} 342 \text{ Da} = 1,5 \cdot 10^{-2}$ mol
- B) $n = 5,0 \text{ g} / MM_{\text{Sac}} 342 \text{ g mol}^{-1} = 1,5 \cdot 10^{-2}$ mol
- C) $n = 5,0 \text{ g} / M_{\text{r Sac}} 342 = 1,5 \cdot 10^{-2}$ mol
- D) $n = 5,0 \text{ g} / P.M._{\text{Sac}} 342 = 1,5 \cdot 10^{-2}$ mol

3. Soluzione

Per avere moli da grammi si deve dividere per g/mol: $n = 5,0 \text{ g} / MM_{\text{Sac}} 342 \text{ g mol}^{-1} = 1,5 \cdot 10^{-2}$ mol. (Risposta B)

4. Un composto ha dato all'analisi elementare per combustione i seguenti risultati: C = 40,0%, H = 6,60 %, sapendo che il suo M_r vale 180, indicare la sua formula molecolare e la sua formula minima.

- A) $C_6H_{12}O_6$; CH_2O
- B) CH_2O ; $C_6H_{12}O_6$
- C) $C_3H_6O_2$; CH_2O
- D) $C_4H_8O_4$; CH_2O

4. Soluzione

La % mancante al 100% è costituita da ossigeno, cioè: $O = 100 - (40,0 + 6,60) = 53,4\%$

In 100 grammi le moli sono: C ($40/12 = 3,33$ mol), H ($6,6/1 = 6,6$ mol), O ($53,4/16 = 3,34$ mol).

Dividendo per il numero di moli più piccolo si ottiene CH_2O (formula minima) $MM = 12 + 2 + 16 = 30$ g/mol.

La massa molare della molecola è 6 volte maggiore ($180/30 = 6$). La molecola è $C_6H_{12}O_6$.

(Risposta A)

5. Indicare la specie atomica o ionica che ha una configurazione elettronica diversa.

- A) H^-
- B) He
- C) Li^+
- D) H^+

5. Soluzione

H^- , He e Li^+ hanno configurazione elettronica $1s^2$. H^+ è privo di elettroni: $1s^0$.

(Risposta D)

6. Indicare quale tra i numeri quantici di un orbitale influenza la sua energia.

- A) n
 B) n, l
 C) n, m_l
 D) n, m_s

6. Soluzione

Il numero quantico principale n indica il guscio elettronico al quale appartiene l'elettrone. I diversi gusci sono ben separati in energia e vengono anche chiamati livelli energetici.

Il numero quantico secondario l indica il momento della quantità di moto che l'elettrone può assumere e decide la forma dell'orbitale (s, p, d, f). Questi orbitali sono leggermente diversi uno dall'altro per energia in quanto sono schermati in modo diverso dagli elettroni sottostanti dei gusci precedenti.

Il numero quantico magnetico m_l indica l'orientazione nello spazio del momento della quantità di moto dell'elettrone, cioè indica le possibili orientazioni dell'orbitale, per esempio gli orbitali p si possono orientare in tre modi diversi così abbiamo gli orbitali p_x, p_y, p_z . Questi, però sono orbitali degeneri, cioè hanno la stessa energia. Il numero quantico m_s indica orbitali di energia diversa solo in casi particolari come negli orbitali d degli elementi di transizione che si possono separare in due livelli leggermente diversi con un ΔE che corrisponde a luce visibile, per questo i complessi dei metalli di transizione sono colorati. In generale, però, i numeri quantici che definiscono l'energia di un orbitale sono solo n e l . (Risposta B)

7. Una volta i gas nobili venivano detti inerti. Oggi tale espressione non è accettata per via del crescente numero di loro composti preparati, ad esempio con il fluoro. La loro esistenza si giustifica con la capacità del fluoro, fortemente elettronegativo, di strappare elettroni anche ad atomi con elevata energia di ionizzazione. Indicare il gas nobile che più facilmente dà composti con il fluoro.

- A) He B) Ne C) Xe D) Ar

7. Soluzione

L'energia di ionizzazione scende andando verso il basso nei gruppi, quindi lo Xe (5° periodo) ha l'energia EI più bassa degli altri gas nobili e reagirà più facilmente con il fluoro. (Risposta C)

8. Indicare la proprietà atomica che varia periodicamente negli atomi.

- A) massa atomica
 B) raggio atomico
 C) densità
 D) peso atomico

8. Soluzione

Il raggio atomico diminuisce lungo i periodi anche se aumenta il numero degli elettroni perché aumenta la carica positiva nel nucleo e gli elettroni dello stesso guscio non si schermano reciprocamente.

Il raggio aumenta passando al guscio successivo perché ora la schermatura si fa sentire. (Risposta B)

9. Indicare lo ione con raggio minore.

- A) Γ^- B) Ba^{2+} C) Cs^+ D) Te^{2-}

9. Soluzione

Questi ioni sono isoelettronici con la configurazione [Xe]. Il più piccolo è il più positivo Ba^{2+} . (Risposta B)

10. Dall'alto in basso, lungo il secondo gruppo della tavola periodica, il carattere metallico:

- A) aumenta
 B) diminuisce
 C) resta costante
 D) aumenta dal Be al Ca, quindi decresce fino al Ra

10. Soluzione

Il carattere metallico è legato in modo inversamente proporzionale all'energia di ionizzazione, quindi aumenta scendendo lungo il secondo gruppo. (Risposta A)

11. Un composto molecolare liquido, capace di formare legami a idrogeno e avente egual peso molecolare rispetto a un altro composto molecolare che non può formare legami a ponte di idrogeno:

- A) ha egual punto di ebollizione che dipende dal peso molecolare
- B) ha un punto di ebollizione minore
- C) ha un punto di ebollizione più elevato
- D) è più acido

11. Soluzione

Per passare alla fase vapore, un composto deve non solo acquistare energia cinetica ($E = \frac{1}{2}mv^2$), che dipende dalla massa, ma deve anche rompere i legami intermolecolari che lo tengono unito alle molecole circostanti. A parità di peso molecolare, il composto che fa legami idrogeno deve consumare più energia per evaporare perché deve rompere dei legami intermolecolari più forti e quindi avrà un punto di ebollizione più alto (maggiore temperatura, maggiore energia delle molecole). (Risposta C)

12. Secondo il principio di Avogadro, volumi eguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, contengono lo stesso numero di:

- A) atomi
- B) molecole
- C) atomi o ioni monoatomici ma non molecole
- D) elementi

12. Soluzione

Volumi eguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di T e P, contengono lo stesso numero di molecole. La comprensione di questo è stata un passo decisivo per dimostrare l'esistenza delle molecole. (Risposta B)

13. Indicare il volume occupato a 273 K e 1 bar da una mole di O_2 ($M_r = 32,0$) considerando che una mole di azoto ($M_r = 28,0$), alla stessa temperatura e pressione occupa 22,4 L.

- A) bisogna conoscere il volume del recipiente
- B) 22,4 L
- C) 25,6 L
- D) 19,6 L

13. Soluzione

Una mole di qualsiasi gas occupa lo stesso volume a parità di T e P, quindi $V_{(O_2)} = V_{(N_2)} = 22,4$ L. (Risposta B)

14. La tensione di vapore di un liquido:

- A) aumenta con la T
- B) diminuisce con la T
- C) aumenta o diminuisce con la T a seconda della sua natura
- D) aumenta con l'aumentare della pressione a cui il liquido è sottoposto

14. Soluzione

La tensione di vapore di un liquido aumenta con la temperatura: ad una T maggiore c'è più energia nelle molecole del liquido e un numero maggiore di molecole può passare alla fase vapore.

Oppure: l'evaporazione è un processo endotermico e un aumento di T lo spinge a destra. (Risposta A)

15. Indicare il composto che può dar luogo a legami a ponte di idrogeno.

- A) CH_3OH
- B) $CHCl_3$
- C) H_2S
- D) HCl

15. Soluzione

I legami a idrogeno si formano solo con atomi elettronegativi come N, O, F: quindi CH_3OH . (Risposta A)

16. Il punto di ebollizione di una soluzione acquosa di un soluto poco volatile, alla P di $1,013 \cdot 10^5$ Pa, è:

- A) a 100 °C
- B) a $T > 100$ °C
- C) a $T < 100$ °C
- D) a T maggiore o minore di 100 °C, imprevedibilmente

16. Soluzione

Il soluto poco volatile occupa parte della superficie di evaporazione e quindi meno molecole di acqua possono evaporare. Questo abbassa la tensione di vapore dell'acqua e la soluzione bolle a $T > 100$ °C. (Risposta B)

17. La K_{eq} di una reazione di equilibrio è influenzata:

- A) dalla T , dalla P , dalla C_M dei reagenti e dalla presenza di catalizzatori
- B) dalla sola T
- C) dalla T e dai catalizzatori
- D) dalla T e dalla C_M dei reagenti

17. Soluzione

La K_{eq} di una reazione di equilibrio è influenzata solo dalla T ($\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$). (Risposta B)

18. Se una porzione di yogurt intero (120 g), fornisce mediamente 520 kJ, si può dedurre che 500 g dello stesso yogurt forniscono mediamente:

- A) $5,20 \cdot 10^3$ kJ
- B) $2,17 \cdot 10^3$ kJ
- C) non si può rispondere se non si conosce la densità dello yogurt
- D) 124 kJ

18. Soluzione

L'energia è proporzionale alla quantità di yogurt: $E : 500 = 520 : 120$ $E = 500 \cdot 520 / 120 = 2170$ kJ. (Risposta B)

19. Bohr si accorse che una collana d'oro aveva una massa di 500 g e un volume di 25,9 mL. Ne dedusse che la densità dell'oro era di:

- A) $38,6 \text{ g cm}^{-3}$
- B) $19,3 \text{ g cm}^{-3}$
- C) $8,6 \text{ g cm}^{-3}$
- D) bisogna conoscere anche la T

19. Soluzione

La densità è: $d = m/V$ quindi: $d = 500/25,9 = 19,3 \text{ g/cm}^3$. (Risposta B)

20. Un oggetto di forma cubica ha un lato di 15 cm e una massa di 30,24 kg. Se ne può dedurre che potrebbe essere costituito da:

- A) mercurio
- B) un metallo come il rame
- C) CaCO_3
- D) legno

20. Soluzione

Il volume del cubo è: $l^3 = 15^3 = 3375 \text{ cm}^3$. La sua densità è: $d = m/V = 30240/3375 = 8,96 \text{ g/cm}^3$. Questa è la densità di un metallo, ma non può essere mercurio che è un liquido, quindi è rame. (Risposta B)

21. Indicare l'affermazione ERRATA.

- A) i numeri che indicano i pesi atomici o masse atomiche relative non hanno unità di misura
- B) i numeri che indicano i pesi atomici o masse atomiche relative sono espressi in Da (dalton) o u
- C) la massa atomica si esprime in kg o in Da (dalton) o u
- D) i singoli nuclidi di un atomo hanno un peso atomico il cui valore è molto vicino a un numero intero

21. Soluzione

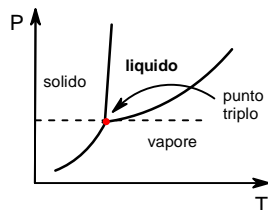
Le affermazioni A e B sono alternative, una delle due è errata.

La massa atomica relativa non ha unità di misura essendo il rapporto tra due masse. (Risposta B)

22. In un diagramma di stato di una sostanza pura, il punto triplo indica:

- A) la minima pressione a cui può esistere la fase liquida della sostanza
- B) la minima pressione a cui può esistere la fase solida della sostanza
- C) la massima temperatura a cui può esistere la fase solida della sostanza
- D) la massima temperatura a cui può esistere la fase gassosa della sostanza

22. Soluzione



Il punto triplo in un diagramma di stato P,T indica il punto in cui coesistono le tra fasi in equilibrio di una sostanza pura e indica anche la minima pressione a cui può esistere la fase liquida di quella sostanza. (Risposta A)

23. Una soluzione acquosa è stata ottenuta sciogliendo $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ (219,0 g) in un 1 L d'acqua. Ne segue che la concentrazione della soluzione, espressa come percentuale in massa, è del:

- A) 18,2 % B) 12,1 % C) 9,1 % D) 4,6 %

23. Soluzione

La massa molare di $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ è: $40,08 + 2 \cdot 35,45 + 6 \cdot 18 = 219 \text{ g/mol}$.

Quindi è stata introdotta 1 mol di sale idrato (219,0 g).

La massa molare di CaCl_2 anidro è 111 g/mol. La massa di CaCl_2 anidro introdotta è di 111 g (1 mol).

La massa totale è: $1000 + 219 = 1219 \text{ g}$. La % di CaCl_2 è: $111/1219 = 9,1\%$. (Risposta C)

24. Indicare il volume di HCl 0,10 M che si può ottenere diluendo una soluzione di HCl 1,0 M (5,0 mL).

- A) 1,0 mL B) 0,50 mL C) 50 mL D) 5,0 mL

24. Soluzione

Per diminuire di 10 volte la conc. ($1 \rightarrow 0,1 \text{ M}$) bisogna diluire 10 volte il volume ($5 \rightarrow 50 \text{ mL}$). (Risposta C)

25. Calcolare il punto di congelamento dell'acqua, sapendo che in un V di 250 cm^3 è stato sciolto saccarosio ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$; 7,50 g). $K_{\text{cr}}(\text{H}_2\text{O}) = 1,86 \text{ K kg mol}^{-1}$.

- A) $3,40 \cdot 10^{-1} \text{ }^\circ\text{C}$
 B) $-2,30 \cdot 10^{-1} \text{ }^\circ\text{C}$
 C) $-1,60 \cdot 10^{-1} \text{ }^\circ\text{C}$
 D) $9,00 \cdot 10^{-1} \text{ }^\circ\text{C}$

25. Soluzione

La massa molare del saccarosio è: $12 \cdot 12 + 22 + 11 \cdot 16 = 342 \text{ g/mol}$. Le moli sono: $7,5/342 = 0,0219 \text{ mol}$.

Le moli su 1000 g di H_2O sono: $0,0219 \cdot 4 = 0,0877 \text{ mol/kg}$. L'abbassamento crioscopico è: $\Delta T = k m$

$\Delta T = 1,86 \cdot 0,0877 = 0,16 \text{ K}$ Quindi: $T_{\text{congel}} = -0,16 \text{ }^\circ\text{C}$. (Risposta C)

26. In riferimento al principio di indeterminazione di Heisenberg:

- A) non si può conoscere con precisione grande a piacere il solo momento di una particella
 B) non si può conoscere con precisione grande a piacere la sola posizione di una particella
 C) non si possono conoscere con precisione grande a piacere né la posizione né il momento di una particella
 D) non si possono conoscere con precisione grande a piacere sia la posizione che il momento di una particella

26. Soluzione

Secondo il principio di indeterminazione di Heisenberg non si possono conoscere con precisione grande a piacere sia la posizione che il momento di una particella.

Il prodotto delle due incertezze non può essere minore di $\hbar/2$ cioè: $\Delta x \Delta p \geq \hbar/2$. (Risposta D)

27. Una soluzione acquosa di HCl (100 mL) contiene 4,20 g di acido puro. La sua molarità corrisponde a:

- A) $2,10 \text{ mol L}^{-1}$ B) $1,15 \text{ mol L}^{-1}$ C) $5,21 \text{ mol L}^{-1}$ D) $1,90 \text{ mol L}^{-1}$

27. Soluzione

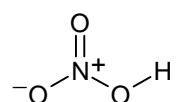
La massa molare di HCl è: $1 + 35,45 = 36,45 \text{ g/mol}$. Le moli di HCl sono: $4,2/36,45 = 0,115 \text{ mol}$.

La concentrazione è: $M = n/V = 0,115/0,1 = 1,15 \text{ M}$. (Risposta B)

28. Negli ossoacidi inorganici, gli atomi di idrogeno acidi:

- A) sono sempre legati all'atomo centrale
 B) presentano legami ionici con gli atomi di ossigeno
 C) sono sempre legati in modo covalente agli atomi di ossigeno
 D) sono a ponte tra l'atomo centrale e un atomo di ossigeno

28. Soluzione



Negli ossoacidi gli atomi di idrogeno acidi sono sempre legati in modo covalente agli atomi di ossigeno. Nell'acido nitrico mostrato qui a fianco (un acido forte) si vede il legame covalente tra ossigeno e idrogeno acido. (Risposta C)

29. Indicare la pressione osmotica di una soluzione di CaCl_2 (5,00 g) (in 250 mL di acqua) a 25 °C.

- A) 4,40 atm B) 12,7 atm C) 11,4 atm D) 13,2 atm

29. Soluzione

La massa molare di CaCl_2 è: $40,08 + 2 \cdot 35,45 = 111$ g/mol. Le moli di CaCl_2 sono: $5/111 = 0,045$ mol

La reazione di dissociazione è: $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ quindi le moli di ioni sono il triplo: $0,045 \cdot 3 = 0,135$ mmol.

La pressione osmotica obbedisce alla legge dei gas: $P = nRT/V$

Quindi si ottiene: $P = (0,135 \cdot 0,0821 \cdot 298)/0,250 = 13,2$ atm.

(Risposta D)

30. La velocità di una reazione chimica:

- A) è sempre indipendente dalla concentrazione dei reagenti
 B) aumenta sempre con l'aumentare della temperatura
 C) diminuisce con l'aumentare della T nelle reazioni esotermiche e aumenta nelle reazioni endotermiche
 D) è indipendente dalla temperatura

30. Soluzione

La velocità di una reazione aumenta con l'aumentare della temperatura, infatti la costante di velocità k , per la

legge di Arrhenius, vale: $k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}}$. Si vede che k aumenta all'aumentare di T.

A temperature maggiori, è maggiore l'energia cinetica delle molecole e quindi ci sono più molecole che hanno abbastanza energia da superare l'energia di attivazione e così possono produrre urti efficaci. (Risposta B)

31. Un catalizzatore in una reazione chimica:

- A) la fa evolvere verso i prodotti
 B) la fa evolvere verso i prodotti o i reagenti se è inibitore
 C) non ha alcuna azione sulla posizione del suo equilibrio
 D) agisce solo sulla costante di equilibrio della reazione

31. Soluzione

I catalizzatori abbassano l'energia di attivazione e così accelerano sia la reazione diretta che quella inversa, ma la K_{eq} non varia perché dipende solo dalla differenza di energia (ΔG°) tra prodotti e reagenti. (Risposta C)

32. Gli elementi che hanno molecola diatomica rappresentano il più semplice esempio di legame:

- A) ionico o covalente B) covalente C) metallico D) a ponte di idrogeno

32. Soluzione

Le molecole diatomiche sono legate da legame covalente. Le molecole ioniche come NaCl, non sono diatomiche, perché formano un reticolo cristallino al quale partecipano miliardi di ioni. (Risposta B)

33. La formula minima di un composto formato da ioni Fe^{2+} e CO_3^{2-} è:

- A) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_2$ B) FeCO_3 C) $\text{Fe}_3(\text{CO}_3)_2$ D) $\text{Fe}(\text{CO}_3)_2$

33. Soluzione

I due ioni Fe^{2+} e CO_3^{2-} hanno già le cariche bilanciate quindi il sale è: FeCO_3 .

(Risposta B)

34. Le forze di van der Waals sono le uniche forze di attrazione che giustificano:

- A) le attrazioni tra molecole polari
 B) l'esistenza dei gas nobili allo stato liquido
 C) le attrazioni tra molecole con momento dipolare nullo con atomi più vicini di 10 Å
 D) il punto di ebollizione dell'acqua maggiore rispetto a quello di H_2S

34. Soluzione

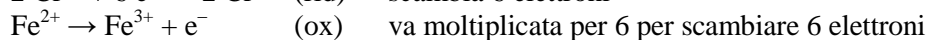
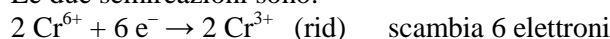
I gas nobili sono formati da molecole monoatomiche, quindi sono apolari e non possono fare legami dipolo-dipolo intermolecolari, ma nonostante questo riescono ad associare le loro molecole per formare un liquido. Questo avviene solo grazie ai legami di van der Waals (forze di London) che sono attrazioni elettrostatiche tra i dipoli istantanei che si formano per l'oscillazione delle nuvole elettroniche. Questa oscillazione genera un'attrazione solo se le nuvole oscillano in fase e questo avviene solo se le nuvole sono a stretto contatto tra loro. (Risposta B)

35. L'ossidazione del Fe^{2+} a Fe^{3+} può essere fatta in ambiente acido con ioni $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. In tal caso, 1 mol di $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ossida una quantità chimica di ioni Fe^{2+} pari a:

- A) 2 mol B) 3 mol C) 6 mol D) 12 mol

35. Soluzione

Le due semireazioni sono:



Ogni ione $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ si riduce a 2 Cr^{3+} catturando 6 elettroni. Il Fe^{2+} cede un solo elettrone per ossidarsi a Fe^{3+} .

Quindi una mole di $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ossida 6 mol di Fe^{2+} .

(Risposta C)

36. Indicare il caso in cui si può desumere che in un processo è avvenuta una riduzione.

- A) quando un atomo neutro si è convertito in ione positivo
 B) quando un atomo neutro si è convertito in ione negativo
 C) quando aumenta la carica positiva di uno ione
 D) quando diminuisce la carica negativa di uno ione

36. Soluzione

Quando aumenta la carica positiva di una specie, è avvenuta un'ossidazione (A, C, D errate)

Quando un atomo neutro diventa uno ione negativo è avvenuta una riduzione ($\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$). (Risposta B)

37. Indicare quale dei seguenti processi redox è più lento.

- A) combustione del magnesio scaldato in presenza di ossigeno
 B) accensione della benzina
 C) corrosione del ferro all'aria umida
 D) esplosione di una miscela H_2/O_2 in presenza di una fiamma

37. Soluzione

I processi A, B, D sono esplosivi, cioè avvengono con velocità altissima.

La formazione della ruggine sul ferro è un processo difficilmente arrestabile, ma è molto lento. (Risposta C)

38. Indicare i coefficienti della seguente reazione:

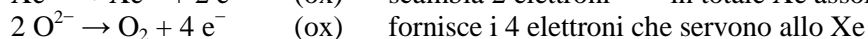
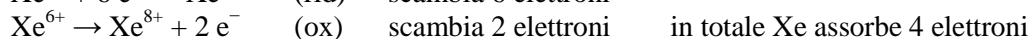
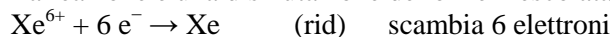


- A) 1, 1, 2, 1, 3, 1
 B) 1, 3, 1, 1, 2, 1
 C) 2, 1, 2, 1, 1, 2
 D) 2, 2, 1, 1, 1, 2

38. Soluzione

Per bilanciare Xe, il 1° coefficiente deve essere la somma del 3° e del 4° e questo accade solo in D ($2 \rightarrow 1 + 1$)

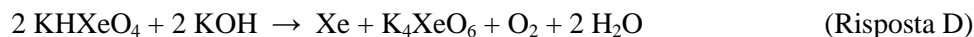
La reazione è una dismutazione dello Xe mescolata con un'ossidazione dell'O. Le tre semireazioni sono:



Sommando membro a membro si ottiene:



Completando il bilanciamento



39. Indicare perché la dissoluzione di CH_3COONa in acqua dà luogo a una soluzione basica.

- A) perché lo ione Na^+ ha carattere basico in acqua
 B) perché lo ione CH_3COO^- ha carattere basico in acqua
 C) perché in acqua si forma una molecola di NaOH per ogni formula di CH_3COONa
 D) perché in acqua si forma CH_3COO^- che essendo la base coniugata di un acido debole è una base forte

39. Soluzione

La reazione prodotta dallo ione acetato è: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

Dato che libera un po' di ioni OH^- , lo ione acetato è basico, ma è una base debole.

(Risposta B)

40. La percentuale di ionizzazione di una soluzione di acido acetico 1,0 M:
 A) e la concentrazione di H_3O^+ sono entrambe minori di quelle di una soluzione di acido acetico 0,10 M
 B) è minore di quella di una soluzione di acido acetico 0,10 M, ma la concentrazione di H_3O^+ è maggiore
 C) e la concentrazione di H_3O^+ sono entrambe maggiori di quelle di una soluzione di acido acetico 0,10 M
 D) è maggiore di quella di una soluzione di acido acetico 0,10 M, ma la concentrazione di H_3O^+ è minore

40. Soluzione

Una soluzione più concentrata (1,0 M) di acido acetico è più acida di una soluzione diluita (0,1 M) (A e D errate), ma non in modo proporzionale perché l'acido acetico è un acido debole e le sue soluzioni diluite hanno una percentuale di ionizzazione (α) maggiore. Quindi la soluzione 1,0 M ha $[\text{H}^+]$ maggiore, α minore. (Risposta B)

Qui continuano i questi della sola classe A (41-60). Quelli della classe B riprendono in coda.

41. Un gas (406 mL) ha una massa di 1,25 g a 20 °C e $1,01 \cdot 10^5$ Pa. Ammesso un suo comportamento ideale, il suo peso molecolare (M_r) vale all'incirca:

- A) 146 B) 37,0 C) 73,9 D) 68,0

41. Soluzione

Le moli di gas sono: $n = PV/RT$ $n = (1 \cdot 0,406)/(0,0821 \cdot 293) = 16,877$ mmol.

La massa molare del gas è: $MM = 1250/16,877 = 74,1$ g/mol.

(Risposta C)

42. Un legame covalente è polarizzato quando:

- A) si stabilisce tra atomi eguali di una molecola diatomica
 B) richiede la compartecipazione di due coppie di elettroni
 C) si forma tra atomi con differente elettronegatività
 D) si forma tra ioni con carica opposta e bassa

42. Soluzione

L'elettronegatività è la capacità di un atomo di attirare a sé gli elettroni di legame e quindi la differenza di elettronegatività rende polarizzato un legame covalente. Questo legame risulta più corto (più forte) perché al legame covalente si aggiunge anche un contributo ionico. (Risposta C)

43. Indicare quale dei seguenti acidi ha la maggiore forza in acqua: HCl, HNO_3 , HClO_4 , HBr.

- A) HCl perché gassoso
 B) HNO_3 perché contiene percentualmente più ossigeno
 C) HClO_4 , perché ha un atomo di cloro come atomo centrale
 D) nessuno, perché l'acqua livella la forza degli acidi forti

43. Soluzione

Gli acidi forti in acqua si dissociano completamente formando H_3O^+ : $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. Quindi, in acqua, gli acidi forti diventano indistinguibili, sono livellati, e il solo acido presente è, per tutti, H_3O^+ . (Risposta D)

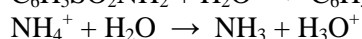
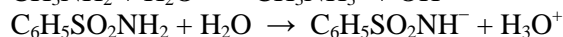
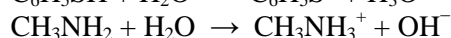
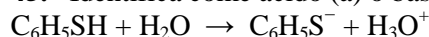
44. Indicare l'acido e la base più forti che possano esistere in acqua.

- A) H_3O^+ e OH^- B) HClO_4 e KOH C) HNO_3 e NaNH_2 D) H_2SO_4 e $\text{CH}_3\text{O}^- \text{Na}^+$

44. Soluzione

Se un acido o una base sono più forti dell'acqua, reagiscono quantitativamente con questa e si trasformano rispettivamente in H_3O^+ e OH^- . Questi, quindi, sono l'acido e la base più forti che si trovano in H_2O . (Risposta A)

45. Identifica come acido (a) o base (b) il primo composto nelle seguenti quattro reazioni:



- A) a, a, b, a B) a, b, a, b C) a, b, a, a D) b, b, a, a

45. Soluzione

I composti che producono H_3O^+ sono acidi (1°, 3°, 4°), quelli che producono OH^- sono basici (2°). (Risposta C)

46. I ferri da stiro a vapore, così come i boiler, con l'uso, formano depositi di CaCO_3 . Il fabbricante suggerisce di rimuovere il calcare con aceto di vino. Ciò perché:

- A) l'aceto contiene acido acetico, un acido forte
- B) l'aceto contiene acido acetico, un acido debole che però scioglie il calcare perché è più forte dell'acido carbonico
- C) l'aceto contiene acido acetico, un acido forte che scioglie il calcare perché più forte dell'acido carbonico
- D) CaCO_3 solido viene trasformato nel sale $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$ che è un liquido

46. Soluzione

L'acido acetico è un acido debole, ma scioglie il calcare perché è più forte dell'acido carbonico. La reazione è spostata a destra e va dall'acido più forte al più debole: $2 \text{HAc} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaAc}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$. (Risposta B)

47. La perdita di un neutrone da parte di un nucleo di un atomo comporta:

- A) la diminuzione di un'unità del numero di massa
- B) l'aumento di una carica positiva dell'atomo
- C) l'emissione di una particella alfa e di una beta
- D) l'aumento di un'unità del numero atomico

47. Soluzione

Un nucleo non può semplicemente perdere un neutrone. I nuclei con troppi neutroni sono instabili e subiscono il decadimento β^- . Un neutrone decade in un protone con emissione di un elettrone veloce (β^-) e di un antineutrino. Il numero di massa si conserva, il numero atomico aumenta di un'unità. (Risposta D?)

48. La guida in stato di ebbrezza è un atto di vera e propria criminalità. Perciò da molti anni vengono effettuati dalle Forze dell'ordine, test mediante etilometri che valutano il tasso alcolico nel sangue dall'analisi dell'espriato. I primi etilometri nel palloncino contenevano:

- A) dicromato di potassio, acido per acido solforico, di color giallo arancio che reagendo con l'alcool lo ossidava ad acido e dava un colore verde di Cr^{3+}
- B) dicromato di potassio, acido per acido solforico, di color giallo arancio che, reagendo con l'alcool, lo ossidava ad aldeide e dava un colore verde di Cr^{3+}
- C) perborato di sodio che ossidava l'alcool a etere e formava un colore verde di borato
- D) permanganato di potassio che ossidava l'alcool e formava Mn^{2+} rosa

48. Soluzione

Il Cr^{6+} del dicromato ossida l'alcol etilico direttamente ad acido acetico e diventa Cr^{3+} verde. Per ossidare l'alcol ad aldeide serve un'ossidazione controllata in ambiente anidro a bassa T. (Risposta A)

49. Calcolare la quantità di carica elettrica che passa in 40,0 s in un conduttore attraversato da una corrente di 2,40 A.

- A) 48,0 C
- B) 82,0 C
- C) 75,0 C
- D) 96,0 C

49. Soluzione

Gli Ampere sono Coulomb al secondo: $A = C/s$, quindi: $C = As = 2,40 \cdot 40,0 = 96,0 \text{ C}$. (Risposta D)

50. Molti edifici pubblici hanno subito un notevole degrado a causa dell'inquinamento atmosferico. Tra gli agenti più dannosi figurano:

- A) il diossido di carbonio, il diossido e il triossido di zolfo e i relativi acidi
- B) il monossido e il diossido di carbonio
- C) l' NH_3 e la radioattività
- D) il monossido e il diossido di carbonio e i relativi acidi

50. Soluzione

In atmosfera, questi tre gas CO_2 , SO_2 , SO_3 , reagendo con acqua, diventano acidi (H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4) e formano le piogge acide che sciolgono il calcare di edifici e statue. (Risposta A)

- 51.** Indicare l'affermazione ERRATA. In soluzione acquosa, gli ioni idratati possono considerarsi come:
- A) avvolti da un velo d'acqua dallo spessore di una o due molecole di acqua
 - B) avvolti da un numero sempre maggiore di molecole di H_2O , che aumenta con la carica dello ione e ne aumenta le dimensioni
 - C) avvolti da acqua per cui la loro mobilità non è molto dissimile, ciò vale anche per gli ioni H_3O^+ e OH^-
 - D) avvolti da acqua che evidenzia anche, a parità di carica, che gli ioni di dimensioni minori si idratano di più di quelli di dimensioni maggiori

51. Soluzione

La mobilità in acqua di uno ione è inversamente proporzionale al numero di molecole d'acqua della sua sfera di idratazione. A parità di carica uno ione piccolo come Li^+ ha una carica più concentrata e ha una sfera di idratazione maggiore e quindi ha una mobilità più bassa. Uno ione più grosso come K^+ ha una carica più diluita (una più bassa densità di carica), ha una sfera di idratazione minore e ha una mobilità maggiore. Un discorso a parte vale per H^+ e OH^- che hanno una grande mobilità perchè non si devono fisicamente muovere in soluzione dato che ogni molecola d'acqua può generarli. Si formano catene di molecole d'acqua che si scambiano H^+ molto velocemente. (Risposta C)

- 52.** Indicare l'affermazione ERRATA. Gli elettroliti sono specie chimiche che, in soluzione acquosa, conducono la corrente elettrica, essendo presenti sotto forma di ioni positivi o negativi solvatati.

- A) quando un elettrolita passa in soluzione, si dice che si dissocia se prima di sciogliersi era formato da ioni
- B) quando un elettrolita passa in soluzione, si dice che si ionizza se prima di sciogliersi era formato da molecole
- C) in acqua gli elettroliti aventi, a parità di carica, ioni di dimensioni maggiori si idratano di più di quelli a dimensioni minori
- D) quando un elettrolita passa in soluzione, si dice che si dissocia se prima di sciogliersi era già formato da ioni, però, per pigrizia dei chimici il termine dissociarsi si continua a usare anche nel caso di elettroliti formati in soluzione

52. Soluzione

A parità di carica, gli ioni di dimensioni maggiori hanno una carica più diluita e quindi si idratano di meno (e non di più) di quelli con dimensioni minori. (Risposta C)

- 53.** La formula della malachite è $Cu(OH)_2 \cdot CuCO_3$. Determinare le percentuali di rame contenuto sia come metallo che come ossido CuO .

- | | | | |
|---------------------|-----------------|-------------------|-----------------|
| A) $Cu = 57,49\%$, | $CuO = 71,96\%$ | B) $Cu = 43,52\%$ | $CuO = 60,58\%$ |
| C) $Cu = 28,74\%$ | $CuO = 35,98\%$ | D) $Cu = 32,44\%$ | $CuO = 33,68\%$ |

53. Soluzione

La massa molare di $Cu(OH)_2 \cdot CuCO_3$ è: $2 \cdot 63,55 + 5 \cdot 16 + 12 + 2 = 221,1$ g/mol.

La quantità di Cu è: $2 \cdot 63,55 = 127,1$ g/mol. La % di Cu è: $127,1/221,1 = 57,49\%$.

La % di Cu come CuO è: $(57,49/127,1) \cdot (127,1 + 32) = 71,96\%$.

(Risposta A)

- 54.** Molecole di HCl allo stato gassoso possono interagire mediante:

- A) forze di van der Waals
- B) legami a ponte di idrogeno
- C) legami covalenti
- D) legami dativi

54. Soluzione

I legami di van der Waals sono legami intermolecolari tra dipoli: legame tra dipoli permanenti, legame ione-dipolo permanente e legame tra dipoli oscillanti (forze di London). Dato che HCl è una molecola polare, tra le molecole allo stato gassoso si manifestano soprattutto interazioni tra dipoli permanenti, mentre quelle tra dipoli oscillanti si possono sviluppare solo in fase liquida o solida quando le molecole sono a stretto contatto tra loro. (Risposta A)

- 55.** In una soluzione acquosa di glucosio, la frazione molare dello zucchero è $4,00 \cdot 10^{-2}$. Se ne deduce che la frazione molare dell'acqua è:

- A) 1,96
- B) 1,04
- C) $9,60 \cdot 10^{-1}$
- D) 6,00

55. Soluzione

La frazione molare del glucosio è 0,04, quella dell'acqua è la differenza a 1 cioè: $1 - 0,04 = 0,96$. (Risposta C)

56. In una reazione redox, è eguale il N° di:

- A) elettroni ceduti e di cariche negative
- B) elettroni ceduti e di cariche positive
- C) elettroni ceduti e di elettroni acquistati
- D) ioni positivi e negativi

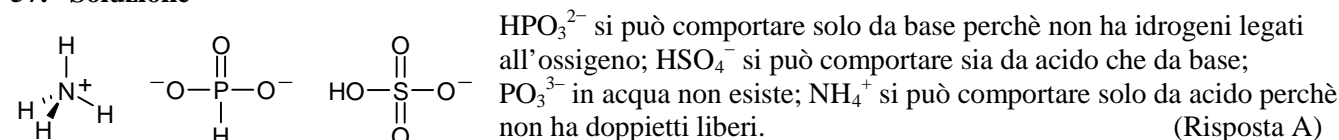
56. Soluzione

In una reazione redox, il N° di elettroni ceduti è uguale a quello degli elettroni acquistati. (Risposta C)

57. Indicare la specie che può comportarsi solo come acido:

- A) NH_4^+
- B) PO_3^{3-}
- C) HPO_3^{2-}
- D) HSO_4^-

57. Soluzione



58. Sapendo che l'acido nitrico è forte e l'acido nitroso è debole, si può dire che il pH di una soluzione acquosa di acido nitroso risulterà maggiore di quello di una soluzione acquosa di acido nitrico:

- A) se la soluzione di acido nitroso è più concentrata di quella di acido nitrico
- B) sempre
- C) se le due soluzioni hanno la stessa concentrazione e si trovano alla stessa T
- D) se le due soluzioni si trovano alla stessa temperatura

58. Soluzione

A parità di concentrazione e di temperatura, la soluzione dell'acido più debole è meno acida. (Risposta C)

59. Un elettrolita debole in soluzione acquosa:

- A) non è mai completamente dissociato
- B) può dissociarsi completamente solo se la soluzione è molto concentrata
- C) può dissociarsi completamente solo se la soluzione è almeno 10^{-3} M
- D) non può dissociarsi mai per più del 10%

59. Soluzione

Un elettrolita debole non è mai completamente dissociato nemmeno a diluizione infinita. (Risposta A)

60. Indicare il numero di atomi di idrogeno presenti in una mole di $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

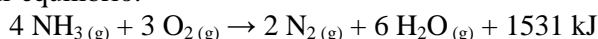
- A) 2,0000
- B) $6,0230 \cdot 10^{23}$
- C) $1,8069 \cdot 10^{24}$
- D) $1,2046 \cdot 10^{24}$

60. Soluzione

Una molecola di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ contiene due atomi di idrogeno, quindi una mole ne contiene 2N cioè: $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,2044 \cdot 10^{24}$ atomi di H. (Risposta D)

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

41. Dato il seguente sistema all'equilibrio:



se il suo stato viene perturbato dall'aggiunta di N_2 , il sistema, per ristabilire l'equilibrio, deve spostarsi:

- A) verso sinistra e, quando il nuovo equilibrio è stato raggiunto, la concentrazione di H_2O diminuisce
- B) verso sinistra e quando il nuovo equilibrio è stato raggiunto la concentrazione di NH_3 diminuisce
- C) verso sinistra e quando il nuovo equilibrio è stato raggiunto aumenta la concentrazione di NH_3 , O_2 , H_2O
- D) verso destra e quando il nuovo equilibrio è stato raggiunto si ha una diminuzione della temperatura

41. Soluzione

Aggiungendo N_2 la reazione si sposta a sinistra e quindi deve consumare un po' di H_2O . (Risposta A)

42. Se nella reazione dell'esercizio precedente, lo stato di equilibrio viene perturbato da un aumento di temperatura:

- A) la costante di equilibrio aumenta sempre
- B) la costante di equilibrio diminuisce perché la reazione è esotermica
- C) la costante di equilibrio aumenta perché la reazione è esotermica
- D) cambia la composizione dell'equilibrio ma la K_{eq} resta costante

42. Soluzione

La reazione è esotermica, quindi un aumento di temperatura la fa spostare verso sinistra (direzione endotermica) e la K_{eq} diminuisce. (Risposta B)

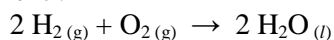
43. Se a un sistema all'equilibrio si aggiunge un catalizzatore:

- A) la reazione evolve verso destra, tranne quando il catalizzatore è inibitore
- B) la reazione evolve verso sinistra
- C) l'equilibrio non viene alterato
- D) si ha un aumento della K_{eq}

43. Soluzione

Un catalizzatore aumenta la velocità di reazione perché la fa decorrere con un meccanismo diverso, con una minore energia di attivazione, ma non influenza ΔG e ΔG° che dipendono solo dalla differenza di energia tra reagenti e prodotti, e quindi non cambia la K_{eq} (vale infatti: $\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$). (Risposta C)

44. Data la sintesi dell'acqua dai suoi elementi:



Indicare il valore più probabile di ΔS .

- A) $\Delta S > 0$ perché si ha una diminuzione del numero di moli
- B) $\Delta S < 0$ perché si ha una diminuzione del numero di moli
- C) $\Delta S < 0$ perché si passa da 3 mol di gas a 2 mol di liquido
- D) $\Delta S > 0$ perché si passa da 3 mol di gas a 2 mol di liquido

44. Soluzione

L'entropia (il disordine) diminuisce ($\Delta S < 0$) perché si passa da 3 moli di gas a 2 di liquido. (Risposta C)

45. Indicare quale dei seguenti ΔH è riferito alla reazione più esotermica.

- A) +540 kJ
- B) -879 kJ
- C) -850 kJ
- D) +102 kJ

45. Soluzione

In una reazione esotermica il ΔH è negativo, il ΔH più negativo è in B. (Risposta B)

46. Indicare la forma naturale in cui si trova più frequentemente il fluoro sulla Terra.

- A) come fluoruro nei minerali (F^-)
- B) come composto dello xenon (XeF_2)
- C) come acido debole ($\text{HF}_{(\text{aq})}$)
- D) come elemento libero (F_2)

46. Soluzione

Il fluoro è l'elemento più elettronegativo e quello col potenziale di riduzione più alto, quindi F_2 è molto reattivo ed è impossibile trovarlo libero in natura (D errata). Anche i composti del fluoro con lo Xenon (gas nobile) sono instabili. Il fluoro, in natura, si trova come fluoruro in minerali come CaF_2 , fluorite. (Risposta A)

47. Indicare le semireazioni che avvengono durante l'elettrolisi di una soluzione acquosa di H_2SO_4 , in condizioni standard.

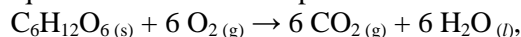
- | | |
|--|--|
| A) catodo: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$ | anodo: $2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ |
| B) catodo: $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$ | anodo: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$ |
| C) catodo: $2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ | anodo: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$ |
| D) catodo: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ | anodo: $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$ |

47. Soluzione

Ricordiamo che al Catodo avvengono le Riduzioni (consonante-consonante) quindi $\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$ (C e D errate).

All'Anodo avvengono le Ossidazioni (vocale-vocale) quindi $\text{O}^{2-} \rightarrow \text{O}_2$. (Risposta B)

48. Il corpo umano ricava energia dal cibo attraverso un processo biologico che nella sua totalità corrisponde alla combustione. Tenendo conto che l'equazione termochimica per la combustione del glucosio ($\Delta H^\circ = -2803 \text{ kJ}$) è:



indicare l'energia prodotta dall'utilizzo come cibo di 1,00 g di glucosio. Si ammetta la reazione quantitativa.

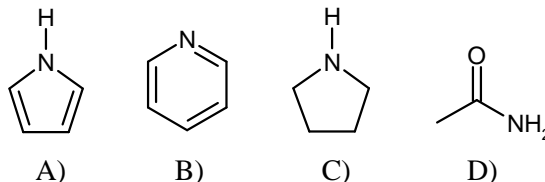
- A) 4,12 kJ B) 38,5 kJ C) 15,6 kJ D) 3,72 kJ

48. Soluzione

La massa molare del glucosio è: $6 \cdot 12 + 12 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}$. Le moli in 1 g sono: $1/180 = 5,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

L'energia liberata da un grammo di glucosio è: $5,55 \cdot 10^{-3} \cdot 2803 = 15,6 \text{ kJ}$. (Risposta C)

49. Individuare il composto più basico.



49. Soluzione

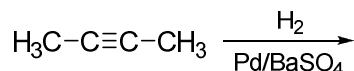
L'ammina secondaria C è la più basica, $\text{pK}_a \approx 11$.

Poi viene la piridina ($\text{pK}_a \approx 5$) che ha un doppietto di non legame su un orbitale sp^2 .

Poi viene il pirrolo ($\text{pK}_a 0,4$) che ha il doppietto di non legame impegnato nella risonanza dell'anello aromatico.

Infine viene l'ammide ($\text{pK}_a -0,5$) che ha un doppietto di non legame in risonanza col carbonile. (Risposta C)

50. Indicare il prodotto che si ottiene dalla reazione:

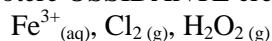


- A) butano B) *cis*-2-butene C) *trans*-2-butene D) 1-butene

50. Soluzione

La reazione è una riduzione controllata di un alchino con idrogeno e catalizzatore disattivato con BaSO_4 e chinolina. L'alchino si riduce solo fino ad alchene e si forma *cis*-2-butene perché i due atomi di idrogeno si legano dallo stesso lato dell'alchino, mentre questo è adsorbito sulla superficie del catalizzatore. (Risposta B)

51. Ordinare i seguenti reagenti secondo il potere OSSIDANTE crescente (in condizioni standard):



quindi ordinare i seguenti secondo il potere RIDUCENTE crescente: $\text{Al}(\text{s}), \text{H}_2(\text{g}), \text{Cu}(\text{s})$

- A) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) < \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) < \text{Cl}_2(\text{g})$ $\text{Cu}(\text{s}) < \text{H}_2(\text{g}) < \text{Al}(\text{s})$
 B) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) < \text{Cl}_2(\text{g}) < \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ $\text{Cu}(\text{s}) < \text{H}_2(\text{g}) < \text{Al}(\text{s})$
 C) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) > \text{Cl}_2(\text{g}) > \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ $\text{Al}(\text{s}) < \text{Cu}(\text{s}) < \text{H}_2(\text{g})$
 D) $\text{Cl}_2(\text{g}) < \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) < \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ $\text{Cu}(\text{s}) < \text{H}_2(\text{g}) < \text{Al}(\text{s})$

51. Soluzione

La specie col potenziale maggiore è quella più ossidante. $\text{Fe}^{3+} (+0,77 \text{ V}) < \text{Cl}_2 (+1,36 \text{ V}) < \text{H}_2\text{O}_2 (+1,77 \text{ V})$.

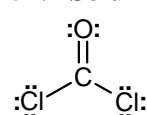
La specie con E° minore è quella più riducente. $\text{Cu} (+0,337 \text{ V}) < \text{H}_2 (0,00 \text{ V}) < \text{Al} (-1,66 \text{ V})$. (Risposta B)

52. Scrivere la formula di Lewis di COCl_2 , un gas altamente tossico usato nella preparazione di materiali plastici poliuretanic, e quindi indicare nell'ordine:

il n° di coppie di elettroni totali di valenza, il n° di coppie di legame, il n° di coppie totali di non legame

- A) 24 3 9 B) 12 4 8
 C) 12 3 9 D) 24 4 8

52. Soluzione



Nel fosgene vi sono 4 coppie di elettroni di legame, 8 coppie di non legame, 12 coppie totali.

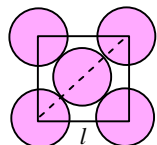
La sequenza è 12, 4, 8.

(Risposta B)

53. Il rame cristallizza in un sistema cubico a facce centrate. La lunghezza del lato della cella elementare è di 361 pm, quindi il raggio atomico del rame vale:

- A) 181 pm
B) 108 pm
C) 127 pm
D) 157 pm

53. Soluzione



La faccia del cubo è un quadrato di lato l e diagonale $l\sqrt{2}$. Le sfere atomiche arrivano a toccarsi lungo la diagonale della faccia del cubo, quindi questa contiene 4 raggi atomici.

Quindi: $4r = l\sqrt{2}$ da cui: $r = (l/4)\sqrt{2}$ $r = (361/4)\sqrt{2} = 127,6$ pm. (Risposta C)

54. Indicare in quale regione dello spettro infrarosso di un composto organico si trovano gli stretching del legame C-H.

- A) 1450–1315 cm^{-1}
B) 1600–1400 cm^{-1}
C) 3300–2700 cm^{-1}
D) 3600–3400 cm^{-1}

54. Soluzione

Gli stretching C-H si trovano tra 3300 cm^{-1} (CH alchini) e 2700 cm^{-1} (CH aldeidi). (Risposta C)

55. La concentrazione molare iniziale di una sostanza Y (1,386 M) si dimezza dopo 40,0 s di reazione, se la reazione segue una cinetica del primo ordine. La stessa concentrazione si dimezza in 20,0 s, se segue una cinetica di ordine zero. Indicare il valore del rapporto fra le costanti di velocità k_1/k_0 (dove k_1 è la costante di velocità per la reazione del primo ordine e k_0 è la costante di velocità per la reazione di ordine zero)

- A) $5,0 \cdot 10^{-1}$
B) 1,0
C) 1,5
D) 2,0

55. Soluzione

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

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

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

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

La legge cinetica del I ordine è: $\ln(A_0/A) = kt$ Dopo un $t_{1/2}$ si ha: $(A_0/A) = 2$ quindi: $\ln 2 = k t_{1/2}$

da cui si ricava: $k = (\ln 2)/t_{1/2}$. Sostituendo i dati si ha: $k_1 = (\ln 2)/40 = 0,0173 \text{ s}^{-1}$.

La legge cinetica di ordine zero è: $A_0 - A = kt$ Dopo un $t_{1/2}$ si ha: $A_0 - A = A_0/2$ quindi: $A_0/2 = k t_{1/2}$

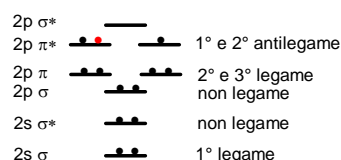
da cui si ricava: $k = A_0/2t_{1/2}$. Sostituendo i dati si ha: $k_0 = 1,386/(2 \cdot 20) = 0,0347 \text{ M/s}$.

Il rapporto $k_1/k_0 = 0,0173/0,0347 = 0,5 \text{ M}^{-1}$ ($5,0 \cdot 10^{-1}$). (Risposta A)

56. Sulla base della teoria degli orbitali molecolari indicare, nell'ordine, il numero di elettroni spaiati e l'ordine di legame per lo ione superossido (O_2^-).

- A) 1 0,5
B) 1 1,5
C) 2 1
D) 2 2

56. Soluzione



Nella figura qui a lato sono rappresentati gli orbitali molecolari di O_2 .

Gli elettroni di O_2 sono mostrati con quadratini neri.

Lo ione superossido O_2^- ha un elettrone in più che qui è mostrato in rosso.

In O_2 vi sono 2 elettroni spaiati, in O_2^- ne rimane uno solo (C e D errate)..

In O_2 l'ordine di legame è: $3 - 1 = 2$, in O_2^- è: $3 - 1,5 = 1,5$. (Risposta B)

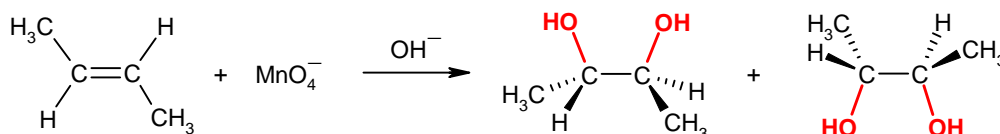
57. Indicare quali tra i seguenti reattivi portano formazione di dioli partendo da un alchene.

- I. OsO_4
 II. KMnO_4 neutro, diluito, freddo
 III. O_3 seguito da trattamento con $(\text{CH}_3)_2\text{S}$
 IV. Acido 3-nitroperbenzoico seguito da trattamento con acqua acida.
 A) I, II
 B) I, III
 C) I, II, III
 D) I, II, IV

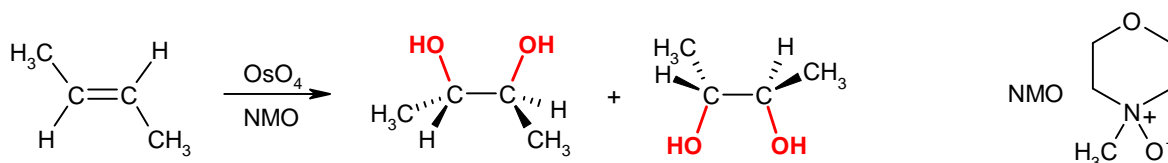
57. Soluzione

I dioli si possono preparare con una *sin* addizione agli alcheni usando KMnO_4 neutro, diluito, freddo.

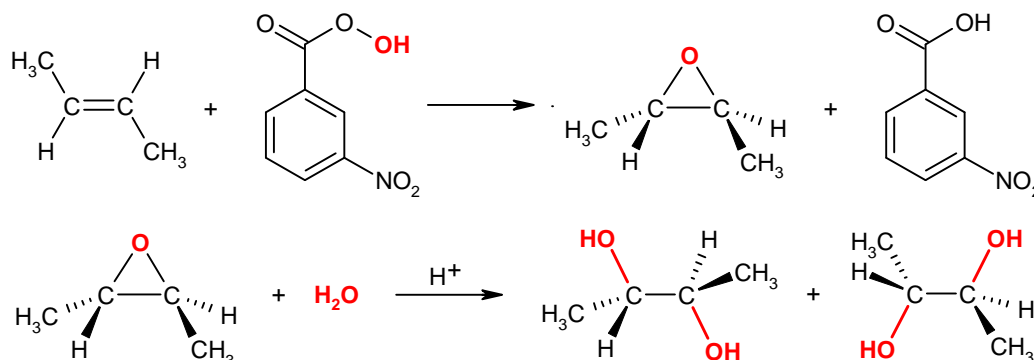
Questo reattivo è molto aggressivo e lo si usa neutro, diluito e a freddo per evitare che continui ad ossidare i dioli appena formati tagliando la molecola come fa l'ozonolisi (O_3 seguito da trattamento con $(\text{CH}_3)_2\text{S}$).



Per evitare i rischi del trattamento con permanganato, i dioli *sin* si possono preparare usando OsO_4 in quantità catalitiche in presenza di un co-ossidante (NMO: N-metilmorfolina N-ossido) che rigenera OsO_4 alla fine della reazione di ossidazione.



I dioli si possono preparare dagli alcheni anche con una reazione in due passaggi che alla fine forma dioli *anti*. Prima si trasforma l'alchene in epossido con un perossiacido, come l'acido 3-nitroperossibenzoico, e poi si apre l'eossido con H_2O e H^+ formando un diolo *anti*. (Risposta D)



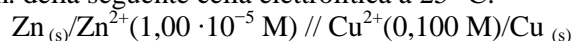
58. Si immagini di aggiungere $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e NaCl a un definito volume di acqua fino ad ottenere, almeno teoricamente, una soluzione $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ in Pb^{2+} e $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ M}$ in Cl^- , a 25°C . Indicare il valore del prodotto ionico (Q_c quoziente della reazione con le concentrazioni iniziali) e indicare se questo sale precipita (K_{ps} di PbCl_2 a $25^\circ \text{C} = 1,7 \cdot 10^{-5}$).

- A) $Q_c = 3,0 \cdot 10^{-3}$ e si ha precipitazione
 B) $Q_c = 5,0 \cdot 10^{-4}$ e si ha precipitazione
 C) $Q_c = 8,0 \cdot 10^{-6}$ e non si ha precipitazione
 D) $Q_c = 1,0 \cdot 10^{-4}$ e si ha precipitazione

58. Soluzione

La reazione di dissoluzione del PbCl_2 è: $\text{PbCl}_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$ $Q_c = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 = 5 \cdot 10^{-2} \cdot (1,0 \cdot 10^{-1})^2$
 $Q_c = 5,0 \cdot 10^{-4}$. Dato che Q_c è maggiore di K_{ps} , il sale precipita. (Risposta B)

59. Indicare il valore della f.e.m. della seguente cella elettrolitica a 25 °C:



- A) 1,00 V
- B) 1,22 V
- C) 0,97 V
- D) 0,89 V

59. Soluzione

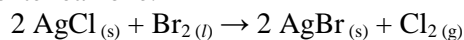
Il potenziale dello zinco Zn^{2+}/Zn è: $E_1 = E_1^\circ + 0,059/2 \log(1,0 \cdot 10^{-5}) = -0,763 - 0,1475 = -0,9105 \text{ V}$

Il potenziale del rame Cu^{2+}/Cu è: $E_2 = E_2^\circ + 0,059/2 \log 0,1 = +0,337 - 0,0295 = 0,3075 \text{ V}$

La f.e.m. della pila è: $E_2 - E_1 = 0,3075 + 0,9105 = 1,22 \text{ V}$.

(Risposta B)

60. In laboratorio si effettua la seguente reazione:



Individuare l'energia standard di Gibbs della reazione ($\Delta_r G^\circ$) alla temperatura di lavoro, a partire dai dati di energia libera standard di formazione, alla stessa temperatura.

$$\Delta_f G^\circ(\text{AgCl}) = -109,79 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_f G^\circ(\text{AgBr}) = -96,90 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- A) 12,9 kJ
- B) -25,8 kJ
- C) -12,9 kJ
- D) 25,8 kJ

60. Soluzione

Per la legge di Hess, il ΔG° della reazione è dato dalla differenza tra i ΔG° di formazione dei prodotti e dei

reagenti: $\Delta G_r^\circ = \sum \Delta G_f^\circ \text{ prodotti} - \sum \Delta G_f^\circ \text{ reagenti}$

$$\Delta G_r^\circ = 2 \Delta G_f^\circ \text{ AgBr} - 2 \Delta G_f^\circ \text{ AgCl} = 2 \cdot (-96,90) - 2 \cdot (-109,79) = 25,8 \text{ kJ}$$

(Risposta D)

Soluzioni proposte da Mauro Tonellato