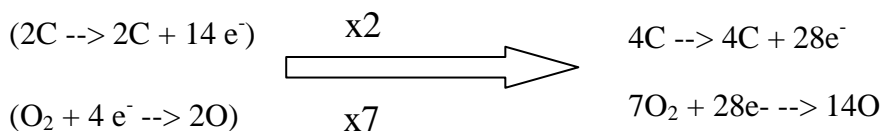


Esercitazione 7 del 30/10/2020

8) In un recipiente sono contenuti 100 g di una miscela di Ar, O<sub>2</sub> e C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> (metano). La miscela esercita alla temperatura di 45°C una pressione di 6.78 atm. Sapendo che la composizione in peso della miscela è Ar= 49% O<sub>2</sub> = 27% e C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> = 24%, calcolare la composizione percentuale in volume della miscela e le pressioni parziali dei tre gas espresse in torr. Nello stesso recipiente, 75g della miscela vengono riscaldati a 300°C, tutto l'ossigeno reagisce con C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> secondo la reazione: C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> (g)+ O<sub>2</sub> (g) --> CO<sub>2</sub> (g)+ H<sub>2</sub>O (g). Calcolare la pressione totale nel recipiente a fine reazione.

R: per prima cosa bilanciamo la redox. Le specie che cambiano stato di ossidazione sono C, che passa da -3 a + 4 ed O che passa da 0 a -2.



Considerando di avere 100 g di miscela, le percentuali in peso delle componenti corrispondono ai pesi effettivi. Possiamo quindi calcolare il numero di moli delle componenti della miscela.

$$n_{Ar} = 49g / 39.95g/mol = 1.23 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = 27g / 32g/mol = 0.843 \text{ mol}$$

$$n_{C_2H_6} = 24g / 30g/mol = 0.80 \text{ mol}$$

$$n_{\text{tot moli}} = 1.23 + 0.843 + 0.80 \text{ mol.}$$

Per ricavare le percentuali in volume possiamo impiegare una diretta conseguenza della legge di Avogadro,

$$V_i / V_{\text{tot}} = n_i / n_{\text{tot}}$$

$$\% v \text{ Ar} = (1.23 / 2.873) \times 100 = 42.8\%$$

$$\% v \text{ O}_2 = (0.843 / 2.873) \times 100 = 29.3\%$$

$$\% v \text{ C}_2\text{H}_6 = (0.80 / 2.873) \times 100 = 27.8\%$$

Ci viene poi richiesto di calcolare le pressioni parziali dei gas, che saranno uguali al prodotto tra la pressione totale e la frazione molare del gas.

$$\chi_{Ar} = 1.23 / 2.873 = 0.428 \quad P_{Ar} = 0.428 \times 6.78 = 2.90 \text{ atm}$$

$$\chi_{O_2} = 0.843 / 2.873 = 0.293 \quad P_{O_2} = 0.293 \times 6.78 = 1.98 \text{ atm}$$

$$\chi_{C_2H_6} = 0.8 / 2.873 = 0.278 \quad P_{C_2H_6} = 0.278 \times 6.78 = 1.88 \text{ atm}$$

La seconda parte del problema ci chiede di calcolare la pressione finale nel recipiente, dopo riscaldamento a 300°C e completamento della reazione di combustione dell'etano, partendo da 75 g di miscela.

Ricaviamo i g e di conseguenza le moli di O<sub>2</sub> e C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> (Ar non partecipa alla reazione, quindi possiamo ignorarlo per ora), impiegando le percentuali in peso fornite dal testo del problema.

$$gO_2 = 75 \times 27/100 = 20.25 \text{ g} \rightarrow 0.633 \text{ mol}$$

$$gC_2H_6 = 75 \times 24/100 = 18 \text{ g} \rightarrow 0.6 \text{ mol}$$

Identifichiamo il reagente limitante della reazione. Supponiamo, per esempio, di voler consumare tutto C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>. Calcoliamo il n di moli di O<sub>2</sub> TEORICHE necessarie a consumare tutto l'etano.

$$n_{\text{teorico}}(O_2) : n_{\text{reale}}(C_2H_6) = 7 : 2$$

$$n_{\text{teorico}}(O_2) = n_{\text{reale}}(C_2H_6) \times 7/2 = 2.1 \text{ mol} > n \text{ di moli realmente presenti di } O_2.$$

O<sub>2</sub> è il reagente limitante della reazione. Dalla stechiometria della reazione, determineremo il n di moli dei prodotti che si formano che, in quanto entrambi gassosi, contribuiranno alla pressione totale a fine reazione.

$$nCO_2 : nO_2 = 4 : 7$$

$$nCO_2 = nO_2 \times 4/7 = 0.633 \times 4/7 = 0.362 \text{ mol}$$

$$nH_2O : nO_2 = 6 : 7$$

$$nH_2O = nO_2 \times 6/7 = 0.543 \text{ mol}$$

C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> è presente in eccesso. Dobbiamo quindi calcolare la quantità di etano che si è consumata dalla reazione, per poi determinare quanto ne è rimasto, in quanto contribuirà anche lui alla pressione totale del sistema.

$$nC_2H_6_{\text{consumate}} : nO_2 = 2 : 7$$

$$nC_2H_6_{\text{consumate}} = nO_2 \times 2/7 = 0.633 \times 2/7 = 0.181 \text{ mol.}$$

$$nC_2H_6_{\text{eccesso}} = 0.6 - 0.181 = 0.419 \text{ mol}$$

Anche Ar, pur non avendo partecipato alla reazione, è un gas della miscela e contribuirà alla pressione finale. Calcoliamo il n di moli di Ar

$$nAr = (75 \times 49/100)/39.95 = 0.920 \text{ mol}$$

La pressione totale dipenderà dal n totale di moli

$$n_{\text{tot}} = nC_2H_6_{\text{eccesso}} + nAr + nCO_2 + nH_2O = 0.419 + 0.920 + 0.362 + 0.543 = 2.244 \text{ mol}$$

$$P_{\text{finale}} = 2.244 \times 0.082 \times 573 / 11.05 = 9.54 \text{ atm}$$

2) Un campione di CO<sub>2</sub> incognito alla pressione di 1.474 atm ed alla temperatura di 47°C vengono raffreddati a -15°C. Calcolare la pressione del gas al termine del processo di raffreddamento.

R: Nonostante non sia noto il volume del recipiente nè la quantità di sostanza, possiamo sfruttare la relazione dei gas perfetti considerando costanti questi due parametri.

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

$$P_1/T_1 = P_2/T_2 = n \times R / V = \text{costante}$$

Dati  $P_1 = 1.474 \text{ atm}$ ,  $T_1 = 47^\circ\text{C} = 320\text{K}$  e  $T_2 = -15^\circ\text{C} = 258\text{K}$ , dalla relazione  $P_1/T_1 = P_2/T_2$  ricaviamo il valore di  $P_2$

$$P_2 = T_2 \times P_1/T_1 = 1.474 \times 258/320 = 1.188 \text{ atm}$$

3) In un recipiente sono presenti dal volume di 3.75 L vengono inseriti 1.56 L di acqua liquida e 1.76 g di gas metano (CH<sub>4</sub>) e 1.04 g di O<sub>2</sub> alla temperatura di 89 °C. Sapendo che tensione di vapore dell'acqua a quella temperatura è 355.1 mmHg, determinare la pressione totale all'interno del recipiente.

R: Ci troviamo di fronte ad una miscela di gas, quindi la pressione totale sarà la somma delle pressioni parziali delle componenti alla temperatura data nel recipiente dal volume noto.

La pressione di CH<sub>4</sub> ed O<sub>2</sub> possono essere ricavate dalla legge dei gas, tenendo conto che il volume realmente occupato dai gas è  $V_{\text{tot}} - V_{\text{acqua}} = 3.75 - 1.56 = 2.19\text{L}$

$$P(\text{CH}_4) = n(\text{CH}_4) \times R \times T/V = (1.76\text{g}/16\text{g/mol}) \times 0.082 \times 362 / 2.19 = 1.49 \text{ atm.}$$

$$P(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \times R \times T/V = (1.04\text{g}/32\text{g/mol}) \times 0.082 \times 362 / 2.19 = 0.440 \text{ atm}$$

La pressione dell'acqua, invece, è corrispondente alla sua tensione di vapore alla temperatura data

$$P(\text{H}_2\text{O}) = 355.1/760 = 0.467 \text{ atm}$$

Calcoleremo la pressione totale come somma delle pressioni parziali

$$P_{\text{tot}} = P(\text{H}_2\text{O}) + P(\text{CH}_4) + P(\text{O}_2) = 0.467 + 1.49 + 0.440 = 2.40 \text{ atm}$$

4) Determinare quale tipo di legame chimico unisce gli atomi nei composti e quale tipo di forza intermolecolare si instaura tra le seguenti specie: NaBr, HF, HI, Li, etanolo (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH). Sono gassosi, liquidi o solidi a temperatura e pressione ambiente (25°C e 1 atm)?

R: NaBr è un solido ionico, costituito dagli ioni Na<sup>+</sup> e Br<sup>-</sup>. Gli ioni, in quanto tali, sono uniti da legame ionico, che prevede l'interazione tra cariche nette di segno opposto. Anche le forze intermolecolari assumeranno la stessa forma. Data l'estrema forza delle interazioni in gioco, il composto è sicuramente SOLIDO a temperatura e pressione ambiente.

HF è un composto covalente polare, in cui gli atomi costituenti sono legati da un legame covalente. Le interazioni intermolecolari sono dipolo-dipolo, più nello specifico legame ad idrogeno, particolarmente forte data la grossa differenza di elettronegatività tra H ed F e l'esigua dimensione dei due atomi. Nonostante la forza del legame ad idrogeno di HF garantisca un punto di ebollizione più alto all'acido, rispetto agli altri acidi alogenidrici (HCl, HBr ed HI), a pressione e temperatura ambiente HF è un gas, in quanto la sua massa è molo esigua.

HI è, come HF, un composto covalente polare, nel quale gli atomi costituenti sono connessi da legame covalente. Le interazioni intermolecolari sono dipolo-dipolo, ma molto più deboli rispetto ad HF in quanto la differenza di elettronegatività tra H ed I è molto più bassa. Nonostante l'alta massa (lo iodio è molto grande), quindi, le scarse interazioni intermolecolari fanno sì che HI sia un gas a pressione e temperatura ambiente.

Li è un metallo e, come tale, interagisce con gli altri atomi di Li attraverso legame metallico che, semplificando, prevede la condivisione degli elettroni tra gli atomi. Si tratta di interazioni molto forti quindi Li, come tutti i metalli (ad eccezione di Hg) è un solido a P e T ambiente.

CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH (Etanolo) è un composto organico polare, la cui polarità è garantita dalla presenza di un legame O-H, fortemente polarizzato. Tra gli atomi che costituiscono la molecola intercorrono legami covalenti, mentre le interazioni non covalenti sono prevalentemente dipolo-dipolo, più nello specifico prevale l'interazione di legame ad idrogeno. A pressione e temperatura ambiente l'etanolo è quindi un liquido.

5) Disporre in ordine crescente di temperatura di ebollizione le i composti F<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, NaBr, spiegando il motivo.

R: La temperatura di ebollizione, in generale, dipende da due parametri principali, la massa e le interazioni intermolecolari. Nello specifico, maggiore è la massa e maggiore è la temperatura di ebollizione. Allo stesso modo, maggiore è il contributo delle interazioni intermolecolari e maggiore sarà la temperatura di ebollizione.

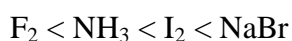
F<sub>2</sub> è una molecola apolare covalente, piccola e scarsamente polarizzabile. Le interazioni intermolecolari saranno quindi quasi del tutto trascurabili.

I<sub>2</sub> è una molecola apolare covalente, ma molto grande e quindi più facilmente polarizzabile. Le interazioni intermolecolari saranno principalmente forze di London.

NH<sub>3</sub> è una molecola polare covalente, piccola e che gode di interazioni intermolecolari discretamente forti, in quanto può istituire legame ad idrogeno.

NaBr, infine, è un composto ionico, e le interazioni tra ioni di carica opposta sono estremamente forti.

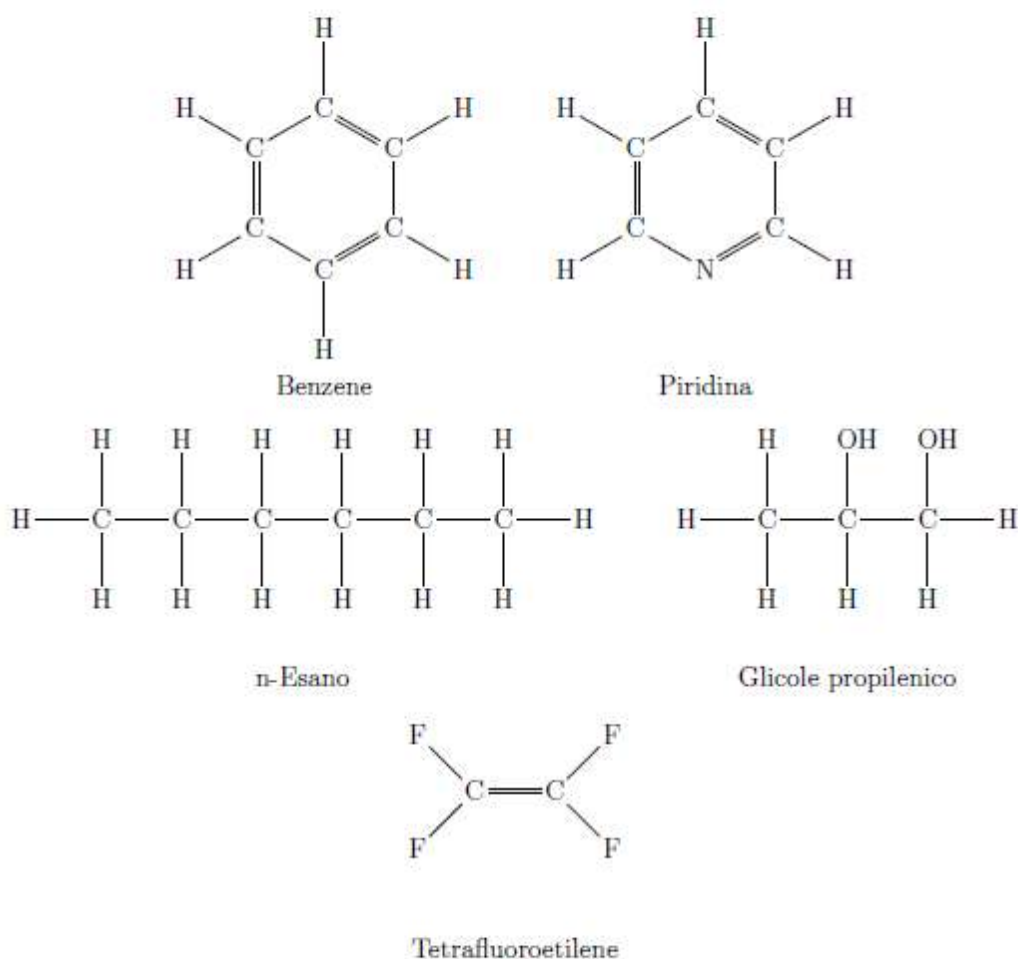
L'ordine di punto di ebollizione sarà quindi



6) Assegnare il corretto valore di  $T_{\text{eb}}$  alle seguenti sostanze alla pressione di 1 atm (pressione atmosferica), spiegando il motivo:

188°C, 115°C, 80°C, 69°C, -76°C.

Benzene, Piridina, Glicole propilenico, Tetrafluoroetilene, n-esano.



R: Il benzene è una molecola organica apolare che presenta tre doppi legami coniugati (aromatico). La coniugazione dà luogo a nuvole di elettroni  $\pi$ , delocalizzate sopra e sotto il piano dell'anello che risultano facilmente polarizzabili (perché estese). Nonostante l'apolarità intrinseca della molecola, esistono forze di London piuttosto intense.

La piridina è anch'essa un composto organico aromatico, ma la presenza di un atomo di azoto aggiunge le interazioni dipolo-dipolo alle forze di London come interazioni intermolecolari.

L'esano è una molecola organica satura e lineare, completamente apolare. Le interazioni intermolecolari sono trascurabili.

Il glicole propilenico è una molecola organica polare, grazie soprattutto alla presenza di gruppi O-H. Il legame tra ossigeno ed idrogeno è, infatti, fortemente polarizzato. Dà luogo ad interazioni intermolecolari tipo dipolo-dipolo, più nello specifico legame H.

Il tetrafluoroetilene, nonostante la presenza di legami polari C-F è apolare per via della sua simmetria geometrica. Le forze intermolecolari sono molto piccole, in quanto gli elettroni sono fortemente attratti dal fluoro (data la sua elevata elettronegatività) e le nuvole elettroniche del fluoro sono poco polarizzabili.

Attribuiremo quindi al glicole etilenico la temperatura di ebollizione più elevata ( $188^{\circ}\text{C}$ ), seguita dalla piridina ( $115^{\circ}\text{C}$ ), dal benzene ( $80^{\circ}\text{C}$ ), dall'esano ( $69^{\circ}\text{C}$ ) e dal tetrafluoroetilene ( $-76^{\circ}\text{C}$ ).