

Milano, 8 giugno 2010

CHIMICA I

Soluzione degli esercizi

1) Un reattore viene caricato con NO₂ puro, e scaldato per far avvenire la reazione $2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)}$, la cui K_p vale 160. La pressione di O₂ all'equilibrio è 0.25 atm. Calcolare le pressioni all'equilibrio di NO e NO₂.

Poiché in condizioni iniziali è presente solo NO₂, all'equilibrio O₂ e NO sono in rapporto stechiometrico. $p(\text{NO}) = 2 p(\text{O}_2) = 2 \times 0.25 = 0.5 \text{ atm}$.

La pressione di NO₂ in equilibrio deve soddisfare la K_p. Quindi

$$K_p = p(\text{O}_2) \times p(\text{NO})^2 / p(\text{NO}_2)^2$$

$$p(\text{NO}_2) = \sqrt{[p(\text{O}_2) \times p(\text{NO})^2 / K_p]} = \sqrt{(0.25 \times 0.5^2 / 160)} = 0.02 \text{ atm}$$

2) 100 mL di una soluzione di HCl 0.200 M vengono aggiunti a 200 mL di una soluzione tampone contenente NH₃ 0.100 M e NH₄Cl 0.200 M. Calcolare il pH delle tre soluzioni, prima e dopo il mescolamento. K_b [NH₃] = 1.8 × 10⁻⁵

HCl è una base forte. Il pH di una sua soluzione si calcola con la relazione

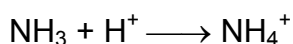
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0.2 = 0.69$$

NH₃ e NH₄Cl nella stessa soluzione danno origine ad una soluzione tampone il cui pH si calcola con l'equazione (approssimata)

$$[\text{H}^+] \approx K_a[\text{NH}_4\text{Cl}] / [\text{NH}_3] = 5.5 \times 10^{-10} \times 0.2 / 0.1 = 1.1 \times 10^{-9} \quad (K_a = K_w / K_b)$$

$$\text{Il pH è dunque } \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1.1 \times 10^{-9} = 8.96$$

Mescolando le due soluzioni avviene la reazione (completa) tra l'acido e la base:



Le quantità utilizzate sono:

$$\text{mmol H}^+ = M \times V = 0.2 \times 100 = 20 \text{ mmol}$$

$$\text{mmol NH}_3 = M \times V = 0.1 \times 200 = 20 \text{ mmol}$$

$$\text{mol NH}_4^+ = M \times V = 0.2 \times 200 = 40 \text{ mmol}$$

È utile impostare la tabella delle variazioni:

NH ₃	+ H ⁺	→	NH ₄ ⁺
20	20		40
-20	-20		+20
≈0	≈0		60

Alla fine si ha dunque una soluzione che contiene solo l'acido debole NH₄⁺, la cui K_b è K_a = K_w/K_b = 10⁻¹⁴/1.8 × 10⁻⁵ = 5.5 × 10⁻¹⁰.

Il pH si può calcolare con l'equazione (approssimata)

$$[\text{H}^+] \approx \sqrt{K_a[\text{NH}_4^+]} = \sqrt{(5.5 \times 10^{-10} \times 60 / 300)} = 1.04 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1.04 \times 10^{-5} = 4.98$$

3) 100 mL di una soluzione di un acido debole HA vengono titolati con 20 mL di una soluzione di NaOH 0.500 M. Il pH al punto di equivalenza è 9.46 Determinare la concentrazione di HA nella soluzione iniziale e la sua K_a

La reazione di titolazione è $\text{NaOH} + \text{HA} \longrightarrow \text{NaA} + \text{H}_2\text{O}$

Le millimoli di NaOH usate sono $\text{mmol} = M \times V = 20 \times 0.5 = 10$, corrispondenti alle moli di acido. La concentrazione iniziale è quindi $[\text{HA}] = \text{mol}/V = 10/100 = 0.1 \text{ M}$.

Al punto di equivalenza sono presenti 10 millimoli della base coniugata di HA.

$[\text{A}^-] = \text{mol}/V = 10/120 = 0.0833 \text{ M}$.

Il pH di una soluzione di base debole può essere calcolato con l'equazione (approssimata)

$[\text{OH}^-] \approx \sqrt{K_b C_b}$. per cui $K_b = [\text{OH}^-]^2 / C_b$

$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9.46 = 4.54$ $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 2.88 \times 10^{-5} \text{ M}$

$K_a = K_w / K_b = K_w C_b / [\text{OH}^-]^2 = 10^{-14} \times (2.88 \times 10^{-5})^2 / 0.083333 = 10^{-6}$

4) 40 mL di una soluzione di $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ 0.080 M vengono miscelati con 80 mL di una soluzione di KF 0.050 M. Calcolare a) la quantità (in millimoli) di SrF_2 che precipita b) la concentrazione finale $[\text{Sr}^{2+}]$ c) la concentrazione finale $[\text{F}^-]$. $[K_{ps}(\text{SrF}_2) = 2.8 \times 10^{-9}]$

La reazione di precipitazione è $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{KF} \longrightarrow \text{SrF}_2 + 2 \text{KNO}_3$

Le quantità utilizzate sono:

$\text{mmol Sr}(\text{NO}_3)_2 = M \times V = 0.08 \times 40 = 3.20 \text{ mmol}$

$\text{mmol KF} = M \times V = 0.05 \times 80 = 4.0 \text{ mmol}$

È utile impostare la tabella delle variazioni:

$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{KF} \longrightarrow \text{SrF}_2 + 2 \text{KNO}_3$

3.2 4.0 0

-2 -4 +2

≈ 1.2 ≈ 0 ≈ 2

Si sono quindi formate 2 millimoli di SrF_2

La concentrazione di Sr^{2+} è $[\text{Sr}^{2+}] = \text{mol}/V = 1.2/(40 + 80) = 10^{-2} \text{ M}$

La concentrazione all'equilibrio di F^- deve soddisfare il prodotto di solubilità

$K_{ps} = [\text{Sr}^{2+}][\text{F}^-]^2$ $[\text{F}^-] = \sqrt{K_{ps}/[\text{Sr}^{2+}]} = \sqrt{2.8 \times 10^{-9}/0.01} = 5.3 \times 10^{-4} \text{ M}$

N.B: la quantità di F^- rimasta in soluzione ($6.3 \times 10^{-2} \text{ mmol}$) è molto minore di 4 e giustifica le approssimazioni della tabella.

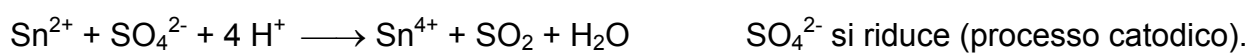
5) Sulla base dei potenziali standard prevedere cosa accade quando ad una soluzione di Sn^{2+} vengono aggiunti: a) Ni elementare e b) una soluzione acida di SO_4^{2-} . Scrivere le equazioni, bilanciarte e complete, che descrivono i fenomeni. Le semireazioni coinvolte, ed i relativi potenziali sono: $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$ (-0.14 V); $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$ (-0.26 V); $\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (+0.20 V); $\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$ (0.15 V)

Sn^{2+} e Ni possono reagire secondo l'equazione

$\text{Sn}^{2+} + \text{Ni} \longrightarrow \text{Sn} + \text{Ni}^{2+}$ Sn^{2+} si riduce (processo catodico).

Quindi $\Delta E = E_c - E_a = -0.14 - (-0.26) = 0.12 \text{ V} > 0$; la reazione è a favore dei prodotti (è spontanea)

Sn^{2+} e SO_4^{2-} possono reagire secondo l'equazione



Quindi $\Delta E = E_c - E_a = 0.20 - 0.15 = 0.05 \text{ V} > 0$; la reazione è a favore dei prodotti (è spontanea)

CHIMICA I

Si comunica l'esito della prova del 4/6/2010 e il voto finale proposto

NOME	PARZ	FIN
APRUZZESE A.	19	21
BALZARINI LEONARDO	30	30
BOLIS ALBERTO	19	20
BRUSAMOLINO DANIELE	Insuff	Insuff
BUARNÈ FABIOLA	18	Insuff
BUTIFAR STEFANIA	25	26
CAMPANA SARA	23	25
CAVALLINI GIUSEPPE	20	20
CESANA MATTIA	20	21
DALLE FRATTE R.	Insuff	18
FILIPPINI ANDREA	20	22
GARAVAGLIA CHIARA	Insuff	Insuff
GEROSA GIACOMO	18	19
GHILARDI MICHELE	Insuff	18
GINOCCHI MIRKO	24	28
GIORGI STEFANO	Insuff	Insuff
GOTTI ILARIA	26	25

GRAVA ANNA	25	21
MAFFEZZONI LUCA	Insuff	20
MARASCI FAUSTO	27	28
MATTEI NICCOLO	19	18
PARODI VALENTINA	Insuff	Insuff
PASINI MATTEO	Insuff	Insuff
PIROLA LORENZO	Insuff	18
SACCHET SIMONA	18	19
SAJOVITZ CLAUDIO	25	26
SANDIONIGI SERENA	18	18
SAVINO EDOARDO	25	25
SCHIONA ARIANNA	18	18
SMIRAGLIA MAURA	N.A.	
TAGLIABUE GIULIA	19	19
VALSECCHI LARA GEA	24	23
ZUANAZZI LEMOS LIANE	22	21

N.A. = Non ammesso all'orale

Insuff. = deve integrare con una prova orale

Per visionare gli scritti, per verbalizzare l'esito o per fissare la data della prova orale, rivolgersi al docente nell'ufficio al terzo piano del DISAT.

SI RICORDA che per verbalizzare il voto bisogna: a) essere iscritti al SIFA b) consegnare le schede di laboratorio

Il docente del corso

R. Della Pergola