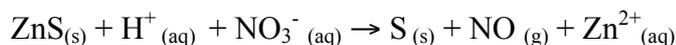


## Soluzioni prove del 31/01/2006

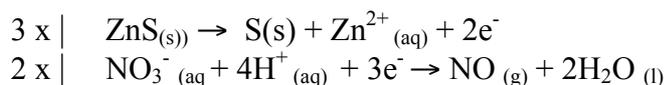
### Esercizi per chi non ha superato il I esonero

1) Bilanciare la seguente reazione redox con il metodo ionico-elettronico



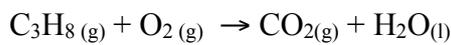
Calcolare quanti grammi di ZnS sono necessari per ottenere 2.00 g di zolfo ?

Applicando il metodo ionico-elettronico otteniamo



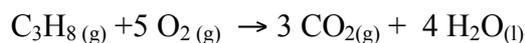
Le moli di zolfo sono uguali alle moli di ZnS,  $2/(S) = g \text{ ZnS} / (ZnS)$ , quindi i grammi di ZnS saranno  $2 \times 97.456 / 32.066 = 6.08 \text{ g}$   
(  $ZnS = 97.456 \text{ g/mol}$  ;  $S = 32.066 \text{ g/mol}$ )

2) Bilanciare la reazione di combustione dell'idrocarburo propano  $C_3H_8$



Se facciamo reagire 7.00 g di propano quanti grammi di acqua si formano ? Quanti litri di  $CO_{2(g)}$  misurati a 1.00 atm e 25.0 °C ?

Prendiamo 3 molecole di  $CO_{2(g)}$  e 4 molecole di  $H_2O_{(l)}$  per bilanciare gli atomi di carbonio e di idrogeno nel propano. Scriveremo quindi 5 molecole di  $O_2_{(g)}$  :



Le moli di propano ( $44.097 \text{ g/mol}$ ) sono  $7.00 / (44.097) = 0.159 \text{ mol}$ . Le moli di acqua sono il quadruplo cioè  $4 \times 0.159 = 0.635 \text{ mol}$ . I grammi d'acqua ( $18.015 \text{ g/mol}$ ) sono quindi  $0.635 \times 18.015 = 11.4 \text{ g}$ . Le moli di anidride carbonica sono  $3 \times 0.159 = 0.477 \text{ mol}$ . Il volume di anidride carbonica si ottiene applicando la legge dei gas ideali

$$V = n R T / P = 0.477 \times 0.0821 \times 298 / 1 = 11.6 \text{ L.}$$

### Esercizi II esonero

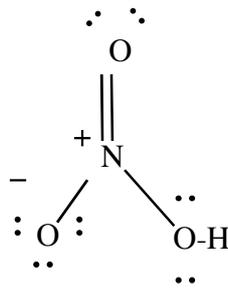
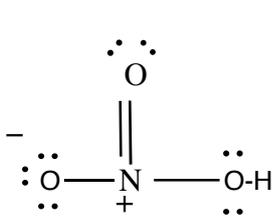
3) Calcolare il pH di una soluzione di HCl 0.060 M. Calcolare il pH quando a 100 mL di tale soluzione vengono aggiunti 35.0 mL di una soluzione di NaOH 0.060 M.

a)  $[H^+] = 0.060 \text{ M}$  ;  $pH = -\log [H^+] = 1.22$

b) Abbiamo 6.00 mmol di acido cloridrico e 2.10 mmol di idrossido di sodio, la reazione  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$  porta alla formazione di 2.10 mmol di cloruro di sodio e lascia 3.90 mmol di acido cloridrico in eccesso. La concentrazione idrogenionica sarà  $[\text{H}^+] = 3.90 / 135 = 0.0289 \text{ mmol/mL} = 0.0289 \text{ M}$ . Il pH diventa quindi 1.54.

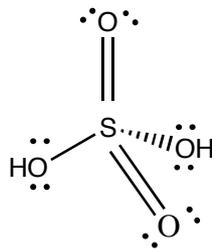
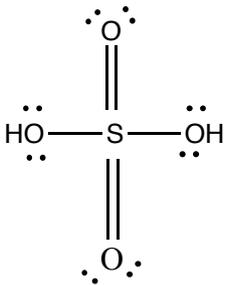
4) Scrivere la formula di struttura di Lewis delle seguenti molecole e ioni, specificando la geometria molecolare secondo il modello VSEPR.  
Per ogni specie chimica riportiamo la struttura di Lewis e la relativa struttura geometrica ottenuta in accordo con la teoria VSEPR, indicando la classe molecolare e la geometria

i) acido nitrico



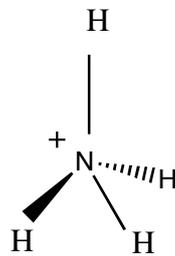
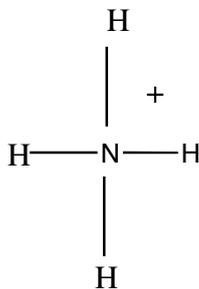
AX3 – triangolare

ii) acido solforico



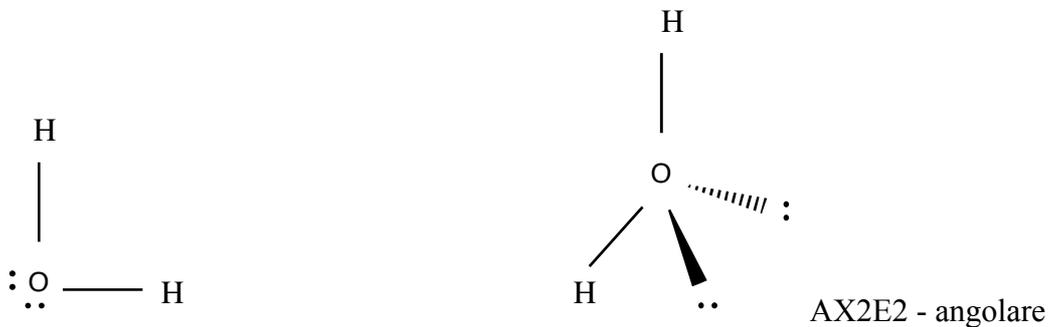
AX4 – tetraedrica

iii) catione ammonio

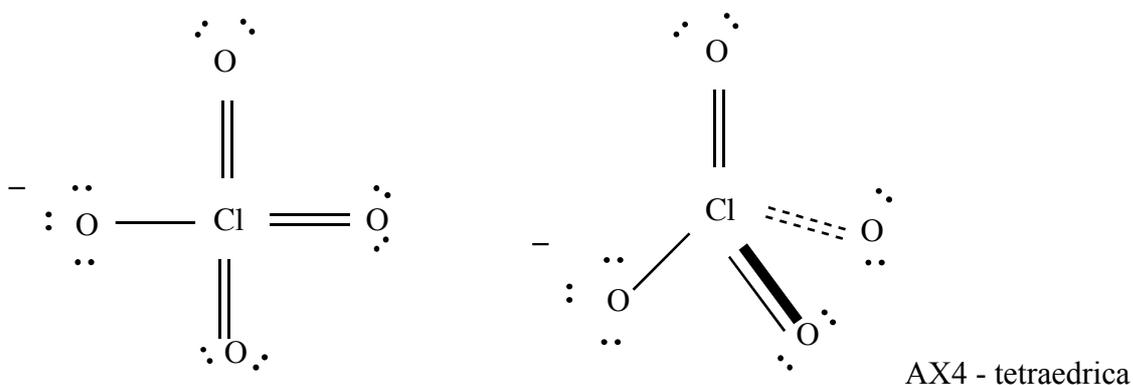


AX4 - tetraedrica

iv) acqua



v) anione perclorato



5) Calcolare il pH di una soluzione acquosa ottenuta mescolando 100 mL di una soluzione 0.15 M di acido acetico con 75 mL di una soluzione di acetato di sodio 0.25 M.  
(Per CH<sub>3</sub>COOH K<sub>a</sub> = 1.8x10<sup>-5</sup>)

La soluzione che si ottiene è una soluzione tampone formata dall'acido debole e dal suo sale. Il sale neutralizza le aggiunte di acido forte formando l'acido debole, l'acido debole neutralizza le aggiunte di base forte formando il sale. Le moli di acido sono 0.015, le moli di sale sono 0.019. Il volume totale della soluzione è 0.175 L. L'equazione che permette il calcolo del pH è l'equazione di Henderson-Hasselbalch:  $[H^+] = K_a \frac{Ca}{Cs}$ , quindi  
 $[H^+] = 1.8 \times 10^{-5} \times (0.015/0.175)/(0.019/0.175) = 1.44 \times 10^{-5} \text{ M}$   
 $\text{pH} = -\log [H^+] = 4.84.$

6) Calcolare la pressione osmotica a 20.0°C di una soluzione ottenuta aggiungendo 1.20 g di NaCl(s) a 0.400 L di acqua. Una soluzione di acido acetico della stessa concentrazione molare ha la stessa pressione osmotica? Motivare la risposta.

Il cloruro di sodio è un elettrolita forte, il grado di dissociazione  $\alpha$  vale 1 ed il coefficiente di van't Hoff,  $i = [1 + \alpha (v - 1)]$  si identifica con il numero di ioni che vanno in soluzione per formula:

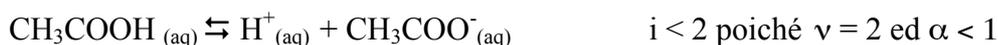


$$C_{\text{NaCl}} = (1.20/58.44)/0.400 = 0.0513 \text{ M}$$

La pressione osmotica  $\Pi = CiRT$  vale quindi

$$\Pi = 0.0513 \times 2 \times 0.0821 \times 293 = 2.47 \text{ atm}$$

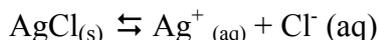
Per una soluzione di acido acetico il coefficiente di van't Hoff,  $i = [1 + \alpha (v - 1)]$  è minore di 2 in quanto



Quindi a parità di concentrazione molare e temperatura la pressione osmotica della soluzione di acido acetico sarà minore.

7) Sapendo che per il cloruro d'argento  $\text{AgCl}_{(\text{s})}$   $K_{\text{ps}} = 1.2 \times 10^{-10}$ , calcolare la solubilità di tale sale in mol/L ed in g/L, e dire se in una soluzione acquosa preparata in modo che inizialmente  $[\text{Ag}^+] = 0.0020 \text{ M}$  e  $[\text{Cl}^-] = 0.010 \text{ M}$  tale sale precipita oppure no.

Indicando con  $s$  la solubilità in mol/L possiamo scrivere



$$s \qquad \qquad s$$

$$K_{\text{ps}} = 1.2 \times 10^{-10} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = s \times s = s^2$$

$$s = \sqrt{1.2 \times 10^{-10}} = 1.09 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Considerando la massa molare di (143.321 g/mol) la solubilità molare è equivalente a  $1.09 \times 10^{-5} \times 143.321 = 1.56 \times 10^{-3} \text{ g/L}$ .

Per la soluzione acquosa il quoziente di reazione vale  $Q = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = 0.0020 \times 0.010 = 2.0 \times 10^{-5}$ . Siccome  $Q > K_{\text{ps}}$  ( $\Delta_r G > 0$ ) dalla soluzione precipiterà  $\text{AgCl}_{(\text{s})}$ .