6. 10 mL di una soluzione di idrossido di calcio 1.5 M viene diluita sino ad un volume di 250 mL. Determinare il pH della soluzione risultante.

$V_i = 10\,mL$ $V_f = 250\,mL$ diluizione! $M_f = 0.06\,M$

$M_i = 1.5\,mL$ $M_f = ?$

$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$

0.06 M

$[OH^-] = 0.12\,M$

$pOH = -\log[OH^-] = 0.92$ $pH = 14 - pOH = 13 \Rightarrow$ soluzione BASICA!

7. Quale degli equilibri chimici riportati è rappresentato dalla costante di equilibrio seguente:

$K = [Ba^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$

a. $3\,Ba^{2+}_{(aq)} \cdot 2\,PO_4^{3-}{}_{(aq)} \leftrightarrows Ba_3(PO_4)_{2\,(s)}$

b. $3\,Ba^{2+}_{(aq)} + 2\,PO_4^{3-}{}_{(aq)} \leftrightarrows Ba_3(PO_4)_{2\,(s)}$

c. $Ba_3(PO_4)_{2\,(s)} \leftrightarrows 3\,Ba^{2+}_{(aq)} + 2\,PO_4^{3-}{}_{(aq)}$

equilibrio eterogeneo (solubilità)

8. Per il processo Haber, a 127°C sono state osservate le seguenti concentrazioni di equilibrio:

$[NH_3] = 3{,}1 \cdot 10^{-2}\,M$; $[N_2] = 8{,}5 \cdot 10^{-1}\,M$; $[H_2] = 3{,}1 \cdot 10^{-3}\,M$

a) Scrivere l'equazione alla reazione e la corrispondente costante di equilibrio

b) Calcolare il valore della costante di equilibrio K a 127° C

c) Descrivere come varia l'equilibrio se viene aumentata la pressione

a) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ $K_c = \dfrac{[NH_3]^2}{[N_2]\cdot[H_2]^3}$

b) $K_c = \dfrac{(3.1\cdot10^{-2})^2}{(8.5\cdot10^{-1})(3.1\cdot10^{-3})^3} = \dfrac{9.61\cdot10^{-4}}{2.5\cdot10^{-8}} = 3.84\cdot10^4$

c) Secondo il principio di Le Châtelier, il sistema tenderà a favorire il processo che riduce il n° di moli di specie gassose, quindi la posiz. dell'equilibrio si sposta verso i PRODOTTI

9. 0.050 mol di H_2 e 0.050 mol di Br_2 vengono posti in un recipiente da 5.0 L e riscaldati a 700 K. Determinare la concentrazione di ogni specie una volta che si è stabilito l'equilibrio, sapendo che la reazione e corrispondente costante di equilibrio sono le seguenti:

$H_2(g) + Br_2(g) \leftrightarrows 2\,HBr(g)$ $K_c = 64$ (a T=700 K)

> impostare tabella concentrazioni

> calcolare conc. iniziali.

$[H_2] = \dfrac{0.050\,mol}{5\,L} = 0.01\,M$

$[Br_2] = 0.01\,M$

	$[H_2]$	$[Br_2]$	$[HBr]$
i	0.01	0.01	//
Δ	$-x$	$-x$	$+2x$
e	$0.01-x$	$0.01-x$	$2x$

> sostituire le conc. all'equilibrio nella espressione delle K e ricavare x

$K_c = \dfrac{[HBr]^2}{[H_2]\cdot[Br_2]} = \dfrac{(2x)^2}{(0.01-x)(0.01-x)} = \dfrac{(2x)^2}{(0.01-x)^2} = 64$

$\dfrac{2x}{0.01-x} = 8$ $x = 0.008$

> all'equilibrio: $[H_2] = [Br_2] = 0.01 - 0.008 = 2\cdot10^{-3}\,M$.

$[HBr] = 1.6\cdot10^{-2}\,M$