

## Prova Scritta del Corso di Chimica Generale ed Inorganica

### Corso di Laurea in Tecniche Erboristiche

Anno Accademico 2012/2013 - 04 Aprile 2013

**Esercizio 1:** Indicare i numeri di ossidazione degli atomi indicati nelle seguenti formule:

a) nitrito di calcio	N	+3
b) nitrito di calcio	Ca	+2
c) solfuro di stronzio	Sr	+2
d) anidride clorosa	Cl	+3
e) anidride fosforosa	P	+3
f) idrossido rameoso	Cu	+1

**Esercizio 2:** Un reattore per la sintesi di ammoniaca viene riempito con H<sub>2</sub> ed N<sub>2</sub> e scaldato ad una certa temperatura. Si realizza la seguente reazione:



All'equilibrio, le pressioni parziali di H<sub>2</sub> ed N<sub>2</sub> sono, rispettivamente, 0.3 atm e 0.6 atm e la pressione totale nel sistema è 2.56 atm. Calcolare il valore della K<sub>p</sub> della reazione.

Avendo le pressioni parziali all'equilibrio di idrogeno ed azoto e la pressione totale si può ricavare facilmente la pressione parziale dell'ammoniaca:

$$P_{\text{tot}} = p_{\text{H}_2} + p_{\text{N}_2} + p_{\text{NH}_3} = 2.56 \text{ atm}$$

$$p_{\text{NH}_3} = 2.56 - 0.3 - 0.6 = 1.66 \text{ atm}$$

Ora è possibile calcolare la k<sub>p</sub>:

$$k_p = (p_{\text{NH}_3})^2 / (p_{\text{H}_2})^3 \cdot p_{\text{N}_2} = (1.66)^2 / (0.3)^3 \cdot 0.6 = 170.1$$

**Esercizio 3:** Una soluzione di solfato di sodio al 18% (p/p) presenta una densità di 1.05 g/ml. Calcolare la molarità e la molalità della soluzione e la frazione molare degli ioni sodio.

Il PM del solfato di sodio (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) vale 142.04 g/mol.

In 100 g di soluzione sono contenuti 18 g di sale, che equivalgono a:

$$18/142.04 = 0.127 \text{ moli}$$

100 g di soluzione corrispondono ad un volume di:

$$100 / 1.05 = 95.2 \text{ ml}$$

Abbiamo ora i dati per calcolare la molarità:

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 1000 * 0.127 / 95.2 = 1.334 \text{ mol/L}$$

Per il calcolo della molalità si consideri che se 18 grammi su 100 sono di soluto, il resto è solvente (cioè acqua):

$$100 - 18 = 82 \text{ g}$$

$$m = 1000 * 0.127 / 82 = 1.549 \text{ mol/Kg}$$

Infine, per il calcolo della frazione molare si devono considerare le specie chimiche presenti nella soluzione, cioè  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}^+$  e  $\text{SO}_4^{2-}$  (trascuriamo  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  per la loro concentrazione trascurabile).

82 g di acqua equivalgono a:

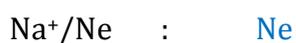
$$82 / (\text{PM H}_2\text{O}) = 82 / 18 = 4,55 \text{ mol}$$

$$\text{moli Na}^+ = 2 * \text{moli Na}_2\text{SO}_4$$

$$\text{moli SO}_4^{2-} = \text{moli Na}_2\text{SO}_4$$

$$\chi_{\text{Na}^+} = \text{moli Na}^+ / \text{moli totali} = (2*0.127) / (2*0.127 + 0.127 + 4.55) = 5.151*10^{-2}$$

**Esercizio 4:** Indicare quale specie all'interno delle seguenti coppie presenta raggio maggiore:



Indicare quale specie all'interno delle seguenti coppie presenta elettronegatività minore:



**Esercizio 5:** Una soluzione 0.450 M di  $\text{HNO}_2$  presenta un pH di 2.80 calcolare la  $K_a$  dell'acido nitroso

L'acido nitroso si dissocia secondo la seguente reazione:



all'equilibrio il pH vale 2.8, quindi la concentrazione di ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  vale:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2.8} = 1.585 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Dato che l' $\text{H}_3\text{O}^+$  si forma per dissociazione dall'acido nitroso sarà presente all'equilibrio una pari quantità di ioni  $\text{NO}_2^-$ .

Ovviamente, si saranno dissociate  $1.585 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$  di molecole di  $\text{HNO}_2$ .

La costante di equilibrio varrà:

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{(1.585 \cdot 10^{-3})^2}{(0.45 - 1.585 \cdot 10^{-3})} = 5.602 \cdot 10^{-6}$$