

L'équilibre acido-basique et l'équilibre de solubilité

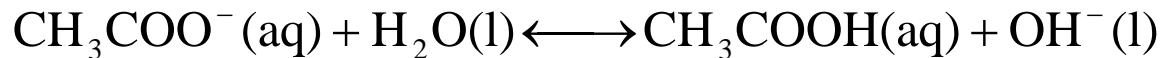
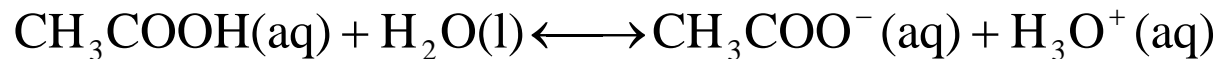
Les solutions tampons

- une solution tampon est une solution constituée
 - d'un acide faible ou d'une base faible
 - d'un sel de cet acide ou de cette base
- une solution tampon a la capacité de maintenir son pH presque constant, malgré l'ajout de petites quantités d'acide ou de base
- dans un organisme vivant, les solutions tampons jouent un rôle critique
 - ex.; le pH du sang reste plus ou moins constant grâce à un système tampon

Les solutions tampons

- dans une solution tampon, l'acide et la base ne doivent pas se neutraliser
 - on utilise donc un couple acide-base conjuguée
- imagine qu'on a une solution tampon qui a été produit en ajoutant du CH_3COOH et du CH_3COONa à l'eau pure

- dans l'eau pure, les hydrolyses

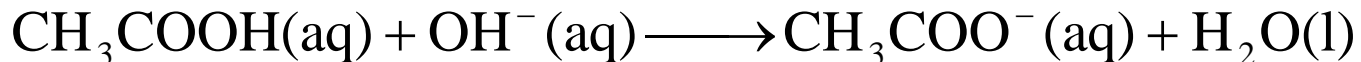
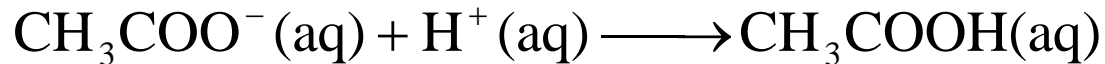


se font très peu, i.e., les réactifs restent intacts

- dans une solution tampon, ces hydrolyses deviennent même moins importantes, car selon le principe de le Chatelier:
 - le $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ supprime l'hydrolyse du $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$
 - le $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$ supprime l'hydrolyse du $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$

Les solutions tampons

- une solution tampon comme notre système $\text{CH}_3\text{COO}^-/\text{CH}_3\text{COOH}$ est capable de garder le pH plus ou moins constant car, lors de l'ajout de $\text{H}^+(\text{aq})$ ou $\text{OH}^-(\text{aq})$, les réactions suivantes se produisent



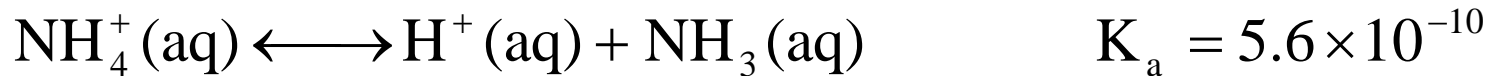
- i.e., le CH_3COO^- neutralise les $\text{H}^+(\text{aq})$ et le CH_3COOH neutralise les $\text{OH}^-(\text{aq})$ donc le pH de la solution tampon ne change pas appréciablement lorsqu'on ajoute des acides et des bases
- le pouvoir tampon est la capacité de la solution tampon à neutraliser de l'acide ou de la base

Les solutions tampons

- Exemple: Lesquelles des solutions suivantes sont des systèmes tampons? (a) KF/HF, (b) KBr/HBr, (c) $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$
- Solution:
 - (a) HF est un acide faible, et F^- est sa base conjuguée, donc c'est un système tampon.
 - (b) HBr est un acide fort, donc sa base conjuguée, Br^- , ne peut pas neutraliser un acide. Ce n'est pas un système tampon.
 - (c) CO_3^{2-} est une base faible, et HCO_3^- est son acide conjugué, donc c'est un système tampon.

Les solutions tampons

- Exemple: Calculez le pH du système tampon suivant: NH_3 à 0.30 M/ NH_4Cl à 0.36 M. Que devient le pH si l'on verse 20.0 mL de NaOH à 0.050 M dans 80.0 mL de la solution tampon?
- Solution:

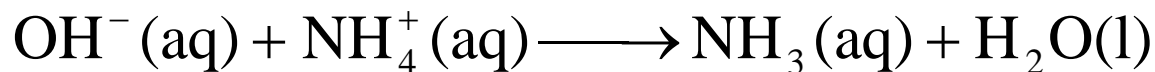


$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \therefore [\text{H}^+] = \frac{K_a [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(5.6 \times 10^{-10})(0.36)}{(0.30)}$$

$$[\text{H}^+] = 6.7 \times 10^{-10} \quad \therefore \text{pH} = 9.17$$

Les solutions tampons

- Solution: Si l'on verse 20.0 mL de NaOH à 0.050 M dans 80.0 mL de la solution tampon:
 - on ajoute $(0.020 \text{ L})(0.050 \text{ mol/L}) = 0.0010 \text{ mol}$ de OH^-
 - on avait $(0.080 \text{ L})(0.30 \text{ mol/L}) = 0.0240 \text{ mol}$ de NH_3
 - on avait $(0.080 \text{ L})(0.36 \text{ mol/L}) = 0.0288 \text{ mol}$ de NH_4^+
 - le OH^- va “consommer” le NH_4^+ et produire le NH_3



$$\therefore [\text{NH}_3] = \frac{(0.0240 + 0.0010) \text{ mol}}{0.100 \text{ L}} = 0.250 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{(0.0288 - 0.0010) \text{ mol}}{0.100 \text{ L}} = 0.278 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = 6.2 \times 10^{-10} \quad \therefore \text{pH} = 9.21$$

Les solutions tampons

- N.B. si dans l'exemple précédent on avait ajouté cette même quantité de OH^- à 80.0 mL d'eau pure:
 - $[\text{OH}^-] = (0.0010 \text{ mol}) / (0.100 \text{ L}) = 0.01 \text{ M}$
 - si $[\text{OH}^-] = 0.01 \text{ M}$, $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-12} \text{ M}$, donc le $\text{pH} = 12.00$
- dans l'eau pure, on va de $\text{pH} = 7.00$ à $\text{pH} = 12.00$
- dans la solution tampon, on va de $\text{pH} = 9.17$ à $\text{pH} = 9.21$
- une solution tampon est très efficace pour maintenir le pH constant

L'équation Henderson-Hasselbach

- pour l'acide faible HA

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad \therefore \quad [H^+] = \frac{K_a [HA]}{[A^-]}$$

$$-\log[H^+] = -\log\left(\frac{K_a [HA]}{[A^-]}\right)$$

$$-\log[H^+] = -\log K_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

- on introduit le $pK_a = -\log K_a$ d'un acide faible, et on obtient l'équation Henderson-Hasselbach

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

L'équation Henderson-Hasselbach

- N.B. une solution tampon est surtout efficace lorsque $[HA] \approx [A^-]$ ou lorsque

$$\log \frac{[A^-]}{[HA]} \approx \log(1.0) \approx 0.0$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} \approx \text{pK}_a$$

- un système tampon est donc surtout efficace lorsque $\text{pH} \approx \text{pK}_a$

L'équation Henderson-Hasselbach

- Exemple: Comment prépareriez-vous un litre de “tampon carbonate” dont le pH est 10.10? On vous fournit du H_2CO_3 , du NaHCO_3 , et du Na_2CO_3 .
- Solution: Les valeurs de K_a pour H_2CO_3 et HCO_3^- sont 4.2×10^{-7} et 4.8×10^{-11} , respectivement. Les $\text{p}K_a$ sont donc 6.38 et 10.32, respectivement. Le deuxième $\text{p}K_a$ est plus proche du pH désiré, donc on utilisera le $\text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^-$ comme système tampon.

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$\log \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = \text{pH} - \text{p}K_a = 10.10 - 10.32 = -0.22$$

$$\frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 10^{-0.22} = 0.60$$

- On ajouterait donc du Na_2CO_3 et du NaHCO_3 à l'eau pure dans un rapport molaire 0.60:1.00.

F₂

1 point

Parmi F⁻(aq), Cl⁻(aq), Br⁻(aq), I⁻(aq), F₂(g), Cl₂(g), Br₂(l), et I₂(s), lequel est le plus puissant oxydant?

9 points

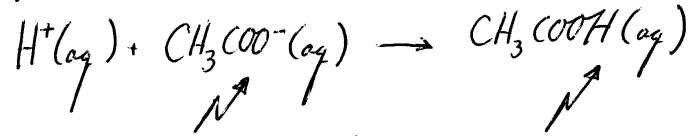
Calculez le pH de 1.00 L d'un système tampon qui est 0.87 M en CH₃COOH et 0.47 M en CH₃COONa. On ajoute 0.10 mole de HCl. Calculez le nouveau pH (considérez qu'il n'y a aucune variation de volume). La constante d'ionisation pour l'acide acétique, CH₃COOH, est 1.8×10^{-5} .

• au début

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log\left(\frac{0.47}{0.87}\right) = \underline{\underline{4.48}}$$

• si on ajoute 0.10 mol de HCl à 1.00 L de solution



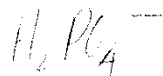
$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ tombera
par 0.10 mol/L

$[\text{CH}_3\text{COOH}]$ augmentera
par 0.10 mol/L

$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log\left(\frac{0.37}{0.97}\right) = \underline{\underline{4.33}}$$

1 point

Quel est l'acide conjugué de HPO_4^{2-} ?

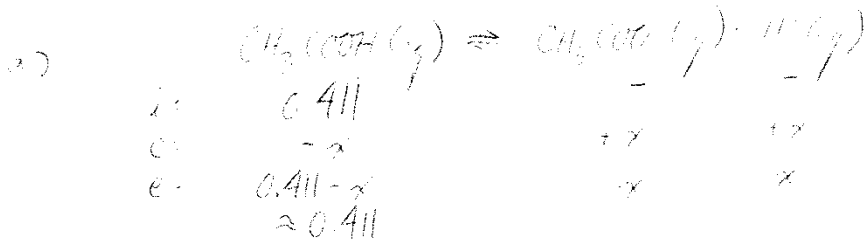


9 points

On a 1.000 L d'une solution 0.411 M en acide acétique (CH_3COOH). La constante de dissociation, K_a , de l'acide acétique est 1.8×10^{-5} .

(a) Quel est le pH de cette solution?

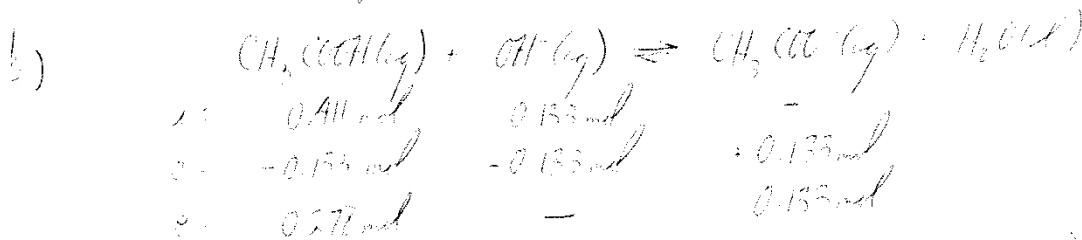
(b) Quel est le pH de cette solution après l'ajout de 1.000 L d'une solution 0.133 M en NaOH?



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.411}$$

$$x = [\text{H}^+] = 0.0027 \text{ M} \quad (\text{NB } x < 5\% \text{ de } 0.411)$$

$$\text{pH} = -\log(0.0027) = \underline{\underline{2.57}}$$

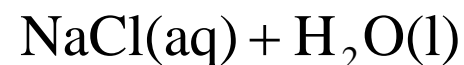


$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right) = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log\left(\frac{0.133 \text{ mol} / 2 \text{ L}}{0.277 \text{ mol} / 2 \text{ L}}\right)$$

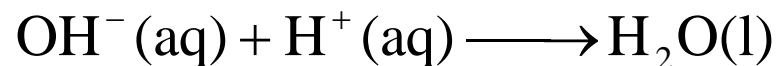
$$\text{pH} = \underline{\underline{4.12}}$$

Le titrage acide fort-base forte

- ex.;



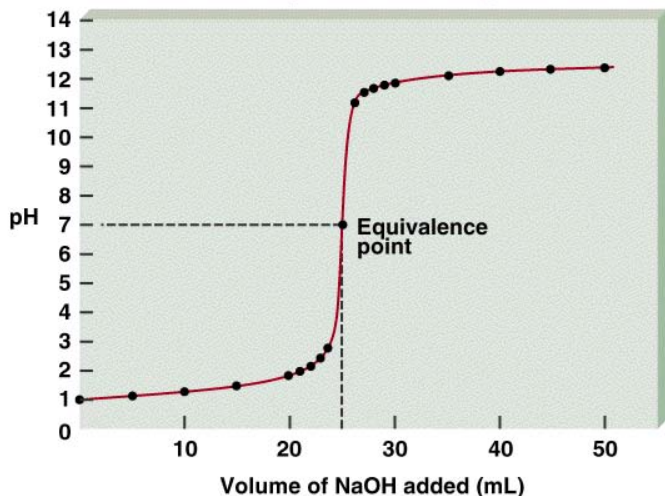
ou



- le point d'équivalence est le point où des quantités équimolaires d'acide et de base ont réagi (dans ce cas, $\text{pH} = 7.00$)

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

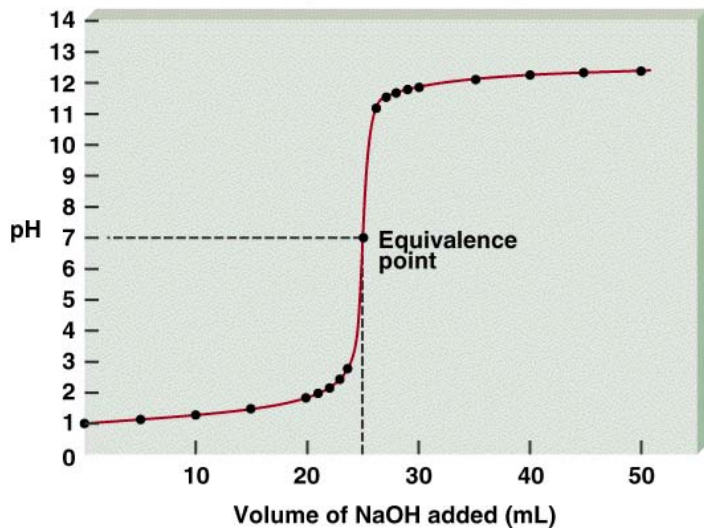
pH Profile of a Strong Acid-Strong Base Titration



Le titrage acide fort-base forte

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

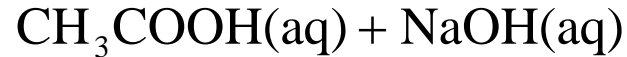
pH Profile of a Strong Acid-Strong Base Titration



- la courbe de titrage monte en flèche près du point d'équivalence car $[H^+] \approx [OH^-] \approx 10^{-7} M$ et l'ajout d'une petite quantité de OH^- ou de H^+ peut provoquer une forte augmentation de $[OH^-]$ ou $[H^+]$
- dans les autres régions de la courbe de titrage, le pH change lentement car soit $[OH^-]$ ou $[H^+]$ est élevée, et est beaucoup moins affectée par l'ajout d'acide ou de base
- près du point d'équivalence, l'ajout d'une goutte d'acide ou de base peut provoquer un changement de quelques unités de pH

Le titrage acide faible-base forte

- ex.;

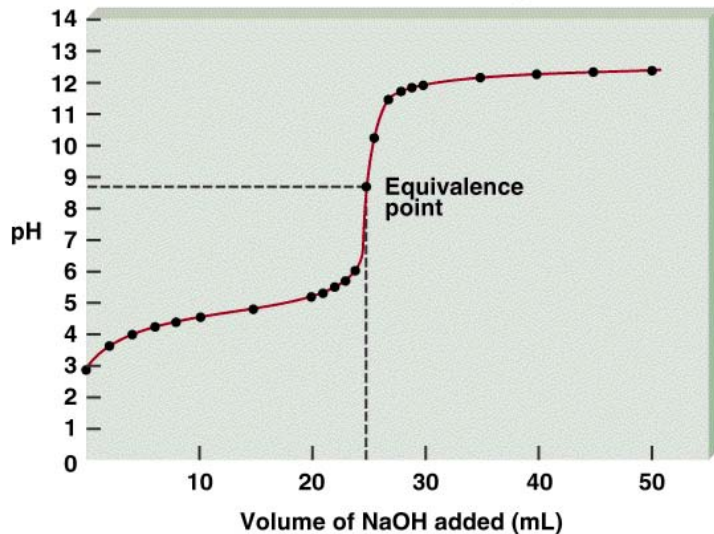


ou



Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

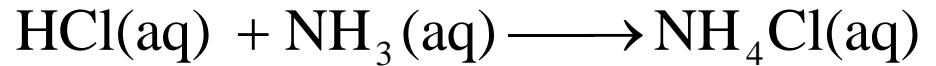
pH Profile of a Weak Acid-Strong Base Titration



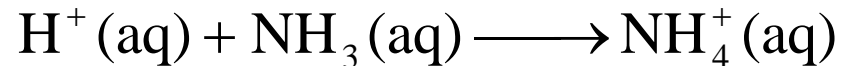
- au point d'équivalence, le OH^- a neutralisé tout le CH_3COOH
 - tout le CH_3COOH est converti en CH_3COO^-
- parce que le $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ est une base faible, le point d'équivalence se situe à un pH supérieur à 7

Le titrage acide fort-base faible

- ex.;



ou

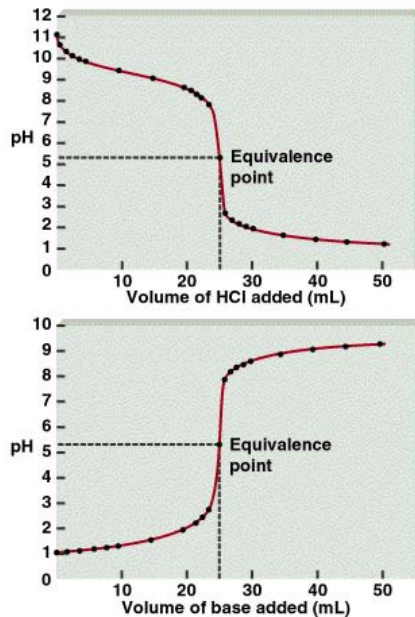


- au point d'équivalence, le H^+ a neutralisé tout le NH_3
 - tout le NH_3 est converti en NH_4^+

- parce que le NH_4^+ est un acide faible, le point d'équivalence se situe à un pH inférieur à 7

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

pH Profiles of a Strong Acid-Weak Base Titration

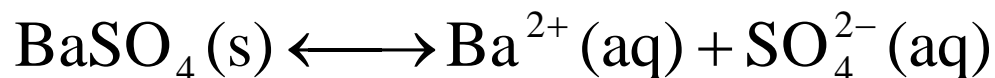


Les indicateurs acido-basiques

- le point d'équivalence d'un titrage acide-base est souvent indiqué par le changement de couleur d'un indicateur coloré
- un indicateur est habituellement un acide ou une base organique faible où la forme acide et la forme basique ont des couleurs différentes
 - dans un milieu acide, la solution prend la couleur de la forme acide de l'indicateur
 - dans un milieu basique, la solution prend la couleur de la forme basique de l'indicateur
 - le zone de virage (zone de pH où la couleur change) correspond au pK_a de l'indicateur
- pour un titrage donné, on veut choisir un indicateur où la zone de virage correspond au pH du point d'équivalence

L'équilibre de solubilité

- considère un sel insoluble dans l'eau, par exemple, $\text{BaSO}_4(\text{s})$
- une petite quantité se dissout dans l'eau



- la constante d'équilibre pour cette réaction est

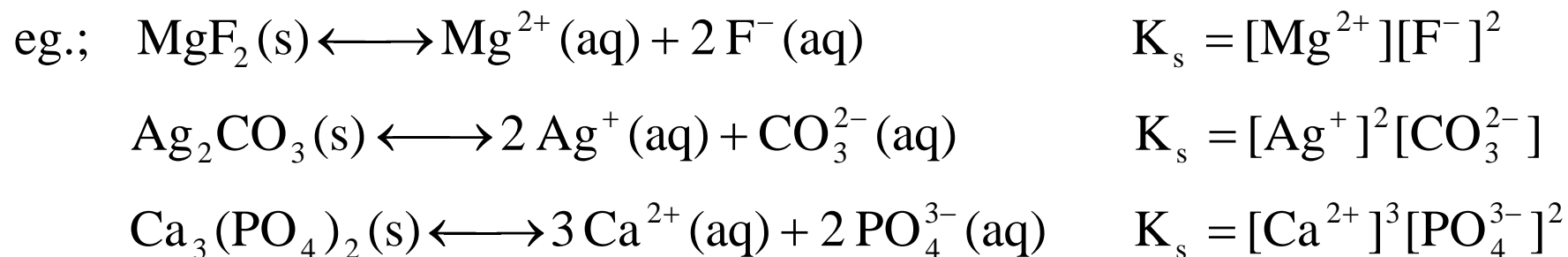
$$K = \frac{a_{\text{Ba}^{2+}} a_{\text{SO}_4^{2-}}}{a_{\text{BaSO}_4}} = \frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{(1)} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

- on donne à cette constante d'équilibre le nom spécial de produit de solubilité, K_s

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

Le produit de solubilité

- le produit de solubilité d'un composé est le produit des concentrations molaires des ions qui le constituent, chacune de ces concentrations étant élevée à l'exposant équivalent à son coefficient stoechiométrique dans l'équation équilibrée



- N.B. plus la valeur de K_s est petite, moins le composé est soluble dans l'eau

Le produit de solubilité

- le produit ionique, Q , a la même formule que K_s , mais les concentrations sont les concentrations actuelles, et non pas nécessairement les concentrations à l'équilibre
- si $Q < K_s$, la solution est insaturée (i.e., on peut dissoudre encore plus de solide jusqu'à ce que $Q = K_s$)
- si $Q = K_s$, la solution est saturée (i.e., on est à l'équilibre)
- si $Q > K_s$, la solution est sursaturée (i.e., il y aura précipitation jusqu'à ce que $Q = K_s$)

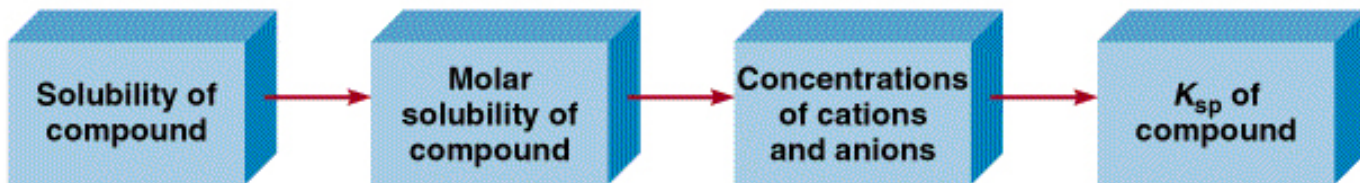
La solubilité molaire et la solubilité

- K_s est une mesure de solubilité
- il est souvent difficile de comparer la solubilité de deux composés à partir des K_s car l'expression pour K_s est différente si la stoechiométrie de la dissociation est différente (i.e., un nombre différent de cations/anions sont produits)
- il y a deux autres manières d'exprimer la solubilité:
 - la solubilité molaire est le nombre de moles de soluté par litre de solution saturée
 - la solubilité est le nombre de grammes de soluté par litre de solution saturée
- N.B. la solubilité d'un composé dépend de la température

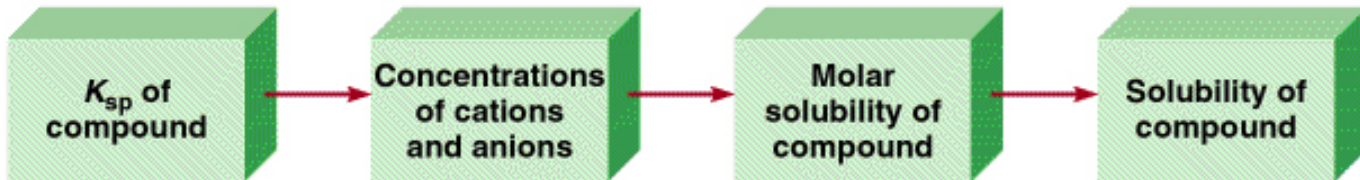
La solubilité molaire et la solubilité

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

Calculating the Solubility Product and Solubility



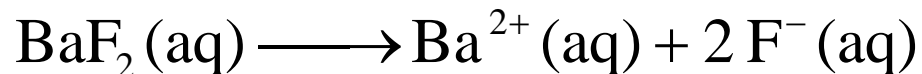
(a)



(b)

La solubilité molaire et la solubilité

- Exemple: La solubilité molaire du fluorure de baryum (BaF_2) est de $7.5 \times 10^{-3} \text{ M}$. Quel est le produit de solubilité de ce composé?
- Solution: Si la concentration de BaF_2 est $7.5 \times 10^{-3} \text{ M}$ et BaF_2 se dissocie en solution aqueuse



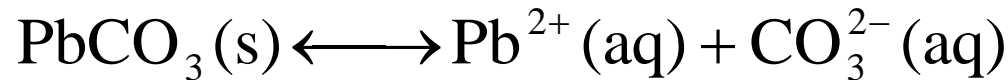
$$[\text{Ba}^{2+}] = 7.5 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{F}^{-}] = (2) \times 7.5 \times 10^{-3} \text{ M} = 1.5 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^{-}]^2 = (7.5 \times 10^{-3})(1.5 \times 10^{-2})^2 = 1.7 \times 10^{-6}$$

La solubilité molaire et la solubilité

- Exemple: Calculez la solubilité molaire du carbonate de Pb (PbCO_3) à partir de son produit de solubilité ($K_s = 3.3 \times 10^{-14}$).
- Solution: Soit x la solubilité molaire de PbCO_3 ,



à l'équilibre, les concentrations de $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ seront chacune x , donc

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$

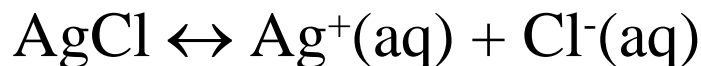
$$3.3 \times 10^{-14} = (x)(x) \quad \therefore \quad x = 1.8 \times 10^{-7}$$

- La solubilité molaire de PbCO_3 est donc 1.8×10^{-7} M.

La solubilité molaire et la solubilité

- Exemple: Calculez la solubilité du chlorure d'argent (AgCl) en g/L à partir de son produit de solubilité ($K_s = 1.6 \times 10^{-10}$).

- Solution: Soit x la solubilité molaire de AgCl,



à l'équilibre, les concentrations de $\text{Ag}^+(\text{aq})$ et $\text{Cl}^-(\text{aq})$ seront chacune x , donc

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

$$1.6 \times 10^{-10} = (x)(x) \quad \therefore \quad x = 1.26 \times 10^{-5}$$

- la solubilité molaire est donc 1.26×10^{-5} M. La masse molaire de AgCl est $(107.9 + 35.45)$ g/mol = 143.4 g/mol. La solubilité est donc

$$1.26 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 143.4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1.8 \times 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

La solubilité molaire et la solubilité

- N.B. la solubilité est la quantité d'une substance qui peut se dissoudre dans une certaine quantité d'eau
 - soit en g/L (solubilité)
 - soit en mol/L (solubilité molaire)
- le produit de solubilité est une constante d'équilibre (donc, sans unités)
- la solubilité molaire, la solubilité, et le produit de solubilité se rapportent tous à des solutions saturées

L'effet d'ion commun et la solubilité

- jusqu'à ce point, on a seulement considéré la possibilité que le sel en question soit le seul sel en solution
- donc, par exemple, dans une solution de AgCl,
 $[Ag^+] = [Cl^-]$
- supposons que nous avons deux sels qui partagent un ion commun
- comme exemple, imagine une solution où l'on a dissout du AgCl (insoluble) et du AgNO₃ (soluble)

L'effet d'ion commun et la solubilité

- dans une telle situation, le produit de solubilité est toujours valide et respecté, i.e.,

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

- mais à cause du AgNO_3 , qui est très soluble,

$$[\text{Ag}^+] \neq [\text{Cl}^-]$$

- en effet, $[\text{Ag}^+] > [\text{Cl}^-]$

- l'effet d'ion commun est le déplacement d'un équilibre causé par la présence d'un ion commun

L'effet d'ion commun et la solubilité

- Exemple: Calculez la solubilité (en g/L) de AgBr: (a) dans l'eau pure et (b) dans NaBr 0.0010 M (K_s de AgBr = 7.7×10^{-13}).
- Solution: (a) Soit x la solubilité molaire, donc $[Ag^+][Br^-] = x^2 = 7.7 \times 10^{-13}$ et $x = 8.8 \times 10^{-7}$. La solubilité est $(8.8 \times 10^{-7} \text{ mol/L})(187.8 \text{ g/mol}) = 1.7 \times 10^{-4} \text{ g/L}$.

(b) Soit x la solubilité molaire, donc, incluant la concentration de Br^- provenant du NaBr

$$[Ag^+] = x \quad \text{et} \quad [Br^-] = 0.0010 + x \approx 0.0010$$

$$K_s = [Ag^+][Br^-]$$

$$7.7 \times 10^{-13} = (x)(0.0010) \quad \therefore \quad x = 7.7 \times 10^{-10}$$

$$\text{solubilité} = (7.7 \times 10^{-10} \text{ mol/L}) \cdot (187.8 \text{ g/mol}) = 1.4 \times 10^{-7} \text{ g/L}$$

1 point

Quel est l'état d'oxydation du C dans le HC_2O_3 ?

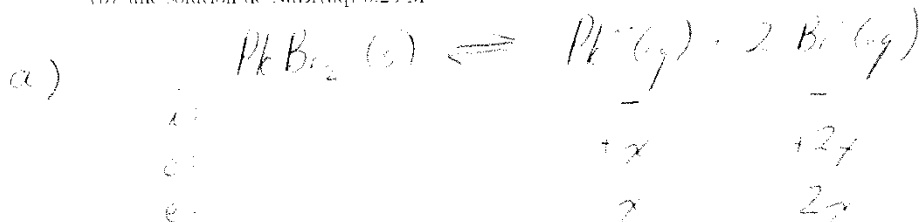
+3

9 points

Le produit de solubilité de PbBr_2 est 8.9×10^{-6} . Calculez sa solubilité (en grammes par litre) dans

(a) l'eau pure

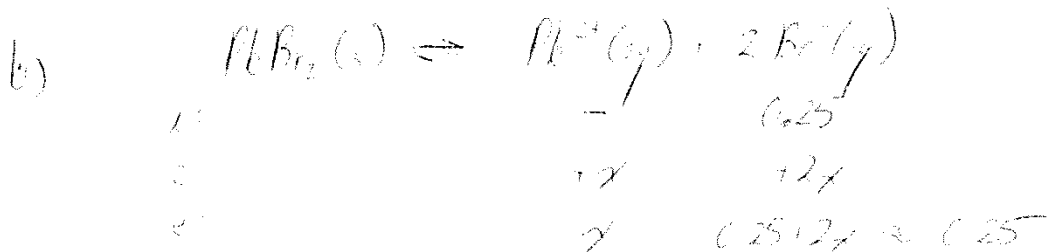
(b) une solution de NaBr (aq) 0.25 M



$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Br}^{-}]^2 \Rightarrow 8.9 \times 10^{-6} = (x)(2x)^2 = 4x^3$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{8.9 \times 10^{-6}}{4}} = 0.01305$$

$$\Rightarrow \text{solubilité} = (0.01305 \text{ mol/L})(367.01 \text{ g/mol}) = \underline{\underline{4.79 \text{ g/L}}}$$



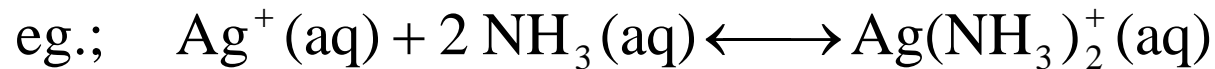
$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Br}^{-}]^2 \Rightarrow 8.9 \times 10^{-6} = (x)(0.25)^2$$

$$x = 0.0001424$$

$$\Rightarrow \text{solubilité} = (0.0001424 \text{ mol/L})(367.01 \text{ g/mol}) = \underline{\underline{0.052 \text{ g/L}}}$$

L'équilibre des ions complexes et la solubilité

- un ion complexe est un ion contenant un cation métallique lié à un ou plusieurs ions ou molécules



- dans ces réactions, le métal est un acide de Lewis, les ions/molécules liés au métal sont des bases de Lewis, et l'ion complexe est un sel de Lewis

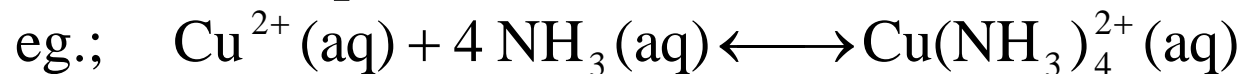
L'équilibre des ions complexes et la solubilité

- selon le principe de le Chatelier, la formation d'un ion complexe tel que le $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ peut augmenter la solubilité d'un composé tel que le AgCl car la formation de l'ion complexe déplace l'équilibre



vers la droite en enlevant le Ag^+ libre de la solution

- la constante de formation, K_f , est la constante d'équilibre pour la formation de l'ion complexe



$$K_f = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4}$$

- une grande valeur de K_f implique que l'ion complexe est très stable

L'équilibre des ions complexes et la solubilité

- Exemple: Si l'on dissout 2.50 g de CuSO_4 dans 900 mL de NH_3 0.30 M, quelles sont les concentrations du Cu^{2+} , de $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$, et de NH_3 à l'équilibre? (K_f pour $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} = 5.0 \times 10^{13}$).
- Solution: On a $(2.50 \text{ g}) / (159.62 \text{ g/mol}) = 0.01566 \text{ mol}$ de CuSO_4 . Avant la formation du complexe, $[\text{Cu}^{2+}] = (0.01566 \text{ mol}) / (0.900 \text{ L}) = 0.0174 \text{ mol}$ et $[\text{NH}_3] = 0.30 \text{ M}$. Lors de la formation du complexe, on peut imaginer que tout le Cu^{2+} forme l'ion complexe car il est très stable. Donc $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}] = 0.0174 \text{ M}$ et $[\text{NH}_3] = 0.30 - (4)(0.0174) = 0.23 \text{ M}$. Pour trouver $[\text{Cu}^{2+}]$, on imagine qu'une petite concentration x est produite par la dissociation du complexe (x est si petite que $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}]$ et $[\text{NH}_3]$ ne sont pas affectées).

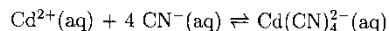
$$K_f = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4} \quad \therefore \quad [\text{Cu}^{2+}] = x = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}]}{K_f [\text{NH}_3]^4}$$
$$x = \frac{(0.0174)}{(5.0 \times 10^{13})(0.23)^4} = 1.2 \times 10^{-13} \quad \therefore \quad [\text{Cu}^{2+}] = 1.2 \times 10^{-13} \text{ M}$$

1 point

Parmi $F^-(aq)$, $Cl^-(aq)$, $Br^-(aq)$, $I^-(aq)$, $F_2(g)$, $Cl_2(g)$, $Br_2(l)$, et $I_2(s)$, lequel est le plus puissant réducteur?

9 points

Calculez les concentrations de Cd^{2+} , de $Cd(CN)_4^{2-}$ et de CN^- à l'équilibre si l'on dissout 6.66 g de $Cd(NO_3)_2$ dans 1.00 L d'une solution de $NaCN$ 0.65 M (considérez qu'il n'y a aucune variation de volume). La constante d'équilibre pour la réaction

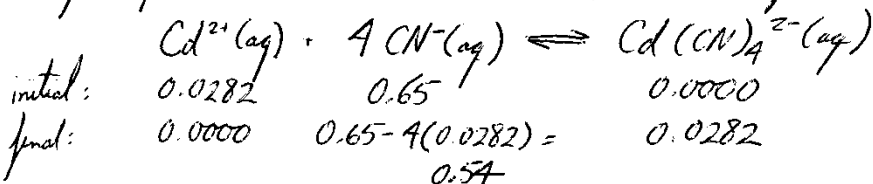


est 7.1×10^{16} .

• calculez le nombre de moles de $Cd(NO_3)_2$

$$6.66g / [112.4 + (2)(14.01) + (6)(16.00)] g/mol = 0.0282 \text{ mol}$$

• imagine que la réaction va entièrement vers le produit



• pour calculer $[Cd^{2+}]$, imagine qu'un petit montant (x) de $Cd(CN)_4^{2-}(aq)$ réagit dans la direction inverse

$$[Cd^{2+}] = x ; [CN^-] = 0.54 + 4x \approx 0.54 ; [Cd(CN)_4^{2-}] = 0.0282 - x \approx 0.0282$$

$$K_f = \frac{[Cd(CN)_4^{2-}]}{[Cd^{2+}][CN^-]^4} \Rightarrow 7.1 \times 10^{16} = \frac{0.0282}{[Cd^{2+}](0.54)^4}$$

$$[Cd^{2+}] = \underline{4.7 \times 10^{-18} M} \leftarrow \text{deux chiffres significatifs car } K_f \text{ est précis à seulement deux chiffres significatifs}$$

$$[CN^-] = \underline{0.54 M} \leftarrow \text{deux chiffres significatifs suivant les règles d'addition / soustraction}$$

$$[Cd(CN)_4^{2-}] = \underline{0.0282 M} \leftarrow \text{trois chiffres significatifs car ce montant est déterminé entièrement par la masse initiale de } Cd^{2+} \text{ (précis à trois chiffres significatifs)}$$