

1.A1-4.A2] Noto che a 90°C la tensione di vapore dell'acqua è 530 torr (= 530 mmHg) determinare la pressione totale (in atm) che si avrà a 90°C in una bottiglia del volume di 1,20 L contenente aria e 1.00 L di acqua liquida, riempita e sigillata a 1.00 atm e 5°C, temperatura alla quale la tensione di vapore dell'acqua è 7 torr. Supporre la bottiglia a tenuta perfetta e trascurabili la tensione di vapore dell'acqua a 5°C e la variazione del volume dell'acqua liquida nell'intervallo di temperatura considerato. **(15 punti)**

Svolgimento: Originariamente a 5° ho una pressione $P(0) = p_{\text{aria}}(5^\circ\text{C})$ pari a 1.00 atm dovuta all'aria presente nel volume V occupato dall'aria. Poiché V e il numero di moli di aria sono costanti al variare di T , la $p_{\text{aria}}(90^\circ\text{C}) = p_{\text{aria}}(363\text{ K}) = p_{\text{aria}}(278\text{ K}) \cdot 363/278 = 1.31\text{ atm}$. Poiché la tensione di vapore dell'acqua a 363 K = $p_{\text{H}_2\text{O}}(363\text{ K})$ è 530 mmHg/760 (mmHg/atm) = 0.70 atm, la $P_{\text{tot}}(363\text{ K}) = p_{\text{aria}}(363\text{ K}) + p_{\text{H}_2\text{O}}(363\text{ K}) = 2.00\text{ atm}$.

1.B1-4.B2] Noto che a 80°C la tensione di vapore dell'acqua è 355 torr (= 355 mmHg) determinare la pressione totale (in atm) che si avrà a 80°C in una bottiglia del volume di 2,20 L contenente aria e 2.00 L di acqua liquida, riempita e sigillata a 1.00 atm e 10°C, temperatura alla quale la tensione di vapore dell'acqua è 9 torr. Supporre la bottiglia a tenuta perfetta e trascurabili la tensione di vapore dell'acqua a 10°C e la variazione del volume dell'acqua liquida nell'intervallo di temperatura considerato. **(15 punti)**

Svolgimento: Originariamente a 10° ho una pressione $P(0) = p_{\text{aria}}(10^\circ\text{C})$ pari a 1.00 atm dovuta all'aria presente nel volume V occupato dall'aria. Poiché V e il numero di moli di aria sono costanti al variare di T , la $p_{\text{aria}}(80^\circ\text{C}) = p_{\text{aria}}(353\text{ K}) = p_{\text{aria}}(283\text{ K}) \cdot 353/283 = 1.25\text{ atm}$. Poiché la tensione di vapore dell'acqua a 353 K = $p_{\text{H}_2\text{O}}(353\text{ K})$ è 355 mmHg/760 (mmHg/atm) = 0.47 atm, la $P_{\text{tot}}(353\text{ K}) = p_{\text{aria}}(353\text{ K}) + p_{\text{H}_2\text{O}}(353\text{ K}) = 1.71\text{ atm}$.

2.A1-5.A2] Che tipo di composti vi aspettate che siano, in prima approssimazione, l'ossido di bario e il solfuro di bario? Date una definizione di energia reticolare e prevedete, motivando opportunamente, quale dei due ha un'energia reticolare maggiore. Scrivete infine un'equazione con cui è possibile stimare l'energia reticolare di cristalli di questi due specie, spiegando i parametri che vi compaiono. **(12 punti)**

Svolgimento: Entrambi i composti in questo esercizio (essendo di uno stesso metallo ed di non-metalli del 6° gruppo) sono ionici. L'energia reticolare è l'energia che si libera nel passaggio da ioni isolati in fase gas a quella cristallina per mole del composto ionico. L'energia reticolare è l'energia che si libera nel passaggio da ioni isolati in fase gas a quella cristallina per mole del composto ionico.

Può essere stimata con l'equazione:

$$E_{\text{ret}} = -\frac{N_A z^+ z^- e^2}{4\pi\epsilon_0 d_0} A \propto -\frac{N_A z^+ z^- e^2}{d_0} A$$

dove N_A è il numero di Avogadro, z^+ e z^- sono rispettivamente le cariche dello ione positivo (+2) e negativo (-2), e è la carica dell'elettrone, d_0 la distanza tra ioni primi vicini nel reticolo ed A è una costante, nota come costante di Madelung, avente valore maggiore di uno, e che dipende dalla geometria del reticolo cristallino, ma varia abbastanza poco. Essendo la carica di entrambi gli anioni -2 e del catione comune +2, l'energia dell'interazione di questi sali dipende solo dalla distanza degli ioni, che è determinata dalle dimensioni dell'anione. Più piccolo è l'anione e minore sarà la distanza, quindi più elevata l'energia reticolare. Poiché le dimensioni di ioni avente medesima carica aumentano scendendo lungo un gruppo, l'energia reticolare di BaO è più elevata quella di BaS (anioni del 2° e del 3° periodo).

2.B1-5.B2] Che tipo di composti vi aspettate che siano, in prima approssimazione, l'ossido di magnesio e il solfuro di calcio? Date una definizione di energia reticolare e prevedete, motivando opportunamente, quale dei due ha un'energia reticolare maggiore. Scrivete infine un'equazione con cui è possibile stimare l'energia reticolare di cristalli di questi due specie, spiegando i parametri che vi compaiono. **(12 punti)**

Svolgimento: Entrambi i composti in questo esercizio (essendo di un metallo del 2° gruppo ed un non-metallo del 6° gruppo) sono ionici. L'energia reticolare è l'energia che si libera nel passaggio da ioni isolati in fase gas a quella cristallina per mole del composto ionico.

Per l'equazione vedi sopra.

Essendo la carica di entrambi gli anioni -2 e di entrambi i cationi +2, l'energia reticolare di questi due sali dipende essenzialmente dalla distanza degli ioni, che sarà determinata dalle dimensioni dei cationi e degli anioni. Più piccoli sono e minore è la distanza, quindi più elevata l'energia reticolare. Poiché le dimensioni degli ioni avente medesima carica aumentano scendendo lungo un gruppo, l'energia reticolare di MgO (catione del 3° periodo e anione del 2° periodo) è (in valore assoluto) più elevata di quella di CaS. (catione del 4° periodo e anione del 3° periodo): Mg^{2+} è più piccolo di Ca^{2+} e O^{2-} è più piccolo di S^{2-} .

3.A1-7.A2] Definite la carica nucleare efficace (Z_{eff}) e il potenziale di ionizzazione (PI). Indicate quindi motivando, quale tra gli elementi O, F e Cl, ha la il massimo valore di Z_{eff} e quale il minimo; infine discutete similmente il PI di questi 3 elementi. (14 punti)

Svolgimento: La carica nucleare efficace Z^* è la carica nucleare positiva a cui l'elettrone di valenza più esterno (a energia più elevata) è effettivamente soggetto, tenuto conto dell'effetto di schermo dovuto alla presenza degli altri elettroni. Z^* cresce in modo marcato spostandosi da sinistra a destra lungo un periodo, perché la carica del nucleo continua ad aumentare e l'effetto di schermo di elettroni appartenenti al medesimo sottolivello è molto ridotto, perché tendono a collocarsi in differenti regioni intorno al nucleo. Passando da un periodo al successivo la capacità di schermo degli elettroni interni risulta molto più elevata, tuttavia non è completa. Questo implica che Z^* cresca anche se in modo più limitato, anche scendendo lungo un gruppo: Si ha dunque Z^* più elevata di C.

Il potenziale di ionizzazione è l'energia che bisogna fornire ad un atomo neutro (isolato-gassoso) per sottrargli un e^- portandolo a distanza infinita: $X(g) + \text{PI} \rightarrow X^+ + e^-$. E' sempre positivo e grande perché si tratta di un processo di separazione di due cariche di segno opposto. Aumenta al crescere di Z^* e diminuisce al crescere del raggio atomico r_A . Aumenta lungo il periodo (a meno di piccole modulazioni dovute a strutture elettroniche di particolare stabilità) perché Z_{eff} aumenta mentre r_A diminuisce, mentre diminuisce tendenzialmente (in valore assoluto) poco lungo il gruppo perché Z_{eff} aumenta un po' ma meno di r_A .

Per quanto riguarda i casi concreti: abbiamo che $Z^*(\text{Cl}) > Z^*(\text{F})$ in quanto sono dello stesso gruppo ma Cl si trova sotto F e quindi ha la stessa configurazione elettronica esterna ma un schermata in modo più incompleto. Inoltre $Z^*(\text{F}) > Z^*(\text{O})$ perché sono entrambi del 2° periodo ma F rispetto ad O ha un protone ed un elettrone in più, e quest'ultimo ha però capacità di schermo molto ridotte. Quindi $Z^*(\text{Cl}) > Z^*(\text{F}) > Z^*(\text{O})$. Per quanto riguarda PI abbiamo $\text{PI}(\text{F}) > \text{PI}(\text{O})$ perché F si trova nello stesso periodo ma a destra di O ed ha quindi Z^* maggiore e raggio minore. Inoltre $\text{PI}(\text{F}) > \text{PI}(\text{Cl})$ perché sono entrambi dello stesso gruppo ma Cl si trova sotto F ed ha raggio molto maggiore, pur avendo anche Z^* un po' più elevata. Qualitativamente è difficile dire quale tra $\text{PI}(\text{Cl})$ e $\text{PI}(\text{O})$ sia più piccolo, a meno di considerare che $\text{PI} \propto Z_{\text{eff}}/r^2$ ed è quindi influenzato molto di più da r che da Z_{eff} : in base a questa formula, considerando che $r(\text{Cl}) > r(\text{O}) > r(\text{F})$, o dai conti quantomeccanici e anche sperimentalmente risulta $\text{PI}(\text{O}) > \text{PI}(\text{Cl})$. Quindi $\text{PI}(\text{F}) > \text{PI}(\text{O}) > \text{PI}(\text{Cl})$.

3.B1-7.B2] Definite la carica nucleare efficace (Z_{eff}) e il potenziale di ionizzazione (PI). Indicate quindi motivando, quale tra gli elementi O, S e F, ha la il massimo valore di Z_{eff} e quale il minimo; infine discutete similmente il PI di questi 3 elementi. (14 punti)

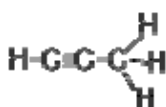
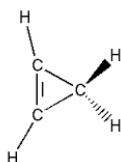
Svolgimento: Per le definizioni si veda sopra. Per quanto riguarda i casi concreti: abbiamo tanto che $Z^*(\text{S}) > Z^*(\text{O})$ in quanto sono dello stesso gruppo ma S si trova sotto O e quindi ha la stessa configurazione elettronica esterna ma schermata in modo più incompleto. Anche $Z^*(\text{F}) > Z^*(\text{O})$ perché sono entrambi del 2° periodo ma F rispetto ad O ha un protone ed un elettrone in più, che ha però capacità di schermo molto ridotte. Qualitativamente è difficile dire quale tra $Z^*(\text{S})$ e $Z^*(\text{F})$ sia più grande. Si può ottenere un risultato quantitativamente corretto applicando le regole di Slater:

$$Z^*(\text{S}) = 16 - 2 \times 1.0 - 8 \times 0.85 - 5 \times 0.35 = 5.45 \quad Z^*(\text{F}) = 9 - 2 \times 0.85 - 6 \times 0.35 = 5.20$$

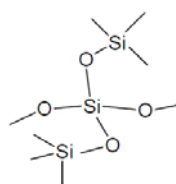
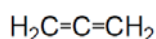
Anche da conti quantomeccanici e risulta $Z^*(\text{S}) > Z^*(\text{F})$. Quindi $Z^*(\text{S}) > Z^*(\text{F}) > Z^*(\text{O})$. Per quanto riguarda PI abbiamo $\text{PI}(\text{F}) > \text{PI}(\text{O})$ perché F si trova nello stesso periodo ma a destra di O ed ha quindi Z^* maggiore e raggio minore. Inoltre $\text{PI}(\text{O}) > \text{PI}(\text{S})$ perché sono entrambi dello stesso gruppo ma S si trova sotto O ed ha raggio molto maggiore, pur avendo anche Z^* un po' più elevata. Quindi si ha $\text{PI}(\text{F}) > \text{PI}(\text{O}) > \text{PI}(\text{S})$.

4.A1-1.A2] Per le seguenti sostanze identificare la tipologia di legami che intervengono tra gli atomi e disegnare, ove pertinente le strutture di Lewis (considerando possibili isomeri), indicando quindi la geometria molecolare, eventuale polarità e/o carica elettrica, interazioni intermolecolari e tipologia del solido che i composti in questione possono formare nelle opportune condizioni: C_3H_4 , SiO_2 , HNO_2 . Che ibridazione si può prevedere per gli atomi per cui è rilevante? (15 punti)

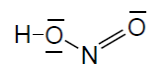
Svolgimento:



a)



b)



c)

a) Esistono due isomeri di C_3H_4 lineare: in entrambe il carbonio centrale è ibridizzato sp e quindi ha angolo di legame $C-C-C = 180^\circ$. Sono entrambe molecole quasi apolari (un po' più polare il propino) per l'elettronegatività molto simile di C, e H, e per la forma molecolare. Gli stessi legami covalenti C-H hanno una polarità molto limitata. Essendo i C centrali coinvolti in due legami π , l'ibridizzazione dei C centrali è sp perché devono mantenere due elettroni in orbitali p non ibridizzati. I due C terminali sono ibridizzati uno sp e l'altro sp^3 nel butino (con il legame triplo), mentre sono entrambi ibridizzati sp^2 nel caso della specie con i due doppi legami adiacenti. Le forze intermolecolari per C_3H_4 sono conseguentemente solo interazioni di London (dipolo istantaneo – dipolo indotto).

Esiste anche un isomero ciclico di C_3H_4 : il ciclopropene. Due carboni sono ibridati sp^2 e uno sp^3 . Dati i requisiti geometrici del ciclo a tre atomi si può prevedere che la struttura sarà relativamente instabile visto che 2 carboni sono sp^2 . La molecola è quasi apolare e anche in questo caso presenterà forze intermolecolari per C_3H_4 sono conseguentemente solo interazioni di London (dipolo istantaneo – dipolo indotto).

b) Il biossido di silicio è un solido covalente cristallino (quarzo) o amorfo (vetro): tanto Si che O sono ibridizzati sp^3 e i legami Si-O sono tutti singoli in quanto gli orbitali p di Si e O hanno dimensioni troppo diverse per dare legami doppi.

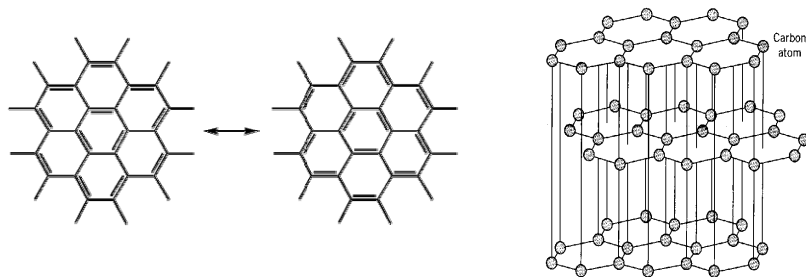
c) HNO_2 , acido nitroso: è una specie molecolare covalente a geometria angolata, per la quale si ha un'ibridizzazione sp^2 dell'azoto e dell'ossigeno legato solo ad N. L'idrogeno è legato ad un O (ibridizzato sp^3) e da luogo a legami H con O di altre molecole per cui la specie è liquida a T ambiente.

4.B1-1.B2] Per le seguenti sostanze identificare la tipologia di legami che intervengono tra gli atomi e disegnare, ove pertinente le strutture di Lewis (considerando possibili isomeri), indicando quindi la geometria molecolare, eventuale polarità e/o carica elettrica, interazioni intermolecolari e tipologia del solido che i composti in questione possono formare nelle opportune condizioni: HCN, $C_{\text{(grafite)}}$, C_2H_6O . Che ibridazione si può prevedere per gli atomi per cui è rilevante? (15 punti)

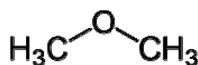
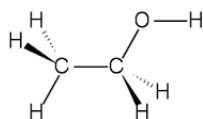
Svolgimento:

a) $H-C \equiv N$

b)



c)



a) L'acido cianidrico è una molecola lineare (C ibridato sp) con momento dipolare importante. Le interazioni tra molecole di questo composto sono principalmente di tipo dipolo-dipolo. Ci si può aspettare anche la formazione di legame idrogeno con il doppietto dell'azoto. Possiamo prevedere che questo composto sarà gassoso o liquido a t.a. anche se visto che il legame idrogeno è formato con azoto, questo tipo di interazione è relativamente debole e probabilmente sarà gassoso.

b) La grafite è costituita da reticoli esagonali 2D costituiti da carboni sp^2 . Questi strati monoatomici si combinano impilandosi l'uno sull'altro e formando interazioni tramite forze dispersive grazie agli elettroni π delocalizzati. La grafite è un solido covalente in due dimensioni mentre è tenuto insieme da forze più deboli lungo la terza.

c) C_2H_6O è la formula bruta di etanolo e dimetiletere. Il primo è un composto polare (C e O sp^3) con capacità di formare legame idrogeno. E' liquido a t.a. Invece il dimetiletere (C e O sp^3), sebbene contenga due legami polari C-O, è una molecola polare, ma non molto, principalmente per la simmetria della molecola stessa. Le forze intermolecolari saranno interazioni dipolo-dipolo e forze di London.

5.A1-2.A2] La preparazione dell'acido solforico avviene in tre passaggi principali secondo le seguenti reazioni da bilanciare: 1) $FeS + O_2 \rightarrow SO_2 + Fe_2O_3$ 2) $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$ 3) $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

Supponendo una resa del 73% per la prima reazione e di partire da 20 kg di solfuro di ferro, calcolare la resa della seconda reazione sapendo che dopo l'ultima reazione con resa del 100% vengono ottenuti 8 kg di acido solforico. (15 punti)

Svolgimento:



$$n_{\text{FeS}} = 227.5 \text{ mol} \rightarrow n_{\text{SO}_2}(\text{exp}) = n_{\text{FeS}} \times 0.73 = 166.1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{SO}_3}(\text{teor}) = n_{\text{SO}_2}(\text{exp}) = 166.1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{SO}_3}(\text{exp}) = n_{\text{H}_2\text{SO}_4}(\text{exp}) = m_{\text{H}_2\text{SO}_4}(\text{exp}) / (MM_{\text{H}_2\text{SO}_4}) = 8000 \text{ g} / (98.04 \text{ g/mol}) = 81.6 \text{ mol}$$

$$\text{resa}(2)\% = n_{\text{SO}_3}(\text{exp}) / n_{\text{SO}_3}(\text{teor}) \times 100 = 81.6 / 166.1 \times 100 = 49.1\%$$

5.B1-2.B2] La preparazione dell'acido solforico avviene in tre passaggi principali secondo le seguenti reazioni da bilanciare: 1) $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3$ 2) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ 3) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ Supponendo una resa del 82% per la prima reazione e di partire da 16 kg di solfuro di ferro, calcolare la resa della seconda reazione sapendo che dopo l'ultima reazione, che ha una resa del 100%, vengono ottenuti 9 kg di acido solforico. (15 punti)



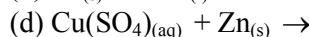
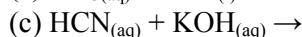
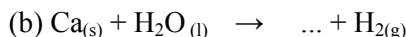
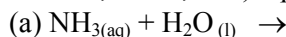
$$n_{\text{FeS}} = 182.0 \text{ mol} \rightarrow n_{\text{SO}_2}(\text{exp}) = n_{\text{FeS}} \times 0.82 = 149.6 \text{ mol}$$

$$n_{\text{SO}_3}(\text{teor}) = n_{\text{SO}_2}(\text{exp}) = 149.6 \text{ mol}$$

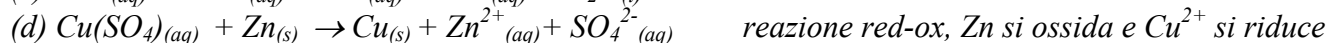
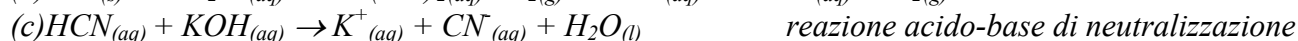
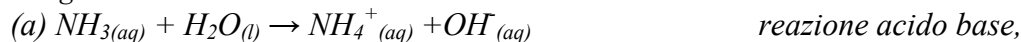
$$n_{\text{SO}_3}(\text{exp}) = n_{\text{H}_2\text{SO}_4}(\text{exp}) = m_{\text{H}_2\text{SO}_4}(\text{exp}) / (MM_{\text{H}_2\text{SO}_4}) = 9000 \text{ g} / (98.04 \text{ g/mol}) = 91.8 \text{ mol}$$

$$\text{resa}(2)\% = n_{\text{SO}_3}(\text{exp}) / n_{\text{SO}_3}(\text{teor}) \times 100 = 91.8 / 149.6 \times 100 = 61.3\%$$

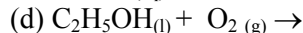
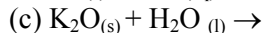
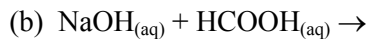
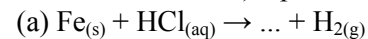
6.A1-3.A2] Completare e bilanciare le seguenti equazioni chimiche, precisando anche come possiamo classificarle (acido-base, redox, ecc.) e perché (16 punti):



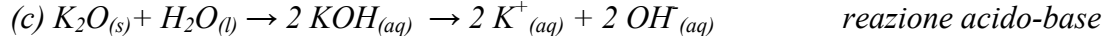
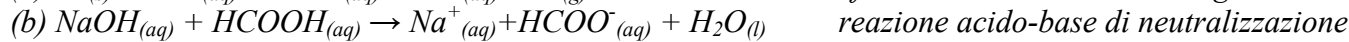
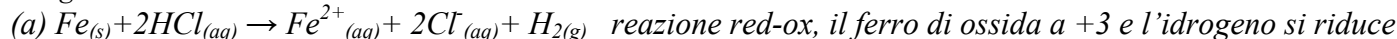
Svolgimento:



6.B1-3.B2] Completare e bilanciare le seguenti equazioni chimiche, precisando anche come possiamo classificarle (acido-base, redox, ecc.) e perché (16 punti):

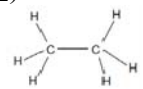


Svolgimento:

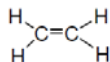


7.A1-6.A2] Considerare i tre seguenti composti idrocarburici: etano (C_2H_6), etilene (C_2H_4) e acetilene (C_2H_2). Calcolare i calori di combustione di questi composti a partire dai dati forniti al termine del problema e, dopo aver disegnato le strutture di Lewis e indicato le ibridazioni dei carboni, spiegare perché la combustione dell'etano sviluppa più calore rispetto a quella degli altri due composti. ($\Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_6) = -84.68 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_4) = +52.26 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_2) = +226.73 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O})_{(l)} = -285.83 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0(\text{CO}_2) = -393.5 \text{ kJ/mol}$) (13 punti)

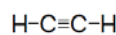
Svolgimento:



etano



etilene



acetilene

$$\Delta H_{\text{comb}}^0(\text{C}_2\text{H}_{6(\text{g})}) = 2\Delta H_f^0(\text{CO}_{2(\text{g})}) + 3\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) - \Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_{6(\text{g})}) = -1560 \text{ kJ/mol}$$

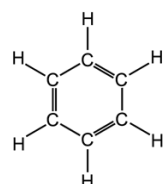
$$\Delta H_{\text{comb}}^0(\text{C}_2\text{H}_{4(\text{g})}) = 2\Delta H_f^0(\text{CO}_{2(\text{g})}) + 2\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) - \Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_{4(\text{g})}) = -1411 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{comb}}^0(\text{C}_2\text{H}_{2(\text{g})}) = 2\Delta H_f^0(\text{CO}_{2(\text{g})}) + \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) - \Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_{2(\text{g})}) = -1300 \text{ kJ/mol}$$

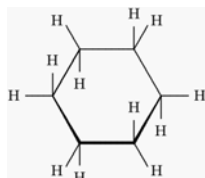
Ognuno di questi composti organici possiede due carboni con ibridazione sp^3 , sp^2 e sp , rispettivamente per etano, etilene ed acetilene. Quindi la loro combustione richiede la rottura di legami σ e π apolari mentre porta alla formazione di legami σ molto polari. La reazione di combustione di C_2H_6 più esotermica delle altre perché una mole di etano “contiene” 6 moli di atomi d'idrogeno, che diventano 4 per l'etilene e 2 per l'acetilene. Questo idrogeno andrà a formare per combustione molecole di acqua che contengono legami polari O-H molto più stabili dei legami C-H.

7.B1-6.B2] Considerare i due seguenti composti idrocarburici ciclici: benzene (C_6H_6) e cicloesano (C_6H_{12}).

Calcolare i calori di combustione di questi composti a partire dai dati forniti al termine del problema e, dopo aver disegnato le strutture di Lewis e indicato le ibridazioni dei carboni, spiegare perché la combustione dell'cicloesano sviluppa più calore rispetto a quella del benzene. ($\Delta H_f^0(\text{C}_6\text{H}_6) = +49.68 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0(\text{C}_6\text{H}_{12}) = -156.4 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) = -285.83 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0(\text{CO}_2) = -393.5 \text{ kJ/mol}$ **(13 punti)**



benzene



cicloesano

Svolgimento:

$$\Delta H_{\text{comb}}^0(\text{C}_6\text{H}_{6(\text{l})}) = 6\Delta H_f^0(\text{CO}_{2(\text{g})}) + 3\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) - \Delta H_f^0(\text{C}_6\text{H}_{6(\text{l})}) = -3268 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{comb}}^0(\text{C}_6\text{H}_{12(\text{l})}) = 6\Delta H_f^0(\text{CO}_{2(\text{g})}) + 6\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) - \Delta H_f^0(\text{C}_6\text{H}_{12(\text{l})}) = -3920 \text{ kJ/mol}$$

Ognuno di questi composti organici possiede sei carboni con ibridazione sp^3 e sp^2 rispettivamente per cicloesano e benzene. Quindi la loro combustione richiede la rottura di legami σ e π apolari mentre porta alla formazione di legami σ molto polari.

La reazione di combustione di C_6H_{12} più esotermica dell'altra perché una mole di cicloesano “contiene” 12 moli di atomi d'idrogeno mentre il benzene 6 moli, idrogeno che andrà a formare un molecole di acqua che contengono legami polari O-H molto più stabili dei legami C-H.