

**SCUOLA SUPERIORE DI CATANIA**  
**CONCORSO DI AMMISSIONE AL I ANNO DEI CORSI ORDINARI DI PRIMO**  
**LIVELLO E A CICLO UNICO A.A. 2024-2025**

**CLASSE DELLE SCIENZE SPERIMENTALI**

**PROVA DI CHIMICA**

1) Per la seguente reazione:  $\text{BaS(aq)} + \text{ZnSO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{ZnS(s)} + \text{BaSO}_4\text{(s)}$ . Quanti grammi di solfato di bario si possono produrre partendo da 315 mL di  $\text{ZnSO}_4$  0.275 M e 285 mL di BaS 0.315 M? Chi è il reagente limitante?

**SOLUZIONE.** Dato che i due reagenti si combinano su base equimolare, quello presente in minore quantità (espressa in moli) è il reagente limitante e determina la massa dei prodotti:

$$\text{moli di ZnSO}_4 = 0.315 \text{ L} \times 0.275 \text{ M} = 0.0866 \text{ mol}$$

$$\text{moli di BaS} = 0.285 \text{ L} \times 0.315 \text{ M} = 0.0898 \text{ mol}$$

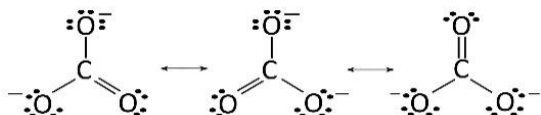
Quindi, il solfato di zinco è il reagente limitante e verranno prodotte 0.0866 moli di solfato di bario corrispondenti ad una massa:  $0.0866 \text{ mol} \times 233.4 \text{ g/mol} = 20.2 \text{ g}$  di solfato di bario

2) Scrivere la formula di struttura dei seguenti composti, indicando la geometria, gli angoli di legame, l'ordine di legame, l'ibridazione dell'atomo centrale e le eventuali strutture di risonanza:

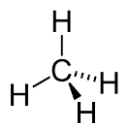
i) ione carbonato; ii) metano; iii) anidride carbonica.

**SOLUZIONE.**

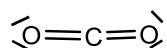
i) ione carbonato: molecola planare trigonale, con angoli di  $120^\circ$ , ordine di legame 1.3 su tutti i legami C-O, ibridizzazione  $\text{sp}^2$ , tre ibridi equivalenti.



ii) metano: molecola tetraedrica, con angoli di legame circa  $109^\circ$ , ordine di legame 1 su tutti gli atomi legati al C, ibridizzazione  $\text{sp}^3$ , nessun ibrido di risonanza.

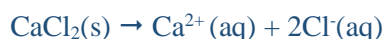


iii) anidride carbonica: molecola lineare, angolo di legame di  $180^\circ$ , ordine di legame = 2 tra ciascun ossigeno e il carbonio, ibridizzazione sull'atomo di carbonio  $\text{sp}$ .



3) Una soluzione è stata ottenuta aggiungendo 150.0 mL di acqua pura a 220.0 mL di una soluzione acquosa di cloruro di calcio 0.2 M. Calcolare la pressione osmotica della soluzione alla temperatura di  $30^\circ\text{C}$ . ( $R = 0.0821 \text{ atm}\cdot\text{L/K}\cdot\text{mol}$ )

**SOLUZIONE.** Scriviamo innanzitutto l'equazione di dissociazione del cloruro di calcio



Si calcola quindi la concentrazione della soluzione di cloruro di calcio dopo la diluizione con acqua:

$$\text{conc} = 0.220 \text{ L} \times 0.2 \text{ M} / (0.220 \text{ L} + 0.150 \text{ L}) = 0.044/0.370 = 0.119 \text{ M}$$

Infine, si applica la formula della pressione osmotica facendo attenzione ad utilizzare il fattore di van't Hoff (3 in questo caso)

$$\pi = 0.119 \text{ M} \times 303 \text{ K} \times 0.0821 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{K}\cdot\text{mol} \times 3 = \mathbf{8.87 \text{ atm}}$$

4) Un campione di gas avente volume  $V_1 = 657.0 \text{ mL}$  e pressione  $P_1 = 1.0 \text{ atm}$  è stato compresso ad un volume di  $V_2 = 340.0 \text{ mL}$  ed alla pressione  $P_2 = 2.0 \text{ atm}$ . Sapendo che dopo la compressione la temperatura del gas era di  $T_2 = 27^\circ\text{C}$ , calcolare la temperatura iniziale  $T_1$ .

SOLUZIONE. Si fa riferimento alla legge dei gas ideali ed in questo caso particolare si può scrivere:

$$V_1 P_1 / T_1 = V_2 P_2 / T_2 ;$$

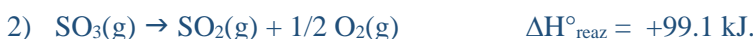
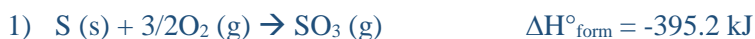
$$\text{da cui } T_1 = P_1 V_1 T_2 / P_2 V_2 = 1.0 \text{ atm} \times 657.0 \text{ ml} \times 303 \text{ K} / (2.0 \text{ atm} \times 340.0 \text{ ml}) = 302.8 \text{ K} = \mathbf{24.8^\circ\text{C}}$$

5) Calcolare l'entalpia standard di formazione ( $\Delta H^\circ_{\text{form}}$ ) dell'anidride solforosa noto che il  $\Delta H^\circ_{\text{form}}$  dell'anidride solforica è  $-395.2 \text{ kJ/mol}$  e che per la reazione:  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{g})$  si ottiene che  $\Delta H^\circ_{\text{reaz}} = -198.2 \text{ kJ}$ .

SOLUZIONE. È necessario l'utilizzo della legge di Hess applicata alle seguenti reazioni:



Che opportunamente modificate e combinate conducono al risultato finale:



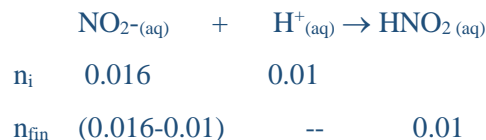
6) Calcolare il pH della soluzione ottenuta mescolando  $200.0 \text{ mL}$  di una soluzione di  $\text{NaNO}_2$   $0.08 \text{ M}$  con  $200.0 \text{ mL}$  di  $\text{HCl}$   $0.05 \text{ M}$  ( $K_{\text{HNO}_2} = 4.5 \times 10^{-4}$ ).

SOLUZIONE. Prima si calcolano le moli presenti nella soluzione di nitrato di sodio e di acido cloridrico:

$$\text{moli NaNO}_2 = 0.200 \text{ L} \times 0.08 \text{ M} = 0.016 \text{ mol};$$

$$\text{moli HCl} = 0.200 \text{ L} \times 0.05 \text{ M} = 0.01 \text{ mol}$$

In acqua lo ione nitrito si trasforma in acido nitroso in maniera quantitativa a causa dell'acido cloridrico



Si forma una soluzione tampone di cui si può calcolare il pH dall'eq. di Henderson Hasselbalch

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot (n_{\text{HNO}_2} / n_{\text{NO}_2^-}) = 4.5 \times 10^{-4} \cdot (0.01 \text{ mol} / 0.006 \text{ mol}) = 7.5 \times 10^{-4} \text{ M}; \text{pH} = -\log(7.5 \times 10^{-4}) = \mathbf{3.12}$$

7) L'acqua ossigenata ossida lo ione ioduro a ione iodato, riducendosi ad acqua in soluzione alcalina. Scrivere e bilanciare la reazione.

SOLUZIONE. Si tratta di una redox che può essere risolta con il metodo delle semireazioni:

riduzione	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{OH}^-$	$\times 3$
ossidazione:	$\text{I}^- + 6\text{OH}^- \rightarrow \text{IO}_3^- + 6\text{e}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	
eq bilanciata	$3\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}^- \rightarrow \text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$	

8) Calcolare la costante del prodotto di solubilità ( $K_{ps}$ ) dello iodato di ferro (II), sapendo che la sua solubilità molare alla temperatura di  $25^\circ\text{C}$  è pari a  $S_M = 4.5 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

SOLUZIONE. Per prima cosa scriviamo l'eq. di dissociazione dello iodato di ferro



Poi impostiamo la legge di azione di massa per questo equilibrio in relazione alla solubilità del sale:

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2 = (S) (2S)^2 = (4.5 \times 10^{-5}) \times (2 \times 4.5 \times 10^{-5})^2 = \mathbf{3.65 \times 10^{-13}}$$

9) Una pila è costituita da un elettrodo di misura ad idrogeno immerso in una soluzione 0.410 M di un acido debole monoprotico HA, collegato ad un elettrodo standard ad idrogeno. In condizioni standard si ha una differenza di potenziale  $\Delta E = 0.120 \text{ V}$ . Calcolare la costante di dissociazione  $K_a$  dell'acido debole HA.

SOLUZIONE. In questi casi, essendo una pila a concentrazione per la misura del pH, l'eq. di Nernst si semplifica nella seguente formula:

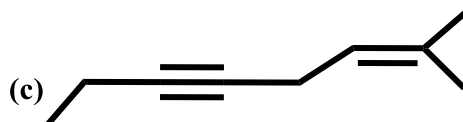
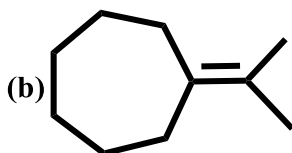
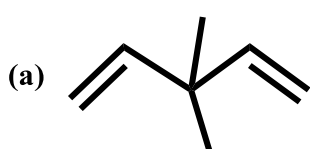
$$\Delta E = -\frac{0.0592}{2} \log[H^+]^2$$

Da cui si ricava  $[H^+] = 9.40 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

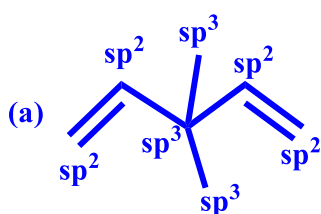
Infine, si imposta la legge di azione di massa per un acido debole monoprotico e si risolve:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]^2}{[HA]} = \frac{(0.00940)^2}{0.410} = 2.16 \times 10^{-4}$$

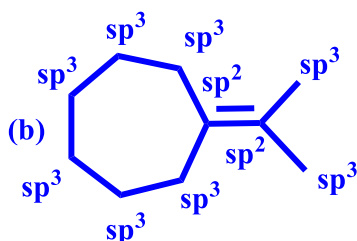
10) Per ciascuna delle seguenti molecole, indicare su ogni atomo di carbonio il tipo di ibridizzazione e determinare il numero totale di legami  $\sigma$  e il numero totale di legami  $\pi$ .



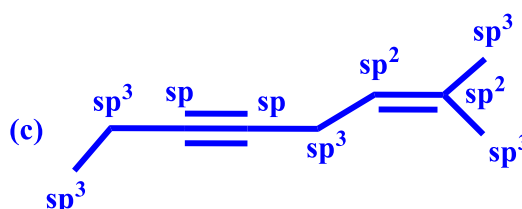
SOLUZIONE



num tot  $\sigma = 6$   
num tot  $\pi = 2$



num tot  $\sigma = 10$   
num tot  $\pi = 1$



num tot  $\sigma = 8$   
num tot  $\pi = 3$