

Les acides et les bases

Les couples acide-base conjugués

- un acide de Bronsted donne un proton
- une base de Bronsted accepte un proton

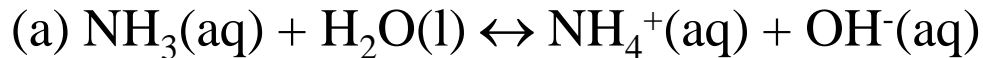
- la base conjuguée d'un acide de Bronsted est ce qui reste après que l'acide cède son proton
- l'acide conjugué d'une base de Bronsted est ce qui est produit après que la base accepte un proton

- ex.; $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

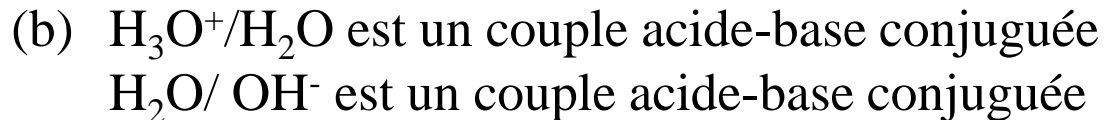
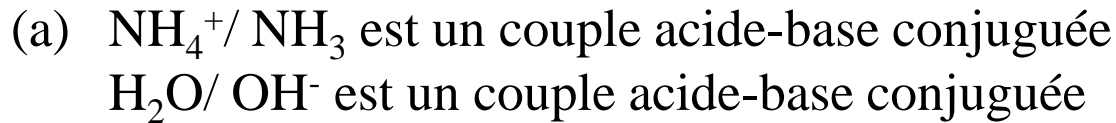
$\text{CH}_3\text{COOH}/ \text{CH}_3\text{COO}^-$ est un couple acide-base conjuguée
et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ est un autre couple acide-base conjuguée

Les couples acide-base conjuguées

- Exemple: Quels sont les couples acide-base conjuguées dans les réactions suivantes?



- Solution:



- N.B. Dans chaque cas, le premier est l'acide et le deuxième est la base.

Les propriétés acido-basiques de l'eau

- on vient de voir que l'eau peut donner un proton (et devenir OH⁻) ou accepter un proton (et devenir H₃O⁺): l'eau est donc acide et basique
- l'eau peut s'auto-ioniser: $2 \text{H}_2\text{O}(l) \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- la constante d'équilibre, à 25°C, pour l'auto-ionisation est (utilisant H⁺ pour simplifier):

$$K = \frac{a_{\text{H}^+} a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{H}_2\text{O}}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

- les concentrations de H⁺ et OH⁻ sont reliées une à l'autre
 - si une est haute, l'autre est basse, car leur produit est fixe
- dans une solution neutre, $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$

Le pH: une mesure du degré d'acidité

- une grandeur plus pratique pour la concentration de H^+ est le pH (pas d'unités): $pH = -\log[H^+]$
- dans une solution acide: $pH < 7.00$
- dans une solution basique: $pH > 7.00$
- dans une solution neutre: $pH = 7.00$
- l'échelle pOH est moins commune: $pOH = -\log[OH^-]$
- la somme $pH + pOH$ est toujours fixe: $pH + pOH = 14.00$

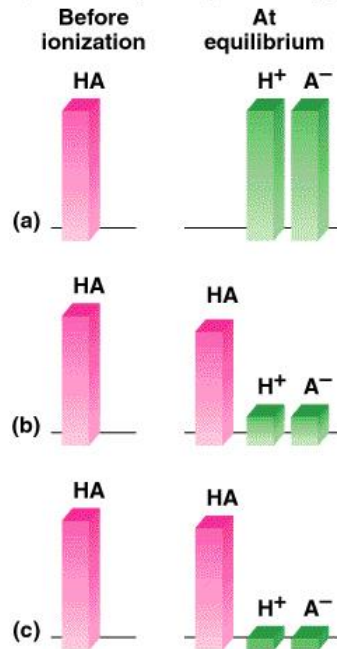
Le pH: une mesure du degré d'acidité

- Exemple: Calculez le pH d'une solution de HNO_3 dont la concentration d'ions hydrogène est de 0.76 M.
- Solution: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0.76) = 0.12$
- Exemple: Le pH d'un certain jus de fruits est 3.33. Calculez sa concentration en ions H^+ .
- Solution: $\text{pH} = 3.33 \quad \therefore -\log[\text{H}^+] \quad \therefore \log[\text{H}^+] = -3.33$
 $[\text{H}^+] = 10^{-3.33} = 4.7 \times 10^{-4} \text{ M}$

Les acides forts et les bases fortes

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

Extent of Ionization of Acids of Varying Strength

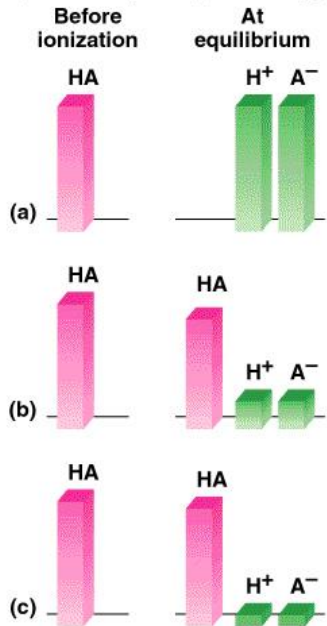


- un acide fort est un électrolyte fort qui s'ionise complètement dans l'eau
 - ex.; HCl, HNO₃, H₂SO₄
- un acide faible est un électrolyte faible qui ne s'ionise que partiellement dans l'eau
 - ex.; HF, CH₃COOH, NH₄⁺

Les acides forts et les bases fortes

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

Extent of Ionization of Acids of Varying Strength



- une base forte est un électrolyte fort qui s'ionise complètement dans l'eau
 - ex.; n'importe quel hydroxyde d'un métal alcalin (ex.; NaOH)
- une base faible est un électrolyte faible qui ne s'ionise que très peu dans l'eau
 - ex.; $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \leftrightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

Les acides forts et les bases fortes

- dans un couple acide/base conjuguée, si un acide est fort, sa base conjuguée est très faible, et vice versa
- l'ion H_3O^+ est l'acide le plus fort qui peut exister en solution aqueuse
 - un acide plus fort réagirait avec H_2O
ex.: $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
- l'ion OH^- est la base la plus forte qui peut exister en solution aqueuse
 - une base plus forte réagirait avec H_2O
ex.: $\text{O}^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \leftrightarrow 2 \text{OH}^-(\text{aq})$

Les acides et les bases fortes

- Exemple: Calculez le pH d'une solution de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ à $1.5 \times 10^{-2} \text{ M}$.

- Solution: Pour chaque $\text{Ba}(\text{OH})_2$, on a deux OH^- .

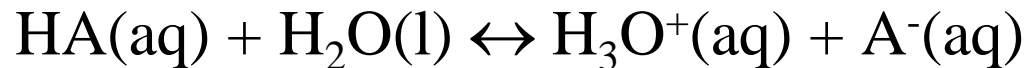
Si on a $1.5 \times 10^{-2} \text{ M}$ de $\text{Ba}(\text{OH})_2$, on a
 $3.0 \times 10^{-2} \text{ M}$ de OH^- .

Le pOH est donc $-\log(3.0 \times 10^{-2}) = 1.52$.

- Le pH est donc $14.00 - 1.52 = 12.48$.

Les acides faibles et les constantes d'ionisation des acides

- la dissociation d'un acide faible n'est pas complète



- la constante d'équilibre pour cette réaction est la constante d'ionisation de l'acide, K_a

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

- lorsqu'un acide est plus fort, son K_a est plus grand
- on peut calculer les concentrations de chaque espèce à l'équilibre avec les méthodes qu'on a vues dans le chapitre sur l'équilibre chimique

Les acides faibles et les constantes d'ionisation des acides

- pour calculer les concentrations à l'équilibre, on fait les approximations suivantes
 - la concentration de H^+ avant l'ajout de l'acide ($1.0 \times 10^{-7} M$) est négligeable
 - la quantité d'acide qui se dissocie est négligeable, à première approximation
- une fois qu'on trouve x (la quantité d'acide qui se dissocie), on vérifie si x est moins de $\sim 5\%$ de la quantité initiale d'acide
 - si oui, on a la valeur de x et on peut calculer toutes les concentrations
 - sinon, on doit résoudre pour x , sans faire la deuxième approximation

Les acides faibles et les constantes d'ionisation des acides

- Exemple: Calculez la concentration de H^+ , de A^- , et de HA non-ionisés dans une solution de HA à 0.20 M. La valeur de K_a pour HA est 2.7×10^{-4} .
- Solution: $[H^+] = x$, $[A^-] = x$, et $[HA] = 0.20 - x \approx 0.20$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad \therefore \quad 2.7 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0.20} \quad \therefore \quad x = 7.3 \times 10^{-3}$$

vérifions notre approximation: $\frac{7.3 \times 10^{-3}}{0.20} \times 100\% = 3.7\%$

notre approximation est acceptable, donc

$$[H^+] = 7.3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[A^-] = 7.3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[HA] = 0.20 - 7.3 \times 10^{-3} = 0.19 \text{ M}$$

Les acides faibles et les constantes d'ionisation des acides

- Exemple: Quel est le pH d'une solution d'un monoacide à 0.122 M pour lequel la valeur de $K_a = 5.7 \times 10^{-4}$?

- Solution: $[H^+] = x$, $[A^-] = x$, et $[HA] = 0.122 - x \approx 0.122$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad \therefore \quad 5.7 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0.122} \quad \therefore \quad x = 8.34 \times 10^{-3}$$

vérifions notre approximation: $\frac{8.34 \times 10^{-3}}{0.122} \times 100\% = 6.8\%$

on ne peut pas faire l'approximation que $[HA] \approx 0.122 \text{ M}$

Les acides faibles et les constantes d'ionisation des acides

- Solution: $[H^+] = x$, $[A^-] = x$, et $[HA] = 0.122 - x$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad \therefore \quad 5.7 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0.122 - x}$$

$$x^2 + 5.7 \times 10^{-4} x - 6.954 \times 10^{-5} = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \quad \therefore \quad x = 8.06 \times 10^{-3} \quad \text{ou} \quad -8.63 \times 10^{-3}$$

- la deuxième solution n'est pas acceptable

- donc, $[H^+] = 8.06 \times 10^{-3} \text{ M}$, et $\text{pH} = -\log(8.06 \times 10^{-3}) = 2.09$

Les acides faibles et les constantes d'ionisation des acides

- Exemple: Une solution d'un monoacide faible à 0.060 M a un pH égal à 3.44. Calculez la valeur de K_a pour cet acide.

- Solution: Si $\text{pH} = 3.44$, $[\text{H}^+] = 10^{-3.44} = 3.63 \times 10^{-4} \text{ M}$

$$[\text{A}^-] = [\text{H}^+] = 3.63 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{HA}] = 0.060 - 3.63 \times 10^{-4} = 0.0596 \text{ M}$$

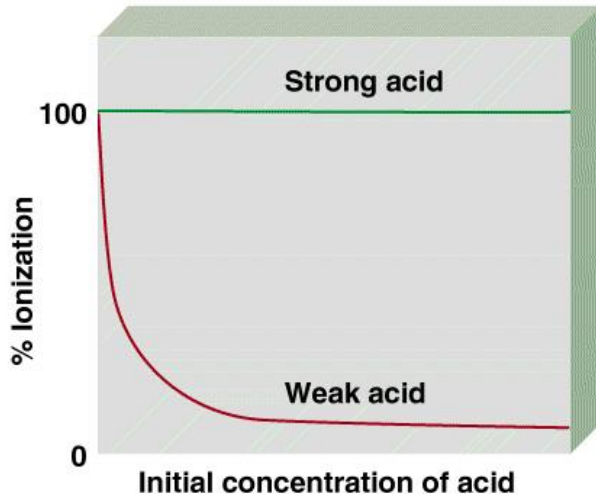
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{(3.63 \times 10^{-4})^2}{0.0596}$$

$$K_a = 2.2 \times 10^{-6}$$

Le pourcentage d'ionisation

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

Dependence of Percent Ionization on Initial Concentration of Acid



- le pourcentage d'ionisation est défini par

$$\% \text{ d'ionisation} = \frac{[\text{A}^-] \text{ à l'équilibre}}{[\text{HA}]_{\text{initiale}}} \times 100\%$$

- pour un acide qui donne un seul proton

$$\% \text{ d'ionisation} = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HA}]_0} \times 100\%$$

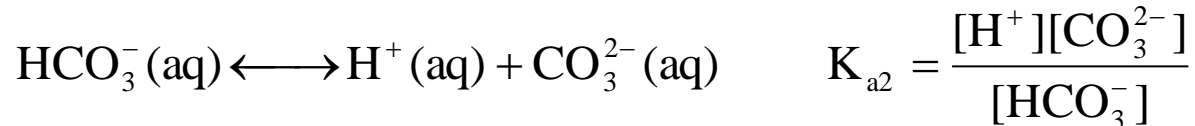
où $[\text{HA}]_0$ est la concentration initiale de l'acide

- le pourcentage d'ionisation diminue lorsque l'acide devient plus concentré

- On dissout 1.22 g d'un monoacide, HA, dans l'eau pour produire une solution de 25.0 mL. Le pH initial de cette solution acide est 1.17. Pour neutraliser cet acide, on a besoin 17.7 mL d'une solution aqueuse 0.250 M en NaOH.
 - a) Quelle est la masse molaire de HA?
 - b) Quelle est la valeur de la constante de dissociation de HA?

Les diacides et les polyacides

- un diacide ou un polyacide peut céder deux protons ou plus par molécule
- l'ionisation se produit par étapes
- chaque étape a une constante d'ionisation



- la constante d'ionisation devient plus petite à chaque étape
- voir Tableau 14.4 (texte français) ou Tableau 16.4 (texte anglais) pour des exemples de diacides et de polyacides

Les diacides et les polyacides

- Exemple: Calculez les concentrations de $C_2H_2O_4$, de $C_2HO_4^-$, de $C_2O_4^{2-}$, et de H^+ dans une solution d'acide oxalique ($C_2H_2O_4$) à 0.20 M. Pour l'acide oxalique, $K_{a1} = 6.5 \times 10^{-2}$ et $K_{a2} = 6.1 \times 10^{-5}$.
- Solution: On traite le premier équilibre.

$$[H^+] = x, \quad [C_2HO_4^-] = x, \quad [C_2H_2O_4] = 0.20 - x \approx 0.20$$
$$K_{a1} = \frac{[H^+][C_2HO_4^-]}{[C_2H_2O_4]} \quad \therefore \quad 6.5 \times 10^{-2} = \frac{x^2}{0.20} \quad \therefore \quad x = 0.114$$

Vérifions notre approximation: $\frac{0.114}{0.200} \times 100\% = 57\%$

- on ne peut pas faire l'approximation que $[C_2H_2O_4] \approx 0.20$ M.

Les diacides et les polyacides

- Solution:

$$[\text{H}^+] = x, \quad [\text{C}_2\text{HO}_4^-] = x, \quad [\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4] = 0.20 - x$$

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_2\text{HO}_4^-]}{[\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4]} \quad \therefore \quad 6.5 \times 10^{-2} = \frac{x^2}{0.20 - x} \quad \therefore \quad x^2 + 0.065x - 0.013 = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \quad \therefore \quad x = 0.0861 \quad \text{ou} \quad -0.184$$

- la deuxième solution n'est pas acceptable
- donc $[\text{H}^+] = 0.086 \text{ M}$
 $[\text{C}_2\text{HO}_4^-] = 0.086 \text{ M}$
 $[\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4] = 0.11 \text{ M}$

Les diacides et les polyacides

- Solution: On doit aussi trouver $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$. On fait l'approximation que cette deuxième dissociation n'affecte pas $[\text{C}_2\text{HO}_4^-]$ et $[\text{H}^+]$ pour la première dissociation.



$$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = x, \quad [\text{H}^+] = 0.086 + x, \quad [\text{C}_2\text{HO}_4^-] = 0.086 - x$$

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]}{[\text{C}_2\text{HO}_4^-]} \quad \therefore \quad 6.1 \times 10^{-5} = \frac{(0.086)(x)}{(0.086)} \quad \therefore \quad x = 6.1 \times 10^{-5}$$

- vérifions notre approximation: $\frac{6.1 \times 10^{-5}}{0.086} \times 100\% = 0.07\%$
- notre approximation est acceptable, donc $[\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4] = 0.11 \text{ M}$
 $[\text{C}_2\text{HO}_4^-] = 0.086 \text{ M}$
 $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 6.1 \times 10^{-5} \text{ M}$
 $[\text{H}^+] = 0.086 \text{ M}$

Les bases faibles et les constantes d'ionisation des bases

- on traite les bases faibles de la même façon que les acides faibles



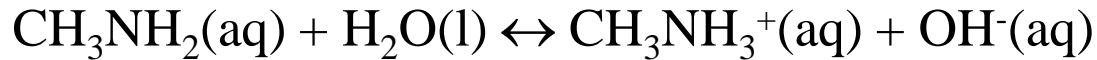
$$K_b = \frac{a_{\text{NH}_4^+} a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{NH}_3} a_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}(1)$$

$$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$$

- K_b est la constante d'ionisation de la base

Les acides faibles et les constantes d'ionisation des acides

- Exemple: Calculez le pH d'une solution de méthylamine (CH_3NH_2) à 0.26 M. $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$ pour le méthylamine.



- Solution: $[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = x$, $[\text{OH}^-] = x$, et $[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.26 - x \approx 0.26$

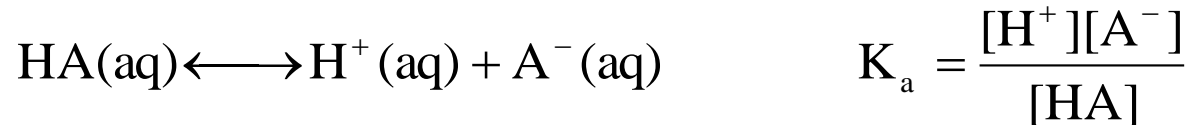
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} \quad \therefore \quad 4.4 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0.26} \quad \therefore \quad x = 0.011$$

vérifions notre approximation: $\frac{0.011}{0.26} \times 100\% = 4.2\%$

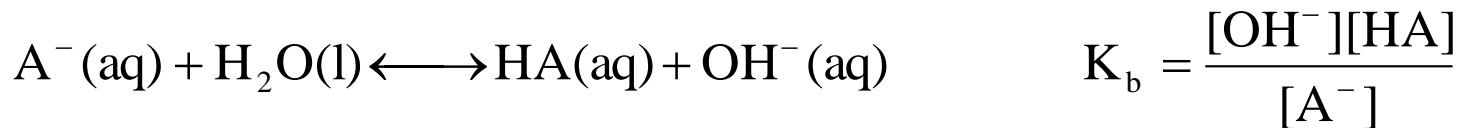
notre approximation est acceptable, donc $\text{pOH} = -\log(0.011) = 1.96$, donc le $\text{pH} = 14.0 - 1.96 = 12.04$

La relation entre les constantes d'ionisation des couples acide-base conjuguées

- pour un acide faible



- pour sa base conjuguée

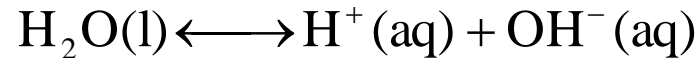


- le produit des deux constantes d'ionisation donne

$$K_a K_b = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \times \frac{[\text{OH}^-][\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{eau}}$$

La relation entre les constantes d'ionisation des couples acide-base conjuguées

- le fait que $K_a K_b = K_{\text{eau}}$ n'est pas surprenant car la somme des deux réactions est



$$K_a = \frac{K_{\text{eau}}}{K_b} \quad \text{et} \quad K_b = \frac{K_{\text{eau}}}{K_a}$$

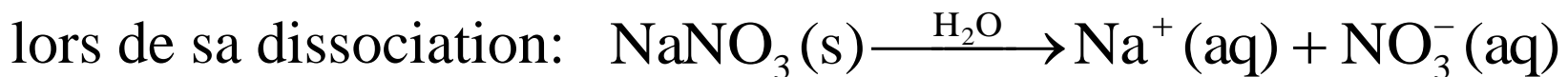
- plus un acide devient fort, plus sa base conjuguée est faible, et vice versa
- Exemple: Pour l'acide acétique, $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$. Quelle est la valeur de K_b pour l'anion acétate (sa base conjuguée)?
- Solution:

$$K_b = \frac{K_{\text{eau}}}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$

Les propriétés acido-basiques des sels

- l'hydrolyse d'un sel est la réaction entre un anion et/ou un cation dérivé(s) du sel, et l'eau
- pour un sel ou le cation est l'acide conjugué d'une base forte et l'anion est la base conjuguée d'un acide fort, les ions du sel ne réagissent pas avec l'eau et le $\text{pH} \approx 7.0$

- ex.; NaNO_3 est produit par la réaction entre NaOH et HNO_3

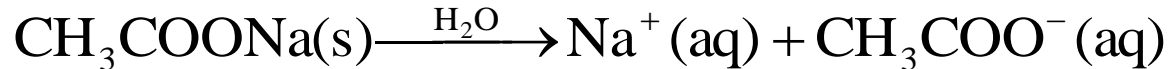


les ions produits n'interagissent pas avec l'eau

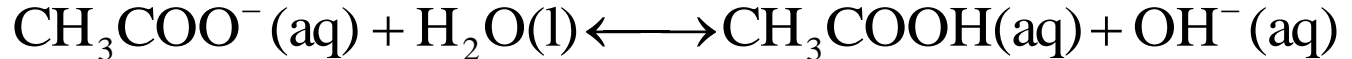
- on dit que ce sel est neutre

Les sels qui produisent des solutions basiques

- ex.; lorsqu'on dissout l'acétate de sodium dans l'eau



le cation Na^+ ne réagit pas avec l'eau, mais l'anion CH_3COO^- réagit avec l'eau



- la solution devient basique
- on dit que ce sel est un sel basique

Les sels qui produisent des solutions acides

- ex.; lorsqu'on dissout le chlorure d'ammonium dans l'eau



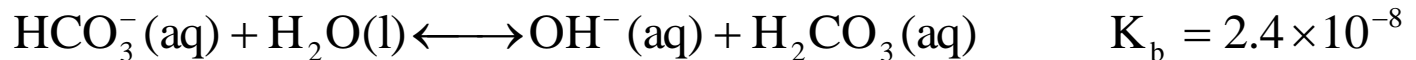
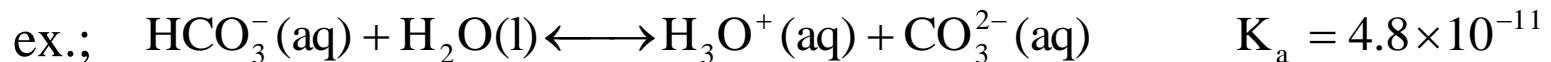
l'anion Cl^- ne réagit pas avec l'eau mais le cation NH_4^+ se dissocie partiellement



- la solution devient acide
- on dit que ce sel est un sel acide

Les sels dont le cation et l'anion s'hydrolysent

- si le cation et l'anion réagissent dans l'eau, ce sont les forces relatives de la base et de l'acide du sel qui détermineront le pH de la solution
 - si $K_b > K_a$: solution basique
 - si $K_b < K_a$: solution acide
 - si $K_b \approx K_a$: solution presque neutre
- pour un ion amphotère, la constante d'ionisation la plus grande dominera



donc une solution de bicarbonate de sodium est basique

- On dissout 0.1344 g d'un monoacide, HA, dans l'eau pour produire une solution de 25.0 mL. Pour neutraliser cet acide, on a besoin 36.2 mL d'une solution aqueuse 0.122 M en NaOH. Quelle est la masse molaire de ce monoacide? Si le pH au point d'équivalence est 11.22, quelle est la valeur de K_b pour $A^-(aq)$?

Les oxydes acides, basiques, et amphotères

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

Oxides of Representative Elements

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li ₂ O	BeO											B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅		OF ₂	
Na ₂ O	MgO	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9	10	11 1B	12 2B	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇	
K ₂ O	CaO											Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅	SeO ₃	Br ₂ O ₇	
Rb ₂ O	SrO											In ₂ O ₃	SnO ₂	Sb ₂ O ₅	TeO ₃	I ₂ O ₇	
Cs ₂ O	BaO											Tl ₂ O ₃	PbO ₂	Bi ₂ O ₅	PoO ₃	At ₂ O ₇	

Basic oxide
Acidic oxide
Amphoteric oxide

- les oxydes réagissent souvent avec l'eau
- en général, l'oxyde d'un métal réagit avec l'eau pour donner une base (l'oxyde est donc basique)
- exemples:

$$\text{Na}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2 \text{NaOH}(\text{aq})$$

$$\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$$

Les oxydes acides, basiques, et amphotères

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

Oxides of Representative Elements

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
Li ₂ O	BeO											B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅		OF ₂		
Na ₂ O	MgO	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9	10	8B	11 1B	12 2B	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇	
K ₂ O	CaO											Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅	SeO ₃	Br ₂ O ₇		
Rb ₂ O	SrO											In ₂ O ₃	SnO ₂	Sb ₂ O ₅	TeO ₃	I ₂ O ₇		
Cs ₂ O	BaO											Tl ₂ O ₃	PbO ₂	Bi ₂ O ₅	PoO ₃	At ₂ O ₇		

- en général, l'oxyde d'un non-métal réagit avec l'eau pour donner un acide (l'oxyde est donc acide)
- exemples:
 - $$\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$$
 - $$\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$$
 - $$\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2 \text{HNO}_3(\text{aq})$$
 - $$\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 4 \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$$
- la première réaction explique pourquoi la pluie est naturellement acide (pH ≈ 5.5) et la deuxième réaction, pourquoi le phénomène des pluies (artificiellement) acides existe

Les oxydes acides, basiques, et amphotères

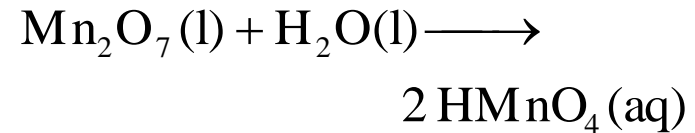
Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

Oxides of Representative Elements

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li ₂ O	BeO											B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅		OF ₂	
Na ₂ O	MgO	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇	
K ₂ O	CaO											Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅	SeO ₃	Br ₂ O ₇	
Rb ₂ O	SrO											In ₂ O ₃	SnO ₂	Sb ₂ O ₅	TeO ₃	I ₂ O ₇	
Cs ₂ O	BaO											Tl ₂ O ₃	PbO ₂	Bi ₂ O ₅	PoO ₃	At ₂ O ₇	

- l'oxyde d'un métal de transition dans un état d'oxydation élevé est souvent un acide

- ex.; l'acide permanganique:



- ex.; l'acide chromique

