**Scritto Chimica Generale CdS Farmacia 20 Giugno 2023**

1. Calcolare quanti mL di ammoniaca 1.00 M devono essere mescolati a 100 mL di una soluzione 1.00 M di acido cloridrico per ottenere una soluzione tampone a pH = 9.00

Il Tampone si forma dalla reazione completa acido base tra NH3 e HCl che porta alla formazione di ione ammonio. Quindi di ammonio se ne forma tanto quanto ce n’è all’inizio di HCl (che deve essere limitante rispetto a NH3 altrimenti non avrò in soluzione entrambe le specie NH3 e NH4+. Quindi servirà un eccesso di ammoniaca.

HCl = 0.100 L \* 1.00 mol/L = 0.100 moli

NH3 + H2O ⬄ OH- + NH4+

Posso scrivere la legge di azione di massa direttamente usando le moli, essendo un tampone ed essendo il volume di soluzione commune a ammoniac e ione ammonio:

1.76\*10-5= [10-5] 0.1 / x x = 0,06 queste sono le moli di NH3 presenti nel tampone, a cui vanno aggiunte le 0.100 moli che servono per formare inzialmente lo ione ammonio con totale esaurimento diHCl

moli = V \* C V = moli/C = (0,06 moli+0.100) / 1.00 moli/L = 160 mL

1. 30 mg di idrossido ferrico vengono posti in 200 mL di acqua e quindi vengono aggiunti 30 mg di cloruro ferrico (Kps (idrossido ferrico) = 4.00×10-38). Determinare la solubilità dell'idrossido ferrico in tale soluzione. Suggerire qualitativamente come si può aumentare la solubilità dell’idrossido ferrico

L’equilibrio di solubilità del composto poco solubile è il seguente

Fe(OH)3(*s*) = Fe3+(*aq*) + 3OH-(*aq*)

La costante di tale equilibrio, cioè la sua *K*ps, assume questa forma:

*K*ps = [Fe3+]×[OH-]3 = 4×10-38

Dopo l’aggiunta del sale FeCl3, si ha l’*effetto dello ione comune*. Quando si aggiunge FeCl3, infatti, aumenta in soluzione la concentrazione degli ioni Fe3+ e ciò determina lo spostamento dell’equilibrio verso sinistra e la conseguente precipitazione di altro idrossido ferrico.

 Calcoliamo, prima di tutto, il numero di moli di FeCl3 aggiunte, che liberano in soluzione altrettante moli di Fe3+:

*n* FeCl3 = *n* Fe3+aggiunte = 30×10-3 g/162,2 (g/mol) = 1,85×10-4 mol

Le moli di Fe3+ provenienti dall’idrossido ferrico sono invece pochissime perché la solubilità di questo composto è molto piccola. Possiamo quindi fare l’approssimazione che la concentrazione degli ioni Fe3+ in soluzione sia determinata dalla quantità di FeCl3 aggiunto:

[Fe3+] = 1,85×10-4 mol/0,2 L = 9,25×10-4 mol/L

La concentrazione degli ioni OH- compatibile con tale concentrazione di ioni Fe3+ è:

[OH-]3 = *K*ps/[Fe3+]  = 4×10-38/9,25×10-4      [OH-] = 1,63×10-12 mol/L

Se in soluzione sono presenti 1,63×10-12 mol/L di ioni OH-, vuol dire che si sono sciolte (1,63×10-12/3) mol/L di idrossido ferrico, dato che da ogni mole di idrossido che si scioglie si liberano 3 moli di ioni OH-. In presenza di 30 mg di FeCl3, pertanto, la solubilità *s* dell’idrossido ferrico è:

*s* = 5,43×10-13 mol/L        pari a        5,80×10-11 g/L

1. Alla temperatura di 25.0 °C sono mescolati 30.0 mL di pentano (m.m. pentano = 72.15 g/mol) avente densità 0.626 g/mL e tensione di vapore di 511 Torr con 45.0 mL di esano (m.m. esano = 87.177 g/mol) avente densità 0.655 g/mL e tensione di vapore di 150 Torr. I due liquidi sono miscibili. Supponendo un comportamento ideale calcolare la tensione di vapore della soluzione.

Innanzi tutto si calcola la massa delle due soluzioni:

massa di pentano = 30.0 mL ∙ 0.626 g/mL = 18.8 g

massa di esano = 45.0 mL ∙ 0.655 g/mL = 29.5 g

Calcoliamo le [moli](https://www.chimicamo.org/stechiometria/la-mole-formulario/) dei due componenti:

moli di pentano = 18.8 g/ 72.15 g/mol = 0.260

moli di esano = 29.5 g /87.177 g/mol = 0.338

le moli totali sono pari a 0.260 + 0.338 = 0.598

Calcoliamo le frazioni molari:

frazione molare di pentano = 0.260 / 0.598 = 0.435

frazione molare di esano = 0.338 / 0.598 = 0.565

A questo punto calcoliamo la tensione di vapore del pentano:

PPentano = P°Pentano XPentano = 511 ∙ 0.435 = 222.3 Torr

Calcoliamo la tensione di vapore dell’esano:

PEsano = P°Esano XEsano =  150 ∙ 0.565 = 84.8 Torr

La tensione di vapore della soluzione è data dalla somma delle tensioni di vapore:
PTotale = 222.3 + 84.8 = 307.1 Torr

1. Il nickel può reagire con l’acqua a 250°C formando monossido di nickel ed idrogeno. Scrivere la reazione di equilibrio bilanciata, scrivere l’espressione della costante di equilibrio per tale reazione e le relative unità di misura.

Ni(s) + H2O(g) ⬄ NiO(s) + H2(g) Kp = PH2 / PH2OeKC = [H2] / [H2O]adimensionali

1. Calcolare la pressione osmotica a 20 °C di una soluzione acquosa contente solfato di sodio al 1.5 % in peso, sapendo che la densita’ della soluzione e’ 1.020 g/mL.

Il solfato di sodio è un sale molto solubile e si dissocia completamente secondo la reazione:

Na2SO4 → 2Na+ + SO42- da cui si ricava che il coefficiente di Van’t Hoff per questo sale è 3

Scriviamo l’espressione della pressione osmotica considerando anche tale coefficiente

Π = iMRT = 3M·0.0821·(20+273)

Dall’espressione si vede che l’unica cosa che ci occorre conoscere è la molarità M del sale, che si può ricavare dal dato relativo alla concentraizione di sale espressa come percentuale in peso. Passiamo quindi da percentuale in peso a molarità. Consideriamo 1 L di soluzione, dal valore della densità ricavo quindi che tale litro ha una massa di 1020 g. Di questi, l’1.5% sono di solfato di sodio, ovvero:

g Na2SO4 = (1.5·1020)/100 = 15.3 g. Ricavo quindi le moli di sale dividendo per la sua massa molare (142.04 g/mol) e quindi

moli Na2SO4 = 15.3/142.04) = 0.108 mol che, avendo appunto considerato 1 L di soluzione, corrispondono anche al valore della molarità.

Infine posso calcolare il valore della pressione osmotica

Π = iMRT = 3·0.108·0.0821·(20+273) = 7.79 atm