

Esercizio 1.

Gli elementi della tavola periodica sono disposti secondo:

- (a) l'ordine alfabetico del loro nome
- (b) il numero atomico crescente
- (c) il numero di massa crescente
- (d) il loro stato di ossidazione
- (e) l'anno di scoperta dell'elemento

Esercizio 2.

La molecola di cloro gassoso, Cl_2 , contiene un legame:

- (a) covalente apolare
- (b) covalente polare
- (c) dativo
- (d) ionico
- (e) metallico

Esercizio 3.

Quale tra gli isotopi ^{39}K , ^{40}K e ^{41}K possiede il più alto numero atomico?

- (a) ^{39}K
- (b) ^{40}K
- (c) ^{41}K
- (d) nessuno, hanno lo stesso numero atomico
- (e) ^{40}K e ^{41}K

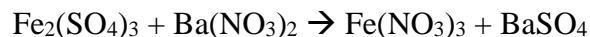
Esercizio 4.

Le formule chimiche dei composti *perclorato di potassio* ed *idrossido rameoso* sono rispettivamente

- (a) KClO_3 , CuOH
- (b) KClO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- (c) KClO_4 , CuOH
- (d) KClO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- (e) KClO , CuOH

Esercizio 5.

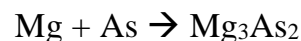
Quali sono i coefficienti stechiometrici della reazione seguente?



- (a) 2, 3 \rightarrow 2, 3
- (b) 2, 3 \rightarrow 2, 1
- (c) 3, 2 \rightarrow 2, 3
- (d) 1, 2 \rightarrow 2, 2
- (e) 1, 3 \rightarrow 2, 3

Esercizio 6.

5g di Magnesio (PA = 24.305 g/mol) vengono fatti reagire con 5g di Arsenico (PA = 74.922 g/mol). La reazione è la seguente:



Calcolare la massa di Mg_3As_2 che si ottiene dalla reazione.

- (a) 7.43 g
- (b) 12.41 g
- (c) 3.00 g
- (d) 24.31 g
- (e) 98.12 g

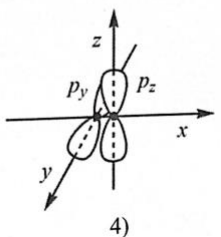
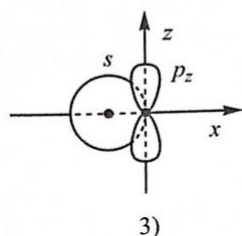
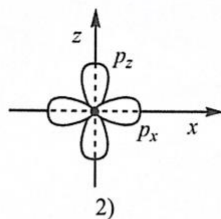
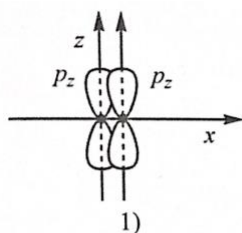
Esercizio 7.

La coramina, sostanza molto usata in medicina come uno stimolante cardiaco, contiene C, H, N ed O. Un campione di 3.332 g di coramina contiene 2.230 g di C, 0.267 g di H, 0.535 g di N e la restante parte di O. La formula minima della coramina è:

- (a) $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}$
- (b) $\text{C}_{12}\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}$
- (c) $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}$
- (d) $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{NO}$
- (e) $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}_3$

Esercizio 8.

Essendo x l'asse internucleare, indicare quali delle seguenti sovrapposizioni di coppie di orbitali portano alla formazione di un *legame π* tra due atomi:



- (a) 1, 3
- (b) 3, 4
- (c) solo 1
- (d) solo 4
- (e) solo 3

Esercizio 9.

La molecola HCN è lineare. Si può quindi *affermare* che:

1. l'atomo di carbonio è ibridato sp^2
2. l'atomo di carbonio è ibridato sp
3. l'angolo di legame H-C-N è 120°
4. l'angolo di legame H-C-N è 180°

- (a) 3
- (b) 4
- (c) 1, 3
- (d) 2, 3
- (e) 2, 4

Esercizio 10.

Calcolare la *densità* d di un gas (PM = 44 g/mol) che si trova alla temperatura di 20°C alla pressione di 1 atm

- (a) 5 g/l
- (b) 44 g/l
- (c) 20 g/l
- (d) 1.83 g/l
- (e) non si hanno abbastanza elementi per poter rispondere

Esercizio 11.

Un recipiente sferico di raggio $r = 2.5$ m viene riempito con metano, CH_4 , e portato alla temperatura $T = 25^\circ\text{C}$ e alla pressione $P = 4.9$ atm. Si determini la *massa di metano* contenuta nel recipiente

- (a) 209.6 kg
- (b) 209.6 g
- (c) 2.5 kg
- (d) 2.5 g
- (e) 4.9 kg

Esercizio 12.

La *legge di Dalton* è relativa:

1. all'additività dei volumi dei componenti di una miscela gassosa
2. all'additività delle singole pressioni dei componenti di una miscela gassosa
3. alla dipendenza della temperatura della pressione di vapore di un liquido
4. alla dipendenza della pressione della solubilità di un gas in un liquido

- (a) 1
- (b) 2
- (c) 3
- (d) 4
- (e) 3 o 4, in dipendenza della temperatura

Esercizio 13.

La canfora, un chetone ciclico, congela a 178.4 °C e la sua costante crioscopica $K_{cr} = 40 \text{ °C Kg/mol}$. Si prepara una soluzione sciogliendo 1.50 g di un soluto non elettrolita e poco volatile in 35 g di canfora. La soluzione ottenuta congela a 164.7 °C. Calcolare il *peso molecolare* del soluto.

- (a) 100 uma
- (b) 178 uma
- (c) 125 uma
- (d) 164 uma
- (e) 40 uma

Esercizio 14.

Calcolare la *quantità in grammi di glicerolo*, $C_3H_8O_3$, che sciolto in 125.5 ml di acqua ($d=0.99 \text{ g/ml}$) provoca un innalzamento ebullioscopico di 0.515 °C. K_{eb} dell'acqua è pari a 0.5 °C Kg/mol

- (a) 125.5 g
- (b) 0.15 g
- (c) 0.5 g
- (d) 3.37 g
- (e) 6.3 g

Esercizio 15.

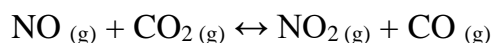
Il processo di *liquefazione* di un gas è favorito da:

1. basse pressioni
2. alte pressioni
3. basse temperature
4. alte temperature

- (a) 1
- (b) 2
- (c) 1, 3
- (d) 2, 4
- (e) 2, 3

Esercizio 16.

Una miscela contenente 3.90 moli di NO e 0.88 moli di CO_2 è stata fatta reagire in un pallone di 3 litri a temperatura costante secondo l'equazione:



All'equilibrio sono presenti 0.11 moli di CO_2 . Calcolare la *costante di equilibrio* K_c della reazione

- (a) 3.9
- (b) 3
- (c) 0.88
- (d) 1.76
- (e) 4.5

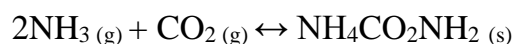
Esercizio 17.

Il ΔG° di una reazione chimica reversibile *può essere calcolato* se è nota la costante di equilibrio:

- (a) no, devono essere noti ΔH e ΔS
- (b) sì, usando la formula $\Delta G^\circ = -RT \ln K$
- (c) sì, usando la formula $\Delta G^\circ = -RTK$
- (d) no, serve conoscere il volume
- (e) nessuna delle precedenti

Esercizio 18

Per la seguente reazione chimica all'equilibrio



la *costante* K_p risulta essere uguale a:

- (a) $K_p = 1 / P_{CO_2} P_{NH_3}^2$
- (b) $K_p = P_{NH_4CO_2NH_2} / P_{CO_2} P_{NH_3}^2$
- (c) $K_p = P_{NH_4CO_2NH_2} / P_{CO_2} P_{NH_3}$
- (d) $K_p = P_{NH_4CO_2NH_2} / P_{CO_2}$
- (e) $K_p = 1 / P_{CO_2} P_{NH_3}$

Esercizio 19.

La *base coniugata* di HSO_4^- è:

- (a) OH^-
- (b) H_3O^+
- (c) SO_4^{2-}
- (d) H_2SO_4
- (e) HSO_4^- non ha una base coniugata

Esercizio 20.

Calcola il *pH* di una soluzione di NaOH ottenuta mescolando 8g di NaOH in 800 ml di acqua

- (a) 5.2
- (b) 13.4
- (c) 10.8
- (d) 7
- (e) 8.8

Esercizio 21.

Calcolare il *pH* di una soluzione di HBrO 0.260 M sapendo che la sua costante di dissociazione acida è $K_a = 2.06 \cdot 10^{-9}$

- (a) 12.32
- (b) 6.45
- (c) 13
- (d) 8.79
- (e) 4.64

Esercizio 22.

L'espressione del prodotto di solubilità K_{ps} di Ag_2SO_4 è:

- (a) $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{SO}_4^-]$
- (b) $K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{SO}_4^-]$
- (c) $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{SO}_4^{2-}]^2$
- (d) $K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{SO}_4^{2-}]^2$
- (e) $K_{ps} = [\text{SO}_4^-]$

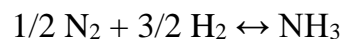
Esercizio 23

L'entalpia H è definita come:

- (a) $H = E - PV$
- (b) $H = E + TV$
- (c) $H = E - TV$
- (d) $H = E + V$
- (e) $H = E + PV$

Esercizio 24.

Calcolare la *variazione di entropia* ΔS° a 298 K per la seguente reazione:

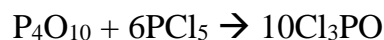


$S^\circ \text{N}_2 = 191.6 \text{ J/mol K}$
 $S^\circ \text{H}_2 = 130.7 \text{ J/mol K}$
 $S^\circ \text{NH}_3 = 192.5$

- (a) 99.4 J/mol K
- (b) -99.4 J/mol K
- (c) -191.6 J/mol K
- (d) 130.7 J/mol K
- (e) -192.5 J/mol K

Esercizio 25.

Calcolare il valore di ΔH° per la reazione:



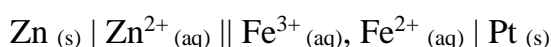
avvalendosi dei seguenti dati.

1. $\text{P}_4 + 6 \text{Cl}_2 \rightarrow 4 \text{PCl}_3$
 $\Delta H^\circ = -1225.6 \text{ kJ}$
2. $\text{P}_4 + 5 \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$
 $\Delta H^\circ = -2967.3 \text{ kJ}$
3. $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5$
 $\Delta H^\circ = -84.2 \text{ kJ}$
4. $\text{PCl}_3 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{Cl}_3\text{PO}$
 $\Delta H^\circ = -285.7 \text{ kJ}$

- (a) -1225.6 kJ
- (b) - 84.2 kJ
- (c) - 540.3 kJ
- (d) - 610.1 kJ
- (e) - 852.4 kJ

Esercizio 26.

Nella seguente cella elettrochimica, qual è la semireazione di riduzione?



- (a) $\text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Zn (s)} + 2 \text{ e}^-$
- (b) $\text{Fe}^{3+} \text{ (aq)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} \text{ (aq)}$
- (c) $\text{Fe}^{2+} \text{ (aq)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} \text{ (aq)}$
- (d) $\text{Zn (s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} + \text{e}^-$
- (e) $\text{Fe}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Pt (s)} \rightarrow \text{Fe}^{3+} \text{ (aq)} + \text{e}^-$

Esercizio 27.

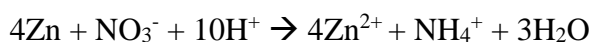
Quale delle risposte riporta correttamente gli atomi o gli ioni che presentano le seguenti configurazioni elettroniche fondamentali?

- I) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
- II) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- III) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$

- (a) I) Cl^{2-} ; II) Sc^{3+} ; III) Fe
- (b) I) Na; II) K; III) Ni^{2+}
- (c) I) V^{2+} ; II) Sc^{3+} ; III) Cu^{2+}
- (d) I) K; II) Br^- ; III) Ni^{2+}
- (e) I) Cl^- ; II) K; III) Cu^{2+}

Esercizio 28.

Nella seguente reazione redox



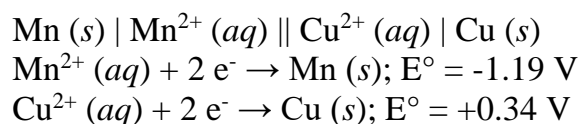
- 1. lo zinco si riduce
- 2. lo zinco si ossida

- 3. l'azoto si riduce
- 4. l'azoto si ossida

- (a) 1, 3
- (b) 1, 4
- (c) 2, 3
- (d) 2, 4
- (e) 1, 2

Esercizio 29.

Quale delle affermazioni riguardo alla seguente cella elettrochimica è *vera*?



- (a) la reazione di cella è spontanea, $\Delta E^\circ = 1.53 \text{ V}$
- (b) la reazione di cella è spontanea, $\Delta E^\circ = -0.85 \text{ V}$
- (c) la reazione di cella non è spontanea, $\Delta E^\circ = 1.53 \text{ V}$
- (d) la reazione di cella non è spontanea, $\Delta E^\circ = -0.85 \text{ V}$
- (e) la reazione di cella è spontanea, $\Delta E^\circ = -1.53 \text{ V}$

Esercizio 30.

Indicare quali dei seguenti simboli di Lewis *non sono corretti*:



- (a) 1, 3
- (b) 1, 2
- (c) 2, 3
- (d) 1, 2, 3
- (e) solo 3