Calcular la solubilidad molar de las siguientes especies
AgBrO3 PKs=4.26
BaCO3 pKs=8.09
Ag3PO4 pKs= 17.55
Ba(IO3)2 pKs= 8.8

$AgBrO_3$ $K_s = 10^{-pKs} = 10^{-4.26}$

Se plantea la reacción de solubilidad

$$AgBrO_3 \downarrow \rightleftharpoons Ag^+ + BrO_3^-$$
$$1 \qquad S \qquad S$$

Todos los sólidos tienen actividad de 1 y las especies solubles se representan con una S que es solubilidad molar

$K_s = [Ag^+][BrO_3^-]$
$K_s = (S)(S)$
$S^2 = 10^{-4.26}$
$S = \sqrt[2]{10^{-4.26}} = 10^{-2.13}\ M$

Se siguen los mismos pasos con las demás especies

$BaCO_3$ $K_s = 10^{-8.09}$

$$BaCO_3 \downarrow \rightleftharpoons Ba^{2+} + CO_3^{2-}$$
$$1 \qquad S \qquad S$$

$K_s = [Ba^{2+}][CO_3^{2-}]$
$10^{-8.09} = (S)(S)$
$S^2 = 10^{-8.09}$

$S = \sqrt[2]{10^{-8.09}}$
$S = 10^{-4.045}\ M$

Ag_3PO_4 $K_s = 10^{-17.55}$

$$Ag_3PO_4 \downarrow \rightleftharpoons 3Ag^+ + PO_4^{3-}$$

1 $\quad$ 3S $\quad$ S

$K_s = [Ag^+]^3[PO_4^{3-}]$

$K_s = (3S)^3(S)$

$10^{-17.55} = (27S^3)(S)$

$10^{-17.55} = 27S^4$

$S^4 = \frac{10^{-17.55}}{27}$

$S^4 = 10^{-18.98}$

$S = \sqrt[4]{10^{-18.98}}$

$S = 10^{-4.745}\ M$

$Ba(IO_3)_2$ $K_s = 10^{-8.8}$

$$Ba(IO_3)_2 \downarrow \rightleftharpoons Ba^{2+} + 2IO_3^-$$

1 $\quad$ S $\quad$ 2S

$K_s = [Ba^{2+}][IO_3^-]^2$

$K_s = (S)(2S)^2$

$10^{-8.8} = (S)(4S^2)$

$10^{-8.8} = 4S^3$

$S^3 = \frac{10^{-8.8}}{4}$

$S^3 = 10^{-9.4}$

$S = \sqrt[3]{10^{-9.4}}$

$S = 10^{-3.13}\ M$