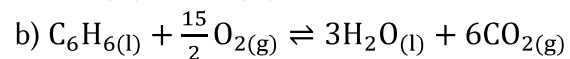
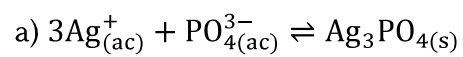


6.4 Escribir la expresión de la constante de equilibrio de las siguientes reacciones. Escribir la presión de una molécula gaseosa, X, como P_X .



Respuesta/ a) $K = 1/([\text{Ag}^+]^3[\text{PO}_4^{3-}])$

b) $K = P_{\text{CO}_2}^6/P_{\text{O}_2}^{15/2}$

FARMACIA UCR

6.5 Dada la reacción $2A_{(g)} + B_{(ac)} + 3C_{(l)} \rightleftharpoons D_{(s)} + 3E_{(g)}$, las concentraciones en el equilibrio fueron

A:	$2,8 \times 10^3 \text{ Pa}$	C:	$12,8 \text{ M}$	E:	$3,6 \times 10^4 \text{ torr}$
B:	$1,2 \times 10^{-2} \text{ M}$	D:	$16,5 \text{ M}$		

Hallar el valor numérico de la constante de equilibrio que estaría en una tabla convencional de constantes de equilibrio.

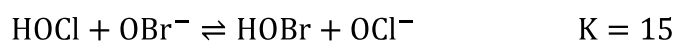
Respuesta/ $1,2 \times 10^{10}$

$$3,6 \times 10^4 \text{ torr} * \frac{\text{bar}}{750,06 \text{ torr}} = 48 \text{ bar}$$

$$2,8 \times 10^3 \text{ Pa} * \frac{\text{bar}}{1 \times 10^5 \text{ Pa}} = 0,028 \text{ bar}$$

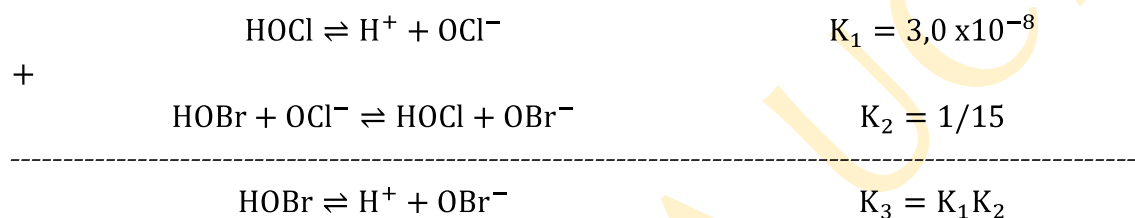
$$K = \frac{P_E^3}{P_A^2 [B]} = \frac{(48)^3}{(0,028)^2 * 1,2 \times 10^{-2}} = 1,2 \times 10^{10}$$

6.6 A partir de las ecuaciones



hallar el valor de K para la reacción $\text{HOBr} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OBr}^-$. Todas las especies son acuosas.

Respuesta/ $2,0 \times 10^{-9}$



$$K_3 = 3,0 \times 10^{-8} * 1/15 = 2,0 \times 10^{-9}$$

6.14 Usar el producto de solubilidad para calcular la solubilidad de CuBr (143,45 g/mol) en agua, expresada en a) mol/L, b) g/100 mL.

Respuesta/ a) 7×10^{-5} mol/L de CuBr
 b) 1×10^{-3} g/100 mL de CuBr

a)



	CuBr _(s)	⇌	Cu ⁺	+	Br ⁻
Cn _{inicial}	---		0		0
Cn _{final}	---		x		x

$$K_{ps} = [\text{Cu}^+][\text{Br}^-] = (x)(x) = 5 \times 10^{-9}$$

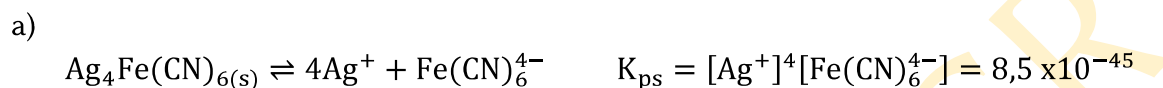
$$x = 7 \times 10^{-5} \text{ mol/L} = [\text{Cu}^+] = [\text{Br}^-] \Rightarrow \text{solubilidad del CuBr}$$

b)

$$\frac{7 \times 10^{-5} \text{ mol CuBr}}{1000 \text{ mL}} * \frac{143,45 \text{ g CuBr}}{\text{mol CuBr}} * 100 = 1 \times 10^{-3} \text{ g CuBr/100 mL}$$

6.15 Usar el producto de solubilidad para calcular la solubilidad de $\text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ (643,43 g/mol) ($\rightleftharpoons 4\text{Ag}^+ + \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$) en agua, expresada en a) mol/L, b) g/100 mL, c) ppb Ag^+ ($\approx \mu\text{g Ag}^+/\text{L}$).

Respuesta/ a) $5,1 \times 10^{-10}$ mol/L de $\text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$
 b) $3,3 \times 10^{-8}$ g/100 mL de $\text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$
 c) 0,22 ppb de Ag^+



	$\text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_{6(s)}$	\rightleftharpoons	4Ag^+	+	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$
$C_{n_{\text{inicial}}}$	---		0		0
$C_{n_{\text{final}}}$	---		4x		x

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^4[\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}] = (4x)^4(x) = 8,5 \times 10^{-45}$$

$$x = 5,1 \times 10^{-10} \text{ mol/L} = [\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}] \Rightarrow \text{solubilidad del } \text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$$

b)

$$\frac{5,1 \times 10^{-10} \text{ mol } \text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6}{1000 \text{ mL}} * \frac{643,43 \text{ g } \text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6}{\text{mol } \text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6} * 100$$

$$= 3,3 \times 10^{-8} \text{ g } \text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6/100 \text{ mL}$$

c)

$$\frac{5,1 \times 10^{-10} \text{ mol } \text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6}{\text{L}} * \frac{4 \text{ mol } \text{Ag}^+}{1 \text{ mol } \text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6} * \frac{107,87 \text{ g } \text{Ag}^+}{\text{mol } \text{Ag}^+} * \frac{1 \times 10^6 \mu\text{g}}{\text{g}}$$

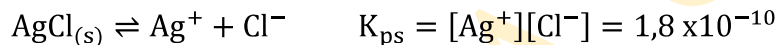
$$= 0,22 \mu\text{g } \text{Ag}^+/\text{L} \Rightarrow \text{ppb}$$

6.16 El ion Ag^+ a una concentración de 10-100 ppb es un eficaz desinfectante del agua en las piscinas. Sin embargo, por razones sanitarias, la concentración no debe exceder unos pocos centenares de ppb. Una manera de mantener una concentración adecuada es añadir a la piscina una sal de plata algo soluble. Calcular la concentración de Ag^+ (en ppb) que existiría en equilibrio con cada una de las siguientes sales.

- a) AgCl $K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10}$
 b) AgBr $K_{ps} = 5,0 \times 10^{-13}$
 c) AgI $K_{ps} = 8,3 \times 10^{-17}$

Respuesta/ a) $1,4 \times 10^3$ ppb de Ag^+
 b) 77 ppb de Ag^+
 c) 0,98 ppb de Ag^+

a)



	$\text{AgCl}_{(s)}$	\rightleftharpoons	Ag^+	+	Cl^-
$C_{n_{\text{inicial}}}$	---		0		0
$C_{n_{\text{final}}}$	---		x		x

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = (x)(x) = 1,8 \times 10^{-10}$$

$$x = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/L} = [\text{Ag}^+]$$

$$\frac{1,3 \times 10^{-5} \text{ mol Ag}^+}{\text{L}} * \frac{107,87 \text{ g Ag}^+}{\text{mol Ag}^+} * \frac{1 \times 10^6 \text{ } \mu\text{g}}{\text{g}} = 1,4 \times 10^3 \text{ } \mu\text{g Ag}^+/\text{L} \Rightarrow \text{ppb}$$

b)



	$\text{AgBr}_{(s)}$	\rightleftharpoons	Ag^+	+	Br^-
$C_{n_{\text{inicial}}}$	---		0		0

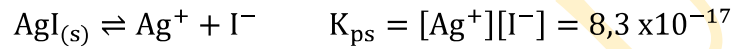
$C_{n_{final}}$ --- x x

$$K_{ps} = [Ag^+][Br^-] = (x)(x) = 5,0 \times 10^{-13}$$

$$x = 7,1 \times 10^{-7} \text{ mol/L} = [Ag^+]$$

$$\frac{7,1 \times 10^{-7} \text{ mol } Ag^+}{L} * \frac{107,87 \text{ g } Ag^+}{\text{mol } Ag^+} * \frac{1 \times 10^6 \mu\text{g}}{\text{g}} = 77 \mu\text{g } Ag^+ / L \Rightarrow \text{ppb}$$

c)



	$AgI_{(s)}$	\rightleftharpoons	Ag^+	+	I^-
$C_{n_{inicial}}$	---		0		0
$C_{n_{final}}$	---		x		x

$$K_{ps} = [Ag^+][I^-] = (x)(x) = 8,3 \times 10^{-17}$$

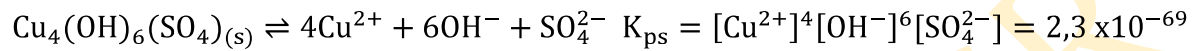
$$x = 9,1 \times 10^{-9} \text{ mol/L} = [Ag^+]$$

$$\frac{9,1 \times 10^{-9} \text{ mol } Ag^+}{L} * \frac{107,87 \text{ g } Ag^+}{\text{mol } Ag^+} * \frac{1 \times 10^6 \mu\text{g}}{\text{g}} = 0,98 \mu\text{g } Ag^+ / L \Rightarrow \text{ppb}$$

6.17 Hallar la concentración de Cu^{2+} en una disolución saturada de $\text{Cu}_4(\text{OH})_6(\text{SO}_4)$, si se fija de alguna manera $[\text{OH}^-]$ en $1,0 \times 10^{-6} \text{ M}$.



Respuesta/ $3,9 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ de Cu^{2+}



	$\text{Cu}_4(\text{OH})_6(\text{SO}_4)_{(s)}$	\rightleftharpoons	4Cu^{2+}	+	6OH^-	+	SO_4^{2-}
Cn _{inicial}	---		0		$1,0 \times 10^{-6}$		0
Cn _{final}	---		4x		$1,0 \times 10^{-6}$		x

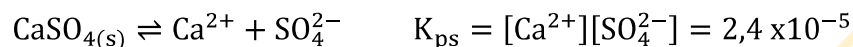
$$K_{ps} = [\text{Cu}^{2+}]^4[\text{OH}^-]^6[\text{SO}_4^{2-}] = (4x)^4(1,0 \times 10^{-6})^6(x) = 2,3 \times 10^{-69}$$

$$x = 9,8 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 4x = 4 * 9,8 \times 10^{-8} \text{ mol/L} = 3,9 \times 10^{-7} \text{ mol Cu}^{2+}/\text{L}$$

6.19 Hallar la solubilidad (g/L) de CaSO_4 (136,13 g/mol) en a) agua destilada, b) CaCl_2 0,50 M.

Respuesta/ a) 0,67 g/L de CaSO_4
 b) $6,5 \times 10^{-3}$ g/L de CaSO_4



a)

	$\text{CaSO}_{4(s)}$	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	+	SO_4^{2-}
Cn _{inicial}	---		0		0
Cn _{final}	---		x		x

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = (x)(x) = 2,4 \times 10^{-5}$$

$$x = 4,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = [\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] \Rightarrow \text{solubilidad del } \text{CaSO}_4 \text{ en } \text{H}_2\text{O}$$

$$\frac{4,9 \times 10^{-3} \text{ mol CaSO}_4}{\text{L}} * \frac{136,13 \text{ g CaSO}_4}{\text{mol CaSO}_4} = 0,67 \text{ g CaSO}_4/\text{L}$$

b)

	$\text{CaSO}_{4(s)}$	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	+	SO_4^{2-}
Cn _{inicial}	---		0,50		0
Cn _{final}	---		$0,50 + x$		x

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = (0,50 + x)(x) = 2,4 \times 10^{-5}$$

$$x = 4,8 \times 10^{-5} \text{ mol/L} = [\text{SO}_4^{2-}] \Rightarrow \text{solubilidad del } \text{CaSO}_4 \text{ en } \text{CaCl}_2 \text{ 0,50 M}$$

$$\frac{4,8 \times 10^{-5} \text{ mol CaSO}_4}{\text{L}} * \frac{136,13 \text{ g CaSO}_4}{\text{mol CaSO}_4} = 6,5 \times 10^{-3} \text{ g CaSO}_4/\text{L}$$

6.20 Expresar la solubilidad de AgIO_3 en KIO_3 10,0 mM como una fracción de su solubilidad en agua pura.

Respuesta/ La solubilidad del AgIO_3 en KIO_3 10,0 mM es 0,017 veces su solubilidad en agua pura



	$\text{AgIO}_{3(s)}$	\rightleftharpoons	Ag^+	+	IO_3^-
Cn _{inicial}	---		0		0
Cn _{final}	---		x		x

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{IO}_3^-] = (x)(x) = 3,1 \times 10^{-8}$$

$$x = 1,8 \times 10^{-4} \text{ mol/L} = [\text{Ag}^+] = [\text{IO}_3^-] \Rightarrow \text{solubilidad del } \text{AgIO}_3 \text{ en } \text{H}_2\text{O}$$

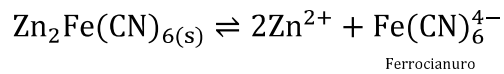
	$\text{AgIO}_{3(s)}$	\rightleftharpoons	Ag^+	+	IO_3^-
Cn _{inicial}	---		0		0,0100
Cn _{final}	---		x		0,0100 + x

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{IO}_3^-] = (x)(0,0100 + x) = 3,1 \times 10^{-8}$$

$$x = 3,1 \times 10^{-6} \text{ mol/L} = [\text{Ag}^+] \Rightarrow \text{solubilidad del } \text{AgIO}_3 \text{ en } \text{KIO}_3 \text{ 10,0 mM}$$

$$\frac{3,1 \times 10^{-6} \text{ mol/L}}{1,8 \times 10^{-4} \text{ mol/L}} = 0,017$$

6.21 a) Calcular la solubilidad en mg/L de $Zn_2Fe(CN)_6$ en agua destilada. La sal se disocia como sigue $K_{ps} = 2,1 \times 10^{-16}$:



b) Calcular la concentración molar de ferrocianuro en una disolución de $ZnSO_4$ 0,040 M saturada de $Zn_2Fe(CN)_6$. El $ZnSO_4$ se disocia completamente en Zn^{2+} y SO_4^{2-} .

c) ¿Qué concentración molar de $K_4Fe(CN)_6$ se debe añadir a una suspensión del sólido $Zn_2Fe(CN)_6$ en agua pura para que $[Zn^{2+}] = 5,0 \times 10^{-7}$ M?

Respuesta/ a) 1,3 mg/L de $Zn_2Fe(CN)_6$
 b) $1,3 \times 10^{-13}$ mol/L de $Fe(CN)_6^{4-}$
 c) $8,4 \times 10^{-4}$ mol/L de $K_4Fe(CN)_6$



a)

	$Zn_2Fe(CN)_{6(s)}$	\rightleftharpoons	$2Zn^{2+}$	+	$Fe(CN)_6^{4-}$
$C_{n\text{inicial}}$	---		0		0
$C_{n\text{final}}$	---		2x		x

$$K_{ps} = [Zn^{2+}]^2[Fe(CN)_6^{4-}] = (2x)^2(x) = 2,1 \times 10^{-16}$$

$$x = 3,7 \times 10^{-6} \text{ mol/L} = [Fe(CN)_6^{4-}] \Rightarrow \text{solubilidad del } Zn_2Fe(CN)_6$$

$$\frac{3,7 \times 10^{-6} \text{ mol } Zn_2Fe(CN)_6}{L} * \frac{342,71 \text{ g } Zn_2Fe(CN)_6}{\text{mol } Zn_2Fe(CN)_6} * \frac{1000 \text{ mg}}{\text{g}}$$

$$= 1,3 \text{ mg } Zn_2Fe(CN)_6/L$$

b)

	$Zn_2Fe(CN)_{6(s)}$	\rightleftharpoons	$2Zn^{2+}$	+	$Fe(CN)_6^{4-}$
$C_{n\text{inicial}}$	---		0,040		0

$C_{n_{\text{final}}}$	---	$0,040 + 2x$	x
------------------------	-----	--------------	-----

$$K_{ps} = [\text{Zn}^{2+}]^2[\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}] = (0,040 + 2x)^2(x) = 2,1 \times 10^{-16}$$

$$x = 1,3 \times 10^{-13} \text{ mol/L} = [\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}]$$

c)

$$K_{ps} = [\text{Zn}^{2+}]^2[\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}] = 2,1 \times 10^{-16}$$

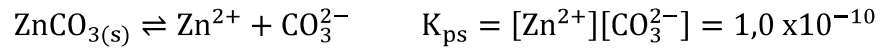
$$(5,0 \times 10^{-7})^2[\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}] = 2,1 \times 10^{-16}$$

$$[\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}] = 8,4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\frac{8,4 \times 10^{-4} \text{ mol Fe}(\text{CN})_6^{4-}}{\text{L}} * \frac{1 \text{ mol K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6}{1 \text{ mol Fe}(\text{CN})_6^{4-}} = 8,4 \times 10^{-4} \text{ mol K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6/\text{L}$$

6.24 ¿Qué concentración de carbonato se debe añadir a una disolución de Zn^{2+} 0,10 M para que precipite el Zn^{2+} en un 99,90 %?

Respuesta/ $1,0 \times 10^{-6}$ mol/L de CO_3^{2-}



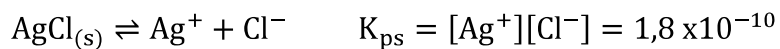
	$ZnCO_{3(s)}$	\rightleftharpoons	Zn^{2+}	$+$	CO_3^{2-}
$C_{n_{inicial}}$	---		0,10		0
$C_{n_{final}}$	---		$1,0 \times 10^{-4}$		$[CO_3^{2-}]$

$$K_{ps} = [Zn^{2+}][CO_3^{2-}] = (1,0 \times 10^{-4})[CO_3^{2-}] = 1,0 \times 10^{-10}$$

$$[CO_3^{2-}] = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

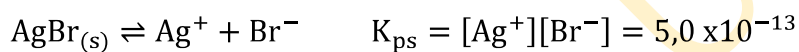
6.25 Si se trata con Ag^+ una disolución que contiene Cl^- , Br^- , I^- y CrO_4^{2-} , todos en concentración 0,10 M, ¿en qué orden precipitarán estos aniones?

Respuesta/ Primero el I^- , segundo el Br^- , tercero el Cl^- y cuarto el CrO_4^{2-}



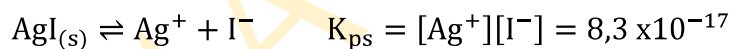
$$[\text{Ag}^+](0,10) = 1,8 \times 10^{-10}$$

$$[\text{Ag}^+] = 1,8 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$



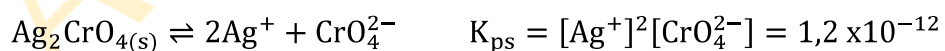
$$[\text{Ag}^+](0,10) = 5,0 \times 10^{-13}$$

$$[\text{Ag}^+] = 5,0 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$



$$[\text{Ag}^+](0,10) = 8,3 \times 10^{-17}$$

$$[\text{Ag}^+] = 8,3 \times 10^{-16} \text{ mol/L}$$



$$[\text{Ag}^+]^2(0,10) = 1,2 \times 10^{-12}$$

$$[\text{Ag}^+] = 3,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

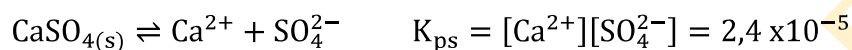
$$8,3 \times 10^{-16} < 5,0 \times 10^{-12} < 1,8 \times 10^{-9} < 3,5 \times 10^{-6}$$

$$\text{I}^- \quad \text{Br}^- \quad \text{Cl}^- \quad \text{CrO}_4^{2-}$$

6.26 Una disolución contiene Ca^{2+} 0,0500 M y Ag^+ 0,0300 M. a) ¿Puede precipitar alguno de los dos en un 99,00 % por adición de sulfato, sin que precipite el otro ion metálico? b) ¿Cuál será la concentración de Ca^{2+} cuando empiece a precipitar el Ag_2SO_4 ?

Respuesta/ a) No
 b) 0,0014 mol/L de Ca^{2+}

a)



$$(0,0500)[\text{SO}_4^{2-}] = 2,4 \times 10^{-5}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 4,8 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$



$$(0,0300)^2[\text{SO}_4^{2-}] = 1,5 \times 10^{-5}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,017 \text{ mol/L}$$

$$4,8 \times 10^{-4} < 0,017 \Rightarrow \text{precipita primero el } \underset{\text{Ca}^{2+}}{\text{Ca}^{2+}} \text{ } \underset{\text{Ag}^+}{\text{Ag}^+}$$

	$\text{CaSO}_{4(s)}$	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	+	SO_4^{2-}
$\text{Cn}_{\text{inicial}}$	---		0,0500		0
Cn_{final}	---		$5,00 \times 10^{-4}$		$[\text{SO}_4^{2-}]$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 2,4 \times 10^{-5}$$

$$(5,00 \times 10^{-4})[\text{SO}_4^{2-}] = 2,4 \times 10^{-5}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,048 \text{ mol/L}$$



$$Q = (0,0300)^2(0,048) = 4,3 \times 10^{-5}$$

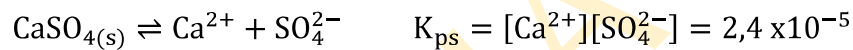
$Q > K_{ps} \Rightarrow$ ya empezó a precipitar el Ag_2SO_4 , no se pueden separar

b)



$$(0,0300)^2[\text{SO}_4^{2-}] = 1,5 \times 10^{-5}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,017 \text{ mol/L}$$



$$[\text{Ca}^{2+}](0,017) = 2,4 \times 10^{-5}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 0,0014 \text{ mol/L}$$