

Correzione Esame 09.02.2022

Chimica Generale – Prof.ssa Vincenzina Barbera

Esercizio 1.

Gli elementi della tavola periodica *sono disposti* secondo:

- (a) l'ordine alfabetico del loro nome
- (☒) 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) ~~X~~nessuno, hanno lo stesso numero atomico
- (e) ^{40}K e ^{41}K

Gli isotopi sono elementi dello stesso tipo (quindi presentano lo stesso numero atomico) che presentano un numero di neutroni differente (quindi diverso **numero di massa**)

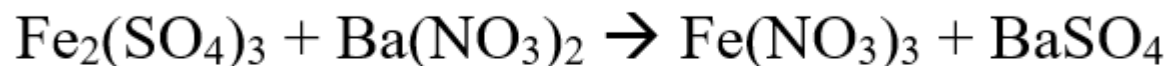
Esercizio 4.

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

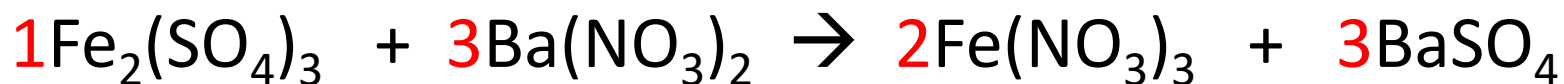
- (a) KClO_3 , CuOH
- (b) KClO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- (c) KClO_4 , CuOH
- (d) KClO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- (e) KClO , CuOH

Esercizio 5.

Quali sono i *coefficienti stechiometrici* della reazione seguente?

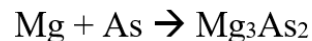


- (a) 2, 3 \rightarrow 2, 3
- (b) 2, 3 \rightarrow 2, 1
- (c) 3, 2 \rightarrow 2, 3
- (d) 1, 2 \rightarrow 2, 2
- (~~e~~) 1, 3 \rightarrow 2, 3



Esercizio 6.

5g di Magnesio ($PA = 24.305 \text{ g/mol}$) vengono fatti reagire con 5g di Arsenico ($PA = 74.922 \text{ g/mol}$). 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

Bisogna anzitutto bilanciare la reazione



Determiniamo le moli di Mg dividendo il valore della massa in grammi per la massa molare del magnesio:

$$\text{mol Mg} = g / Mm = 5g / (24,305 \text{ g/mol}) = 0,206 \text{ mol}$$

Determiniamo le moli di As:

$$\text{mol As} = g / Mm = 5g / (74,92 \text{ g/mol}) = 0,0667 \text{ mol}$$

Per determinare quale tra i due reagenti è quello limitante, è sufficiente dividere il valore delle moli di ciascun elemento per il suo coefficiente stechiometrico. Il valore più piccolo indica il reattivo limitante:

$$0,206 / 3 = 0,06866 \text{ (Mg)}$$

$$0,0667 / 2 = 0,0333 \text{ (As)}$$

Tra i due, il valore più piccolo è quello di As che pertanto è il limitante. Dalla reazione bilanciata è possibile notare che per due moli di As che reagiscono si ottiene una mole di Mg_3As_2 . È possibile determinare il numero di moli di Mg_3As_2 prodotte tramite una proporzione. :

$$2 : 1 = 0,0667 : X$$

da cui:

$$X = 0,0667 \cdot 1 / 2 = 0,03335 \text{ mol di } \text{Mg}_3\text{As}_2$$

Determiniamo la massa molare di Mg_3As_2 :

$$Mm = (24,305 \cdot 3) + (74,92 \cdot 2) = 222,755 \text{ g/mol}$$

Determiniamo infine i grammi di Mg_3As_2 prodotti:

$$g = n \cdot Mm = 0,03335 \text{ mol} \cdot 222,755 \text{ g/mol} = \mathbf{7,43 \text{ g}}$$

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:

- X** (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) $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}_3$

Notiamo che manca il quantitativo in grammi di ossigeno che può essere ricavato come:

$$3,332 - 2,230 - 0,267 - 0,535 = 0,3 \text{ g}$$

Ricordiamo che:

$$(\text{C}) = 12,01 \text{ g/mol}$$

$$(\text{H}) = 1,01 \text{ g/mol}$$

$$(\text{N}) = 14,01 \text{ g/mol}$$

$$(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$$

Si determinano le moli dei singoli componenti

$$\text{mol C} = m/\text{PA} = 2,23 / 12,01 = 0,185 \text{ mol}$$

$$\text{mol H} = m/\text{PA} = 0,267 / 1,01 = 0,264 \text{ mol}$$

$$\text{mol N} = m/\text{PA} = 0,535 / 14,01 = 0,038 \text{ mol}$$

$$\text{mol O} = m/\text{PA} = 0,3 / 16 = 0,018 \text{ mol}$$

Dividiamo i quattro risultati per quello più piccolo, e si ottiene:

$$\text{C} = 0,185 / 0,018 = 10$$

$$\text{H} = 0,264 / 0,018 = 14$$

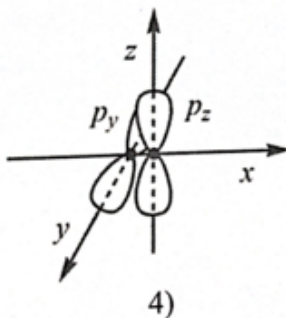
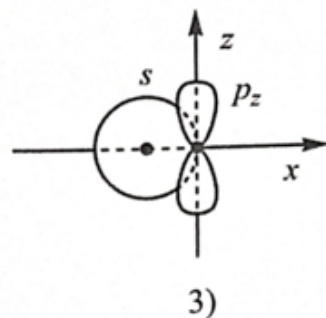
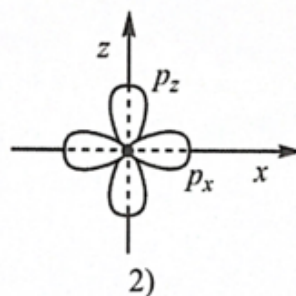
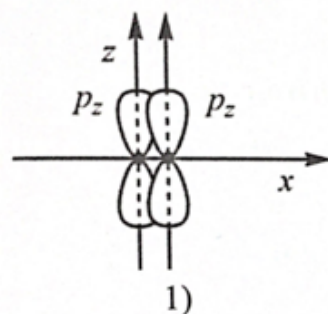
$$\text{N} = 0,038 / 0,018 = 2$$

$$\text{O} = 0,018 / 0,018 = 1$$

La formula minima della coramina è quindi $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}$

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:



Secondo la teoria del legame di valenza (VB) e secondo la teoria dell'orbitale molecolare (OM), un legame di tipo sigma si forma se:

- Gli orbitali coinvolti presentano energia equivalente o semi-equivalente
- Gli orbitali coinvolti presentano la stessa disposizione spaziale
- **Gli orbitali coinvolti giacciono sullo stesso asse internucleare** (asse immaginario che congiunge i nuclei delle specie coinvolte)

(a) 1, 3

(b) 3, 4

☒ (c) solo 1

(d) solo 4

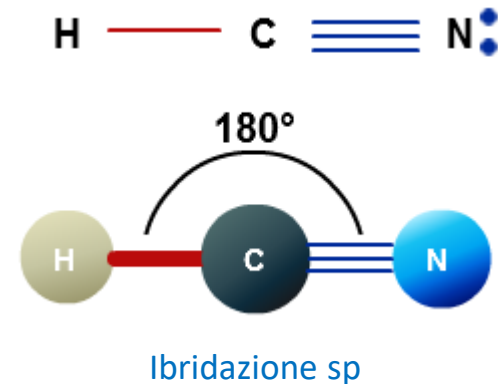
(e) solo 3

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
(~~x~~) 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

L'equazione generale dei gas perfetti può essere impiegata per calcolare la densità ρ di un gas in determinate condizioni di temperatura e pressione.

Partiamo dall'equazione generale:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

e moltiplichiamo entrambi i membri per la massa molare (MM):

$$P \cdot V \cdot MM = n \cdot R \cdot T \cdot MM$$

Il prodotto tra n e MM fornisce la massa del gas (g), pertanto:

$$P \cdot V \cdot MM = g \cdot R \cdot T$$

Il rapporto tra g e V fornisce invece la densità del gas, pertanto:

$$P \cdot MM = \rho \cdot R \cdot T$$

Esplicitando ρ si ha che:

$$\rho = (P \cdot MM) / (R \cdot T)$$

Sostituendo in modo opportuno i dati in nostro possesso, si ha che:

$$\rho = (1 \cdot 44) / (0,0821 \cdot 293) = \mathbf{1,83 \text{ g/L}}$$

Esercizio 11.

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

Calcoliamo il volume V del recipiente. Il recipiente è di forma sferica e il volume di una sfera viene calcolato con la seguente formula:

$$V = (4/3) \cdot \pi \cdot r^3$$

Ricordando che $r = 2,5 \text{ m}$, si ha che:

$$V = (4/3) \cdot \pi \cdot 2,53^3 = 65,42 \text{ m}^3 = 65.420 \text{ L}$$

Determiniamo la massa molare del metano:

$$MM = 12 + 4 = 16 \text{ g/mol}$$

Applichiamo l'equazione generale dei gas perfetti:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

ed esplicitiamo n :

$$n = (P \cdot V) / (R \cdot T)$$
$$n = (4,9 \cdot 65.420) / (0,0821 \cdot 298) = 13102 \text{ mol}$$

Determiniamo infine la massa del metano:

$$g = n \cdot MM = 13102 \cdot 16 = 209.637 \text{ g} = \mathbf{209,6 \text{ kg}}$$

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

La legge di Dalton afferma che in una miscela di gas, la pressione totale è data dalla **somma delle pressioni parziali di ogni singolo gas**. La pressione parziale di un componente di una miscela di gas è la pressione che questo eserciterebbe qualora occupasse, da solo, il volume a disposizione dell'intera miscela.

Esercizio 13.

La canfora, un chetone ciclico, congela a $178.4\text{ }^{\circ}\text{C}$ e la sua costante crioscopica $K_{cr} = 40\text{ }^{\circ}\text{C Kg/mol}$. 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 $164.7\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcolare il *peso molecolare* del soluto.

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

$$\Delta T = 178,4 - 164,7 = 13,7\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta T = K_{cr} * m$$

Da questa relazione ci ricaviamo la molalità m :

$$m = \Delta T / K_{cr} = 13,7 / 40 = 0,345\text{ mol/Kg}$$

Tramite una proporzione è possibile ricavare le moli di soluto corrispondenti ai 35g di canfora:

$$\begin{aligned} 0,345 : 1000 &= n : 35 \\ n &= 0,012\text{ mol} \end{aligned}$$

Dalla formula inversa delle moli ci ricaviamo il PM

$$\text{PM} = g / \text{mol} = 15 / 0,012 = \mathbf{125\text{ uma}}$$

Esercizio 14.

Calcolare la *quantità in grammi di glicerolo*, $C_3H_8O_3$, che sciolto in 125.5 ml di acqua ($d=0.99$ g/ml) provoca un innalzamento ebullioscopico di 0.15 °C. Keb 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

Dalla formula dell'innalzamento ebullioscopico si ricava la molalità m

$$m = \Delta T / K_{eb} = 0,15 / 0,51 = 0,293 \text{ mol/Kg}$$

Dalla formula della molalità si ricava il numero di moli di glicerolo

$$\text{mol} = m * \text{kg solvente} = 0,293 * 0,125 = 0,0366 \text{ mol}$$

Dalla formula delle moli si ricava infine la massa di glicerolo

$$m(g) = \text{mol} * PM = 0,0366 \text{ mol} * 92 \text{ g/mol} = \mathbf{3,37 \text{ g}}$$

Esercizio 15.

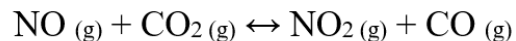
Il processo di *liquefazione* di un gas è favorito da:

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 CO₂ è stata fatta reagire in un pallone di 3 litri a temperatura costante secondo l'equazione:



All'equilibrio sono presenti 0.11 moli di CO₂. Calcolare la *costante di equilibrio* K_c della reazione

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

Si valutano anzitutto le condizioni iniziali e quelle all'equilibrio del sistema:

	NO	+	CO ₂	↔	NO ₂	+	CO
inizio	3.9		0.88		/		/
equilibrio	(3.9-0.77)		0.11		0.77		0.77

Si determinano le concentrazioni delle specie all'equilibrio:

$$[\text{NO}_2] = [\text{CO}] = 0,77 \text{ mol} / 3 \text{ l} = 0,26 \text{ mol/l}$$

$$[\text{CO}_2] = 0,11 \text{ mol} / 3 \text{ l} = 0,037 \text{ mol/l}$$

$$[\text{NO}] = 3,13 \text{ mol} / 3 \text{ l} = 1,04 \text{ mol/l}$$

Adesso è possibile determinare la costante di equilibrio:

$$K_c = [\text{NO}_2] [\text{CO}] / [\text{CO}_2] [\text{NO}] = 1,76$$

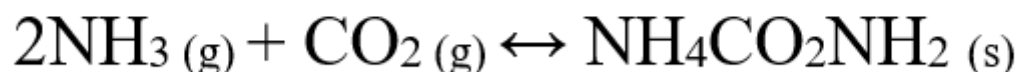
Esercizio 17.

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) $K_p = 1 / P_{\text{CO}_2} P_{\text{NH}_3}^2$
- (b) $K_p = P_{\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2} / P_{\text{CO}_2} P_{\text{NH}_3}^2$
- (c) $K_p = P_{\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2} / P_{\text{CO}_2} P_{\text{NH}_3}$
- (d) $K_p = P_{\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2} / P_{\text{CO}_2}$
- (e) $K_p = 1 / P_{\text{CO}_2} P_{\text{NH}_3}$

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

Calcoliamo il peso molecolare di NaOH sommando i pesi atomici:

$$PM(\text{NaOH}) = 22.9898 + 15.999 + 1.008 = 39.9968 \text{ g/mol} = 40 \text{ g/mol}$$

Le moli di NaOH corrispondono a :

$$\text{moli di NaOH} = 8.00 \text{ g} / 40 \text{ g/mol} = 0.200 \text{ mol}$$

La concentrazione della base

$$0.200 \text{ mol} / 0.800 \text{ L} = 0.250 \text{ M}$$

il pOH della soluzione è pari a:

$$pOH = -\log 0.250 = 0.602$$

il pH di tale soluzione è pertanto $pH = 14 - pOH = 14 - 0.602 = 13.4$

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

	$HBrO$	\leftrightarrow	H^+	+	BrO^-	
Iniziale	0,260		0		0	
Equilibrio	$0,260 - x$		x		x	

Adesso si può scrivere l'equazione della K_a e ricavare la x :

$$K_a = 2,06 \cdot 10^{-9} = [BrO^-][H^+] / [HBrO] = (x \cdot x) / (0,260 - x)$$

Trascurando la x al denominatore stante il fatto che K è molto piccola e risolvendo rispetto a x si ha :

$$[H] = 2.31 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[BrO^-] = 2.31 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[HBrO] = 0.260 - 2.31 \cdot 10^{-5} \text{ M} = 0.260 \text{ M}$$

Il pH è dato quindi da:

$$pH = -\log 2.31 \times 10^{-5} = \mathbf{4.64}$$

Esercizio 22.

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

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

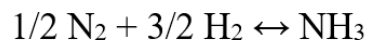
Esercizio 23

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

La variazione di entropia in una reazione chimica è data dalla sommatoria delle entropie dei prodotti meno la sommatoria delle entropie dei reagenti. Ricorda che bisogna moltiplicare le entropie per il coefficiente stechiometrico:

$$\begin{aligned}\Delta S^\circ &= S^\circ(\text{NH}_3) - 1/2 S^\circ(\text{N}_2) - 3/2 S^\circ(\text{H}_2) \\ \Delta S^\circ &= 192.5 - 1/2 (191.6) - 3/2 (130.7) = -99.4 \text{ J/mol}\end{aligned}$$

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

Sappiamo che P_4O_{10} deve trovarsi a sinistra pertanto consideriamo la reazione (2) da destra a sinistra. Ovviamente il segno della variazione standard di entalpia cambierà di segno:



Sappiamo inoltre che PCl_5 deve trovarsi anch'esso a sinistra pertanto consideriamo la reazione (3) da destra a sinistra. Ovviamente il segno della variazione standard di entalpia cambierà di segno:



Poiché nella reazione di cui dobbiamo calcolare il valore di ΔH° il coefficiente stechiometrico della specie PCl_5 è pari a 6 moltiplichiamo la reazione per 6 includendo nel computo anche ΔH°



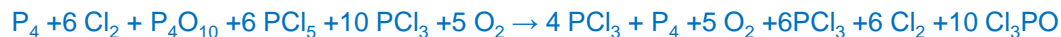
Il coefficiente della specie Cl_3PO è 10 pertanto moltiplichiamo la reazione (4) per 10:



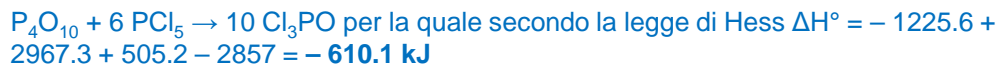
Riscriviamo le quattro equazioni dopo le modifiche apportate:

- a) $\text{P}_4 + 6 \text{Cl}_2 \rightarrow 4 \text{PCl}_3 \quad \Delta H^\circ = -1225.6 \text{ kJ}$
- b) $\text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow \text{P}_4 + 5 \text{O}_2 \quad \Delta H^\circ = +2967.3 \text{ kJ}$
- c) $6 \text{PCl}_5 \rightarrow 6 \text{PCl}_3 + 6 \text{Cl}_2 \quad \Delta H^\circ = +505.2 \text{ kJ}$
- d) $10 \text{PCl}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 10 \text{Cl}_3\text{PO} \quad \Delta H^\circ = -2857 \text{ kJ}$

Sommiamo membro a membro le quattro equazioni così come le rispettive entalpie:

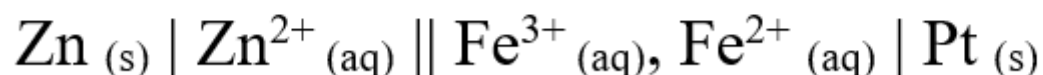


Semplifichiamo P_4 a destra e a sinistra così come Cl_2 e O_2 e PCl_3 e otteniamo la reazione:



Esercizio 26.

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



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

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+}

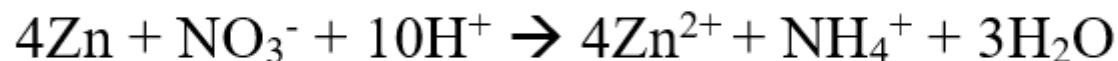
(x) I) V^{2+} ; II) Sc^{3+} ; III) Cu^{2+}

(d) I) K; II) Br^- ; III) Ni^{2+}

(e) I) Cl^- ; II) K; III) Cu^{2+}

Esercizio 28.

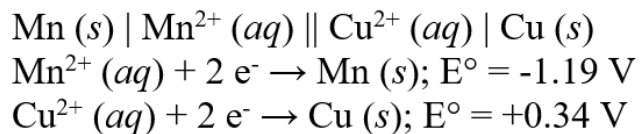
Nella seguente reazione redox



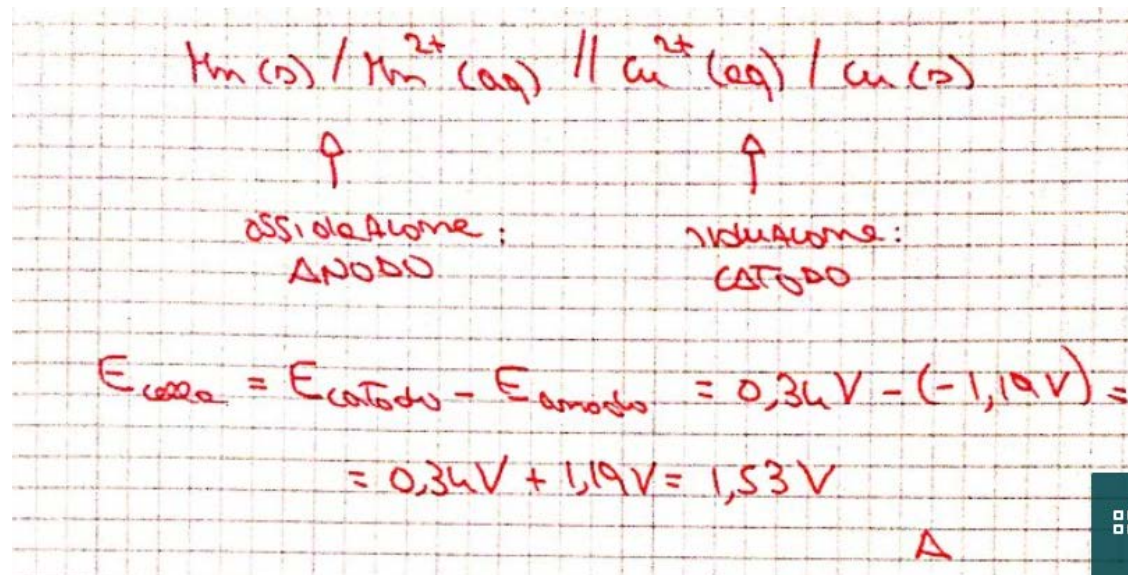
1. lo zinco si riduce
2. lo zinco si ossida
3. l'azoto si riduce
4. l'azoto si ossida

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

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

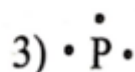
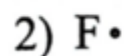
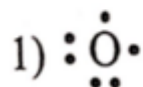


- (a) ~~x~~ la reazione di cella è spontanea, $\Delta E^\circ = 1.53 \text{ V}$
- (b) la reazione di cella è spontanea, $\Delta E^\circ = -0.85 \text{ V}$
- (c) la reazione di cella non è spontanea, $\Delta E^\circ = 1.53 \text{ V}$
- (d) la reazione di cella non è spontanea, $\Delta E^\circ = -0.85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