

V.Barbera – Chimica Generale

Esame del 20.06.2023

RISOLUZIONE ESERCIZI

Esercizio 1: Indicare la corretta nomenclatura tradizionale dei seguenti composti: Na_2SO_4 , K_2CO_3 , SO_2

RISOLUZIONE:

RISPOSTA ESATTA

- a) Solfato di sodio, bicarbonato di potassio, anidride solforica
- b)** Solfato di sodio, carbonato di potassio, anidride solforosa
- c) Solfaturo di sodio, Idrogeno carbonato di potassio, Acido solforoso;
- d) Ossosolfato di potassio, Carbonito di Potassio, Sulfuro di diidrogeno
- e) Nessuna delle risposte precedenti

Esercizio 2: Indicare il corretto numero di ossidazione dell'ossigeno nei seguenti composti: H_2O_2 , H_2SO_4 , O_2

RISOLUZIONE:

RISPOSTA ESATTA

a) Rispettivamente: -1, -2, 0

b) Rispettivamente: 0, 0, 0

c) Rispettivamente: -1, 0, 0

d) Rispettivamente: -2, -1, 0

e) Rispettivamente: 1, 1, 1

Esercizio 3: Quanti protoni, neutroni ed elettroni ci sono nell'atomo di Zinco?

RISOLUZIONE:

RISPOSTA ESATTA

a) 30, 28, 30

b) 20, 30, 30

c) 30, 35, 30

d) 24, 25, 33

e) 15, 15, 15

Esercizio 4: Mettere in ordine crescente di raggio atomico i seguenti elementi: Mg^{2+} , Ca^{2+} , O^{2-} , Cl^-

RISOLUZIONE:

RISPOSTA ESATTA

a) $r(\text{Mg}^{2+}) < r(\text{Ca}^{2+}) < r(\text{O}^{2-}) < r(\text{Cl}^-)$

b) $r(\text{Mg}^{2+}) < r(\text{O}^{2-}) < r(\text{Ca}^{2+}) < r(\text{Cl}^-)$

c) Sono tutti elementi con stesso raggio atomico

d) $r(\text{Mg}^{2+}) > r(\text{O}^{2-}) > r(\text{Ca}^{2+}) > r(\text{Cl}^-)$

e) nessuna delle risposte precedenti

Esercizio 5:

Data la seguente reazione, da bilanciare:



Indicare i grammi ottenibili di Na_2CO_3 quando vengono fatti reagire 3.0 g di K_2CO_3 e 1.0 g di NaCl.

RISOLUZIONE:

$$\begin{aligned} & \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{KCl} \\ & M_{\text{K}_2\text{CO}_3} = (39,99 \times 2) + 12,00 + (16,00 \times 3) = 139,98 \text{ g/mol} \\ & n_{\text{K}_2\text{CO}_3} = \frac{3,0 \text{ g}}{139,98 \text{ g/mol}} = 0,021 \text{ mol} = 21 \text{ mmol} \\ & M_{\text{NaCl}} = 23,0 + 35,45 = 58,45 \text{ g/mol} \\ & n_{\text{NaCl}} = \frac{1,0 \text{ g}}{58,45 \text{ g/mol}} = 0,017 \text{ mol} = 17,0 \text{ mmol} \\ & \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{KCl} \\ & M_{\text{K}_2\text{CO}_3} = (39,99 \times 2) + 12,00 + (16,00 \times 3) = 139,98 \text{ g/mol} \\ & n_{\text{K}_2\text{CO}_3} = \frac{3,0 \text{ g}}{139,98 \text{ g/mol}} = 0,021 \text{ mol} = 21,0 \text{ mmol} \\ & M_{\text{NaCl}} = 23,00 + 35,45 = 58,45 \text{ g/mol} \\ & n_{\text{NaCl}} = \frac{1,0 \text{ g}}{58,45 \text{ g/mol}} = 0,017 \text{ mol} = 17,0 \text{ mmol} \\ & \text{sto ste: } n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{1}{2} n_{\text{NaCl}} \\ & n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 8,5 \text{ mmol} \Rightarrow M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106,01 \text{ g/mol} = 0,900 \text{ g} \end{aligned}$$

RISPOSTA ESATTA

a) 500 mg

b) 1.5 g

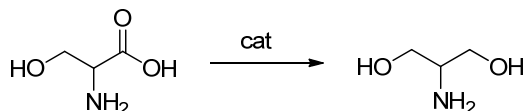
c) 4.5 g

d) 0.900 g

e) 2.43 g

Esercizio 6:

La serina, uno dei venti amminoacidi essenziali, è una molecola di origine natura utilizzata in diversi campi della chimica. Se dalla reazione riportata di seguito:



Si ottengono 1.2 g di prodotto, partendo da 2.0 g di serina, quale sarà la resa finale del processo?

RISOLUZIONE:



$$P.M. = 105,09 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{mol}} = \frac{2,0 \text{ g}}{105,09 \text{ g/mol}} = 0,019 \text{ mol serina}$$

$$\text{Seramolo} \Rightarrow P.M. = 91,11 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{mol seramolo}} = \frac{1,2 \text{ g}}{91,11 \text{ g/mol}} = 0,013 \text{ mol}$$

$$\text{Resa} = \frac{0,013 \text{ mol}}{0,019 \text{ mol}} \cdot 100 = 69 \%$$

RISPOSTA ESATTA

a) 69%

b) 2%

c) 15%

d) 87%

e) Quantitativa

Esercizio 7: Un solido che si scioglie in esano e non in acqua sarà probabilmente un solido di quale origine?

Indicare la risposta corretta

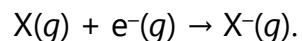
RISOLUZIONE:

RISPOSTA ESATTA

- 1) Ionico
- 2) Covalente
- 3) Molecolare**
- 4) Amorfo
- 5) Metallico

Esercizio 8: Descrivere, in poche righe, la definizione di affinità elettronica ed elettronegatività e rimarcarne le differenze.

L'**affinità elettronica**, E_{ea} , di un elemento è l'energia liberata allorché un elettrone si lega all'atomo in fase gassosa:



Un valore positivo dell'affinità elettronica indica che tale energia viene rilasciata quando l'elettrone si lega a un atomo, mentre un valore negativo dice che per aggiungere l'elettrone all'atomo è necessario *fornire* energia.

Per fare un esempio, l'affinità elettronica del cloro è l'energia che si libera nel corso del processo



Al pari delle energie di ionizzazione le affinità elettroniche si riportano o in elettronvolt per singolo atomo o in joule (kilojoule) per mole di atomi.

L'elettronegatività. Gli atomi manifestano una diversa capacità di attrazione nei confronti degli elettroni coinvolti nei legami chimici. Questa capacità viene descritta da una proprietà chiamata elettronegatività: essa viene espressa quantitativamente assegnando un valore a ogni elemento. Il metodo più ampiamente utilizzato per determinare l'elettronegatività è stato quello messo a punto dal chimico statunitense Linus Pauling; i valori (riportati in tabella senza unità di misura, dato che si tratta di valori relativi) sono stati ottenuti mettendo in relazione i dati sperimentali relativi all'energia di ionizzazione (l'energia necessaria per strappare un elettrone all'atomo), all'affinità elettronica (l'energia che si ottiene quando un elettrone viene aggiunto a un atomo) e all'energia di legame (l'energia richiesta per rompere un legame).

Esercizio 9: Il benzene è la molecola simbolo utilizzata, a titolo accademico, per lo studio della aromaticità. Quanti elettroni π sono presenti nella struttura benzene? Che tipo di legami è in grado di formare?

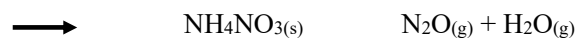
RISOLUZIONE:

RISPOSTA ESATTA

- a) 6 elettroni π ; forma legami π perpendicolari ai legami sigma della struttura
- b) 4 elettroni π ; forma legami π paralleli ai legami sigma della struttura
- c) 2 elettroni π ; non forma alcun tipo di legame
- d) Nessun elettrone π ; è in grado di formare legame dativo con altre molecole di benzene
- e) nessuna delle risposte date

Esercizio 10:

3.67 g di NH_4NO_3 vengono dissociati secondo la reazione da bilanciare:



Calcolare il volume dei gas prodotti alla pressione di 1 atm e alla temperatura di 473 K.

RISOLUZIONE:

$$\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \longrightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
$$\text{moli: } \text{NH}_4\text{NO}_3 = 4,59 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$
$$pV = nRT$$
$$V_{\text{tot}} = \frac{3 \times 4,59 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times 0,082 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 473 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V_{\text{tot}} = 5,34 \text{ L}$$

RISPOSTA ESATTA

a) 2.34 L

b) 15.0 L

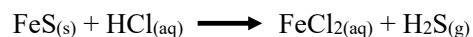
c) 5.34 L

d) 0.21 L

e) 22.0 L

Esercizio 11:

A una famosa fabbrica di giocattoli sono state commissionate 1000000 fiale di gas puzzolente (solfuro di idrogeno) da 12 mL l'una. Per produrlo la fabbrica sfrutta la reazione (da bilanciare):



Determinare la massa di solfuro di ferro necessaria per produrre tale quantità di gas puzzolente, sapendo che la reazione della resa è pari al 90%. Considerare la densità di H_2S pari ad 1 g/L.

RISOLUZIONE:

$$\text{FeS}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{FeCl}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{S}_{(g)}$$
$$V_{(\text{H}_2\text{S})} = 12000 \text{ L}; \quad g_{(\text{H}_2\text{S})} = 12000 \text{ L} \cdot 1 \text{ g/L} = 12000 \text{ g}$$
$$\text{mol}_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{12000 \text{ g}}{34,1 \text{ g/mol}} = 351,9 \text{ mol}$$

Per una resa della reazione del 100%

$$\text{mol}_{\text{H}_2\text{S}_{(g)}} = \text{mol}_{\text{FeS}_{(s)}} = 351,9 \text{ mol}$$
$$g_{\text{FeS}} = 351,9 \text{ mol} \cdot 87,91 \text{ g/mol} = 30935 \text{ g}$$

Ma che la resa è del 90%, i grammi necessari di FeS saranno

$$g_{\text{FeS}} = \frac{30935 \text{ g}}{0,90} = 34373 \text{ g}$$

RISPOSTA ESATTA

a) 34373 g

b) 13.09 g

c) 1111 g

d) 5812 g

e) 654 g

Esercizio 12: Un gas ha densità 3.72 g/mL alla pressione di 1.20 atm e alla temperatura di 45 °C. Calcolare la densità alla pressione di 1.20 atm e alla temperatura di 125 °C e anche la massa molare del gas.

RISOLUZIONE:

Se P ed m sono costanti, si ha:

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

In particolare si ha:

$$V = m/d = m \cdot M/d = \text{costante}$$

Quindi: V è proporzionale a $1/d$

$$\text{Perciò: } d_1 \times T_1 = d_2 \times T_2$$

La densità è proporzionale a T_1/T_2

$$\text{Quindi: } d_2 = 2,97 \text{ g/L}$$

Perciò:

$$PV = nRT$$

$$\text{ed } n = \frac{m}{M}, \text{ si ha:}$$

$$PV = (m/P.M.) \times R \times T \Rightarrow P.M. = 80,9 \text{ g/mol}$$

RISPOSTA ESATTA

a) 25.89 g/mol

b) 80.9 g/mol

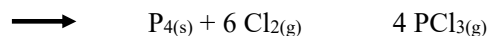
c) 12.00 g/mol

d) 45.34 g/mol

e) 57.32 g/mol

Considerare la reazione:

Esercizio 13:



Facendo reagire 4.50 g di P_4 con 3.90 L di Cl_2 misurati a 40°C e 2.50 atm, si sono ottenuti 10.2 g di PCl_3 . Calcolare la resa del processo.

RISOLUZIONE:

$$\text{moli } \text{P}_4 = 4,50 \text{ g} / 123,9 \text{ g mol}^{-1} = 0,0363 \text{ mol } \text{P}_4$$

$$\text{moli } \text{Cl}_2 = (PV) / RT = 0,379 \text{ mol } \text{Cl}_2$$

Cl_2 è in eccesso e P_4 è il reagente limitante:

$$3 \text{PCl}_3 = 4 \text{ mol } \text{P}_4 \times \text{PM}_{\text{PCl}_3} = 20,0 \text{ g } \text{PCl}_3$$

$$\begin{aligned} \text{resa } \% &= [\text{PCl}_3 \text{ effettivo} / \text{PCl}_3 \text{ teorico}] \times 100 \\ &= [10,2 \text{ g } \text{PCl}_3 \text{ effettivo} / 20,0 \text{ g } (\text{PCl}_3 \text{ teorico})] \times 100 \\ &= 51,0 \% \end{aligned}$$

RISPOSTA ESATTA

a) 12%

b) 3%

c) 78%

d) 90%

e) 51%

Esercizio 14: Per impedire il congelamento di 2000 L di acqua contenuti in un serbatoio, è più efficace sciogliervi 200 Kg di BaCl_2 , CuSO_4 o KCl ? Calcolare poi la temperatura di congelamento della soluzione relativa al sale prescelto. $K_{\text{cr}(\text{H}_2\text{O})} = 1.86 \text{ }^\circ\text{C} \times \text{Kg} / \text{mol}$

RISOLUZIONE:

$\Delta T_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \times m \times i$ con i rispettivi indici 3, 2, e per i tre soluti

È più efficace sciogliere il sale che presenta il maggiore valore di $m \times i$

Quindi

$$m_{\text{BaCl}_2} = \frac{\text{mol BaCl}_2}{2000 \text{ kg H}_2\text{O}}$$

$$\text{mol BaCl}_2 = 200 \text{ kg} / 208,23 \text{ g/mol} = 960,5 \text{ mol}$$

$$m_{\text{BaCl}_2} = \frac{960,5 \text{ mol}}{2000 \text{ kg}} = 0,48 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

$$\text{mol CuSO}_4 = \frac{200 \text{ kg}}{159,61 \text{ g/mol}} = 1253 \text{ mol}$$

$$m_{\text{CuSO}_4} = \frac{1253 \text{ mol}}{2000 \text{ kg}} = 0,62 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

$$\text{mol KCl} = \frac{200 \text{ kg}}{74,55 \text{ g/mol}} = 2683 \text{ mol}$$

$$m_{\text{KCl}} = \frac{2683 \text{ mol}}{2000 \text{ kg}} = 1,34$$

Si sceglie KCl

$$\Delta T_{\text{cr}} = 1,86 \frac{^\circ\text{C kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{2683 \text{ mol} \cdot 2}{2000 \text{ kg}} = 5,0 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_{\text{cong}} = -5 \text{ }^\circ\text{C}$$

RISPOSTA ESATTA

a) E' più efficace sciogliere BaCl_2 ; $\Delta T = -5 \text{ }^\circ\text{C}$

b) E' più efficace sciogliere CuSO_4 ; $\Delta T = -3 \text{ }^\circ\text{C}$

c) E' più efficace sciogliere KCl ; $\Delta T = -5 \text{ }^\circ\text{C}$

d) E' più efficace sciogliere BaCl_2 ; $\Delta T = -0.5 \text{ }^\circ\text{C}$

e) Nessuna delle risposte precedenti

Esercizio 15: La tensione di vapore dell'etere etilico, $C_4H_{10}O$, a $10^\circ C$ è di 291.8 torr. Un chimico analitico scioglie 17.1 g di sostanza organica incognita in 161.4 g di etere etilico e la tensione di vapore si abbassa di 17 torr. Determinare la massa molare della sostanza organica, supponendo che la sua tensione di vapore sia trascurabile rispetto a quella del solvente (soluti non elettrolita e non volatile).

RISOLUZIONE:

La tensione di vapore dell'etere etilico, $C_4H_{10}O$, a $10^\circ C$ è di 291,8 torr. Un

$$(P_{\text{etere}}^0 - P_{\text{etere}}) / P_{\text{etere}}^0 = X_{\text{soluti}} = \frac{17 \text{ torr}}{291,8 \text{ torr}} = 0,058$$

$$P.M._{C_4H_{10}O} = 74,0 \text{ g/mol}$$

$$moli_{\text{etere}} = \frac{161,4 \text{ g}}{74,0 \text{ g/mol}} = 2,18 \text{ mol}$$

$$moli_{\text{sostanza organica incognita}} = moli_{\text{soluti}}$$

$$X_{\text{soluti}} = \frac{moli_{\text{soluti}}}{moli_{\text{soluti}} + moli_{\text{solvente}}}$$

$$moli_{\text{soluti}} = X_{\text{soluti}} (moli_{\text{soluti}} + moli_{\text{solvente}})$$

$$= \left[\frac{X_{\text{soluti}} moli_{\text{solvente}}}{(1 - X_{\text{soluti}})} \right] m_{\text{soluti}} = 0,134 \text{ mol}$$

$$P.M. = \frac{g}{mol} \Rightarrow \frac{17,1 \text{ g}}{0,134 \text{ mol}} = 127,6 \text{ g/mol}$$

RISPOSTA ESATTA

a) 12.34 g/mol

b) 127.6 g/mol

c) 231.98 g/mol

d) 356.09 g/mol

e) 35.86 g/mol

Esercizio 16: Quali sono i fenomeni termodinamici che consentono ad un processo di essere spontaneo? Spiegare la relazione che sussiste tra queste grandezze.

Il 2° principio fornisce un criterio per identificare la direzione nella quale ha luogo una trasformazione fisica o chimica. - se una reazione può avvenire spontaneamente; - quanta di questa energia può essere trasformata in lavoro utile; - quanta di questa energia è inevitabilmente dissipata.

È impossibile realizzare una trasformazione il cui unico risultato sia quello di trasferire calore, da un corpo più freddo a uno più caldo, senza l'apporto di lavoro esterno. In Chimica, il secondo principio della termodinamica può essere enunciato come segue: Qualunque sistema tende spontaneamente a portarsi a una condizione di massima probabilità. La condizione di massima probabilità è quella di massimo disordine, ne segue che: Qualunque sistema tende spontaneamente verso lo stato di massimo disordine. La misura del disordine di un sistema è detta entropia, per cui possiamo affermare che: Qualunque sistema tende spontaneamente verso lo stato di massima entropia. Considerato l'Universo un sistema isolato, deduciamo che: Tutti i processi spontanei producono un aumento di entropia dell'Universo.

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{ambiente}} > 0$$

Esercizio 17: Qual è la variazione di energia interna di un sistema

1) assorbe 58 J e svolge 58 J di lavoro

2) se assorbe 125 J di calore e svolge 687 J di lavoro

RISOLUZIONE:

$$1) \Delta U = q + w = +58 \text{ J} + (-58 \text{ J}) = 0$$

$$2) \Delta U = q + w = 125 \text{ J} + (-687 \text{ J}) = -562 \text{ J}$$

RISPOSTA ESATTA

a) $\Delta U = 12 \text{ J}$; $\Delta U = 12 \text{ J}$

b) $\Delta U = 0 \text{ J}$; $\Delta U = -562 \text{ J}$

c) $\Delta U = -89 \text{ J}$; $\Delta U = 330 \text{ J}$

d) $\Delta U = 555 \text{ J}$; $\Delta U = 90 \text{ J}$

e) $\Delta U = -129$; $\Delta U = 0$

Esercizio 18: Calcolare la quantità di lavoro, in Joule, associata ad un'espansione di 3.5 L di un gas (ΔV) contro una pressione di 748 mmHg.

RISOLUZIONE:

$$a) -P\Delta V = 3.5 \text{ L} \times (748 \text{ mmHg}) \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right) = -3.44 \text{ L atm}$$

RISPOSTA ESATTA

a) 0.33 L x atm

b) 25.72 L x atm

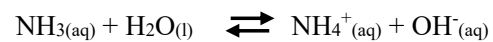
c) - 3.40 L x atm

d) - 98.32 L x atm

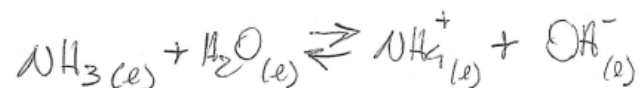
e) 76.05 L x atm

Esercizio 19:

Calcolare il pH di una soluzione acquosa di NH_3 0.050 M.



$$K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \times 10^{-5}$$

RISOLUZIONE:

$$K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 14 - \left\{ -\log \left[(K_b \times C)^{1/2} \right] \right\} = -\log \left[(1.8 \times 10^{-5} \times 0.050)^{1/2} \right]$$
$$= 10.98$$

$$\text{pH} = 10.98$$

RISPOSTA ESATTA

a) $\text{pH} = 1.32$

b) $\text{pH} = 3.33$

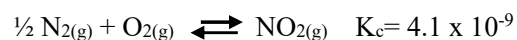
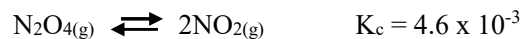
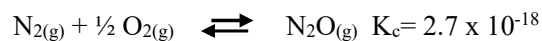
c) $\text{pH} = 4.98$

d) $\text{pH} = 7.21$

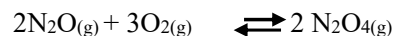
e) $\text{pH} = 10.98$

Esercizio 20:

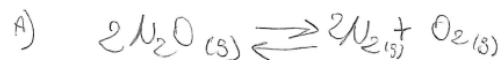
Dati i valori delle costanti di equilibrio:



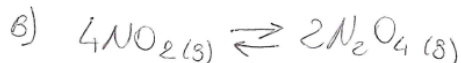
Determinare il valore di K_c per la reazione



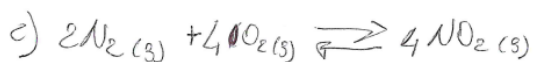
RISOLUZIONE:



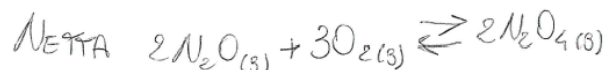
$$K_c = \frac{1}{(2.7 \times 10^{-18})^2}$$



$$K_c = \frac{1}{(4.6 \times 10^{-3})^2}$$



$$K_c = (4.1 \times 10^{-9})^4$$



$$K_{c(\text{netta})} = \frac{(4.1 \times 10^{-9})^4}{(2.7 \times 10^{-18})^2 (4.6 \times 10^{-3})^2} = 1.8 \times 10^6$$

RISPOSTA ESATTA

a) $K_c = 1.8 \times 10^6$

b) $K_c = 2 \times 10^8$

c) $K_c = 5.6 \times 10^{10}$

d) $K_c = 3.2 \times 10^{13}$

e) $K_c = 2.9 \times 10^{-6}$

Esercizio 21: Calcolare il numero di moli di HCl 37% in peso, presenti in un litro di soluzione acquosa. (densità = 1.19 g/mL) Indicare il valore di pH quando la soluzione iniziale viene diluita fino ad un volume finale di 100 L.

RISOLUZIONE:

$$1L_{HCl\ 37\%} = 1L \cdot 1.19 \frac{kg}{L} = 1.19 kg = 1190g$$

$$g_{HCl} = 1190g \times 0.37 = 440.3g$$

$$mol_{HCl} = \frac{440.3g}{36.45g/mol} = 12.08mol$$

Aggiungendo 10L di H_2O si avrà:

$$[M]_{HCl} = \frac{12.08mol}{10L} = 1.208mol/L$$

$$pH = -\log 1.208mol/L = 0.92$$

RISPOSTA ESATTA

a) 0.12 mol; pH = 12

b) 12.08 mol; pH = 0.92

c) 1.23 mol; pH = 2.35

d) 4.89 mol; pH =

e) Nessuna delle risposte precedenti

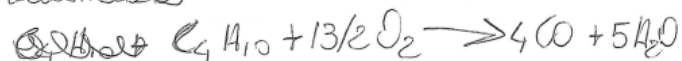
Esercizio 22:

Un accendino contiene 24 g di butano (C_4H_{10}). Determinare il volume di ossigeno atmosferico, misurato a 750 mmHg e a $20^\circ C$, necessario per bruciare tutto l'idrocarburo. Qual è il corrispondente volume di aria richiesto? Qual è il volume di anidride carbonica prodotta che nelle stesse condizioni di pressione e temperatura accresce l'effetto serra? Assumere l'aria come una miscela gassosa ideale costituita per il 20% in volume di O_2 .



RISOLUZIONE:

Reazione bilanciata



$$n_{butano} = \frac{24.0 \text{ g}}{58.0 \text{ g/mol}} = 0.414 \text{ mol}$$

$$V_{butano} = \frac{[0.414 \text{ mol} \times 0.082 \times 293 \text{ K}]}{(750/760)} = 10.1 \text{ L}$$

$$V_{aria} = 5 \times \frac{13}{2} \times V_{butano} = 328 \text{ L}$$

$$V_{CO_2} = 4 \times V_{butano} = 40.4 \text{ L}$$

RISPOSTA ESATTA

a) 10.1L, 328L, 40.4 L

b) 0L, 13L, 2L

c) 0.23L, 45L, 8L

d) 3L, 90L, 76L

e) Nessuna delle risposte precedenti

Esercizio 23:

Calcolare il pH di una soluzione di acido acetico (CH_3COOH) 1.2×10^{-3} M sapendo che $K_a(\text{acido acetico}) = 1.76 \times 10^{-5}$

RISOLUZIONE:

ESERCIZIO 23

$$K_a = 1.76 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

10.210	$1.2 \cdot 10^{-3}$	/	/
VAR	$-x$	$+x$	$+x$
EQ	$(1.2 \cdot 10^{-3} - x)$	x	x

$$K_a = 1.76 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{(1.2 \cdot 10^{-3} - x)}$$

$$1.76 \cdot 10^{-5} (1.2 \cdot 10^{-3} - x) = x^2$$

$$2.11 \cdot 10^{-8} - 1.76 \cdot 10^{-5} x - x^2 = 0$$

$$x^2 + 1.76 \cdot 10^{-5} x - 2.11 \cdot 10^{-8} = 0$$

$$x = \frac{-1.76 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(1.76 \cdot 10^{-5})^2 + 4(2.11 \cdot 10^{-8})}}{2}$$

$$x = \frac{-1.76 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{3.09 \cdot 10^{-10} + 8.44 \cdot 10^{-8}}}{2}$$

$$x = \frac{-1.76 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{8.47 \cdot 10^{-8}}}{2} = 2.91 \cdot 10^{-4}$$

$$= 2.93 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \text{pH} = 3.56$$

RISPOSTA ESATTA

a) 11.8

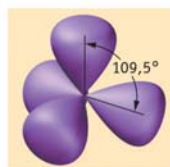
b) 7.0

c) 3.56

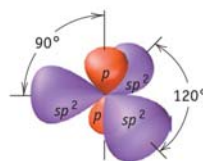
d) 2.9

e) 1.3

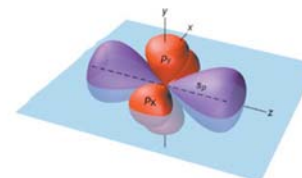
Esercizio 24: Descrivere la relazione che sussiste tra ibridazione (sp , sp^2 , sp^3) e geometria molecolare. Come si orientano gli atomi nello spazio? Riportare e disegnare anche qualche esempio di molecole che soddisfino i requisiti.



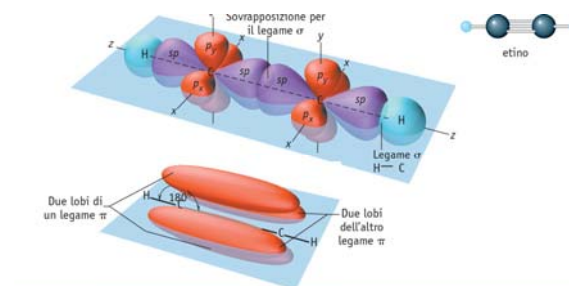
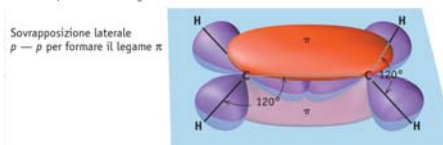
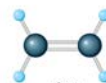
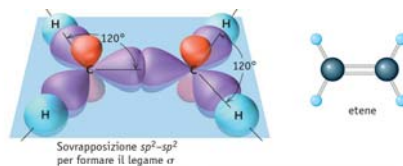
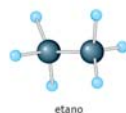
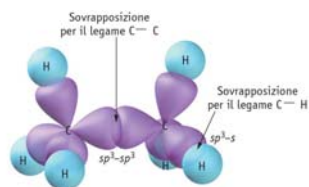
Nella **ibridizzazione sp^3** abbiamo quattro orbitali ibridi isoenergetici perfettamente equivalenti orientati simmetricamente nello spazio in modo da formare angoli di $109,5^\circ$, cioè l'angolo che corrisponde alla cosiddetta struttura tetraedrica. Gli orbitali sono ibridi quando sono il risultato della combinazione di orbitali diversi (per esempio, s e p).



Nella **ibridizzazione sp^2** abbiamo tre orbitali ibridi isoenergetici perfettamente equivalenti orientati simmetricamente in un piano in modo da formare angoli di 120° , cioè l'angolo che corrisponde alla cosiddetta struttura triangolare; il quarto orbitale è di tipo p e ha i lobi perpendicolari al piano su cui si trovano i tre orbitali ibridi.



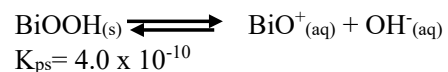
Nella **ibridizzazione sp** abbiamo soltanto due orbitali ibridi isoenergetici perfettamente equivalenti orientati simmetricamente su una linea in modo da formare un angolo di 180° (struttura lineare); il terzo e il quarto orbitale sono di tipo p e si dispongono su piani perpendicolari tra loro e perpendicolari alla linea su cui si trovano i due orbitali ibridi.



ESEMPI

Esercizio 25:

Nello schema di analisi quantitativa di Bi^{3+} viene rilevata la comparsa di un precipitato bianco di idrossido di bismutite, $\text{BiO}(\text{OH})(\text{s})$:



Calcolare il pH di una soluzione acquosa satura di BiOOH .

RISOLUZIONE:

Determiniamo $[\text{OH}^-]$ in una soluz. satura. Dalla K_{ps} determiniamo il pH.

$$K_{\text{ps}} = [\text{BiO}^+][\text{OH}^-] = 4 \times 10^{-10} = s^2$$

$$s = 2 \times 10^{-5} \text{ M} = [\text{OH}^-] = [\text{BiO}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log(2 \times 10^{-5}) = 4,7$$

$$\text{pH} = 9,3$$

RISPOSTA ESATTA

a) pH = 14.0

b) pH = 9.3

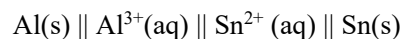
c) pH = 2.0

d) pH = 5.0

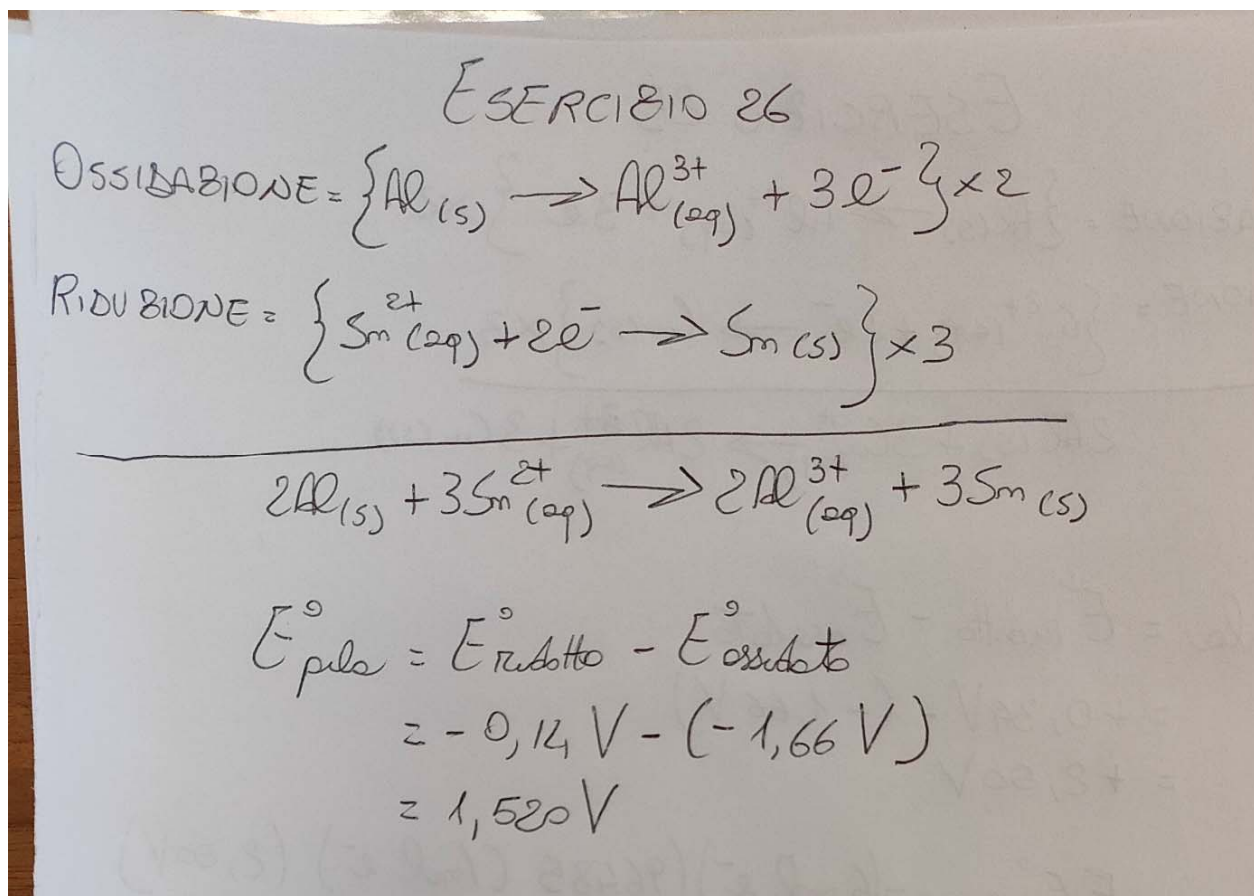
e) pH = 7.0

Esercizio 26:

Calcolare la E°_{pila} della seguente pila.



Utilizzare i valori riportati nelle opportune tabelle.

RISOLUZIONE:**RISPOSTA ESATTA**

a) $E^\circ_{\text{pila}} = 1.520 \text{ V}$

b) $E^\circ_{\text{pila}} = -0.023 \text{ V}$

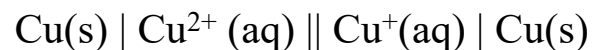
c) $E^\circ_{\text{pila}} = -1.520 \text{ V}$

d) $E^\circ_{\text{pila}} = 31.9 \text{ V}$

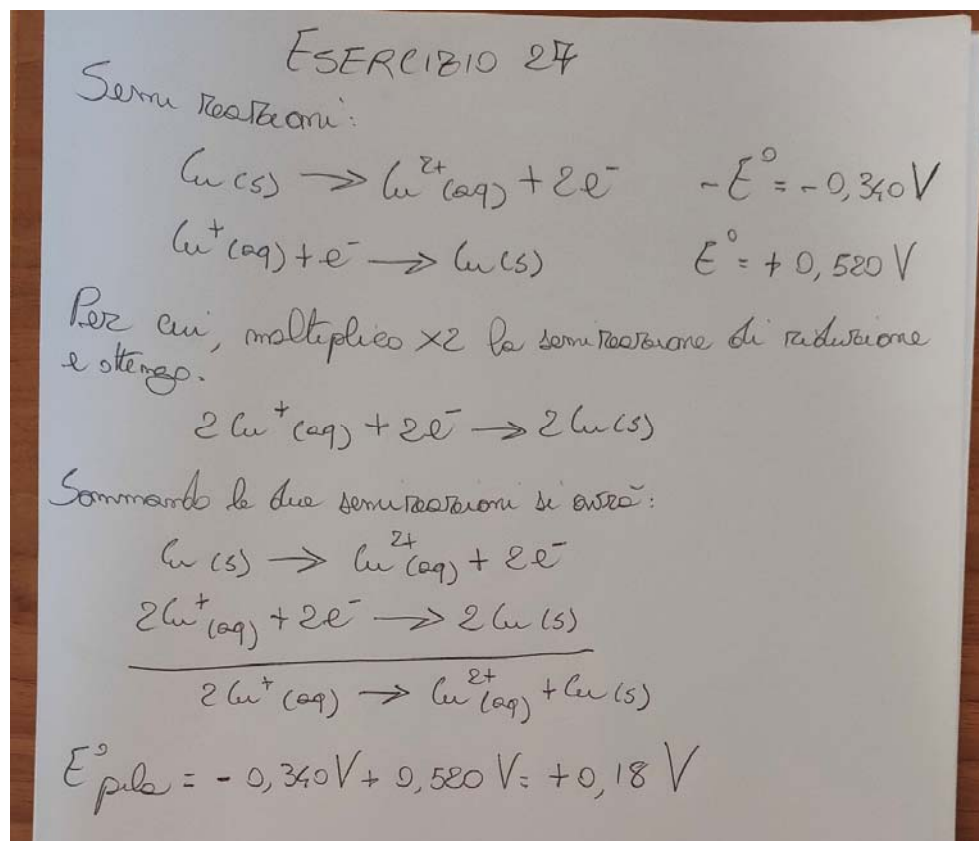
e) $E^\circ_{\text{pila}} = -2.98 \text{ V}$

Esercizio 27:

Scrivere la semi-reazione e l'equazione chimica bilanciata per la cella elettrochimica schematizzata di seguito. Utilizzare le opportune tabelle.



RISOLUZIONE:



Esercizio 28: Che cosa si sviluppa agli elettrodi in seguito l'elettrolisi di una soluzione di 0.1 M di NaCl?

RISOLUZIONE:

RISPOSTA ESATTA

- a) Si sviluppa Cl_2 al catodo ed O_2 all'anodo
- b) Si sviluppa Na al catodo ed O_2 all'anodo
- c) Si sviluppa H_2 al catodo ed O_2 all'anodo
- d) Si sviluppa Cl_2 al catodo e H_2 all'anodo
- e)** Si sviluppa H_2 al catodo e Cl_2 all'anodo

Esercizio 29: Quali dei seguenti acidi presenta/no la base coniugata più forte?

1) HCl

2) HNO₃

3) H₂SO₄

4) H₂O

5) CH₃COOH

RISOLUZIONE:

RISPOSTA ESATTA

a) 1

b) 1,2,3

c) 4

d) 5

e) Nessuna delle risposte precedenti

Esercizio 30: William Crookes fu il primo ad osservare particelle prodotte da un tubo catodico. Queste particelle sono oggi chiamate

RISOLUZIONE:

RISPOSTA ESATTA

- a) Nuclei atomici
- b) Neutroni
- c) Neutrini
- d) Protoni
- e) Elettroni**