

4. Acides et bases

Cours de Chimie Générale Avancée

Mardi, 8:15 – 10:00 et 11:15 – 12:00

Prof. Dr. Andreas ZÜTTEL

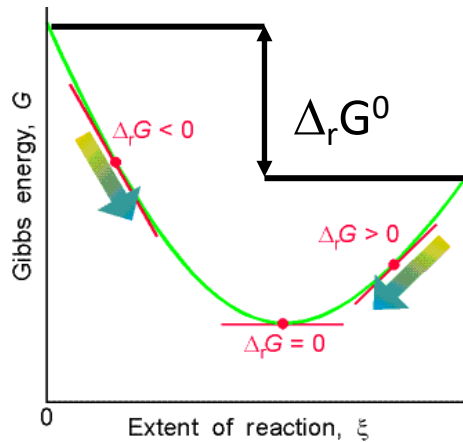
Acid			Base		
	perchloric acid	HClO_4	Do not undergo base ionization in water	ClO_4^-	perchlorate ion
	sulfuric acid	H_2SO_4		HSO_4^-	hydrogen sulfate ion
	hydrogen iodide	HI		I^-	iodide ion
	hydrogen bromide	HBr		Br^-	bromide ion
	hydrogen chloride	HCl		Cl^-	chloride ion
	nitric acid	HNO_3	Undergo complete acid ionization in water	NO_3^-	nitrate ion
	hydronium ion	H_3O^+		H_2O	water
	hydrogen sulfate ion	HSO_4^-		SO_4^{2-}	sulfate ion
	phosphoric acid	H_3PO_4		H_2PO_4^-	dihydrogen phosphate ion
	hydrogen fluoride	HF		F^-	fluoride ion
	nitrous acid	HNO_2	Do not undergo base ionization in water	NO_2^-	nitrite ion
	acetic acid	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$		CH_3CO_2^-	acetate ion
	carbonic acid	H_2CO_3		HCO_3^-	hydrogen carbonate ion
	hydrogen sulfide	H_2S		HS^-	hydrogen sulfide ion
	ammonium ion	NH_4^+		HN_3	ammonia
	hydrogen cyanide	HCN		CN^-	cyanide ion
	hydrogen carbonate ion	HCO_3^-		CO_3^{2-}	carbonate ion
	water	H_2O		OH^-	hydroxide ion
	hydrogen sulfide ion	HS^-		S^{2-}	sulfide ion
	ethanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$		$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	ethoxide ion
	ammonia	NH_3		NH_2^-	amide ion
	hydrogen	H_2		H^-	hydride ion
	methane	CH_4		CH_3^-	methide ion

4. Acides et bases

Rappel:

Enthalpie libre (énergie de Gibbs)

$$\Delta_r G^0 = -R \cdot T \cdot \ln(K)$$



réactifs
purs

produits
purs

$$\Delta_r G = \Delta_r G^0 + R \cdot T \cdot \ln(Q)$$

A l'équilibre $Q = K$ et $\Delta_r G = 0$

$$\Delta_r G^0 = -R \cdot T \cdot \ln(K)$$

$$\Delta_r G = R \cdot T \cdot \ln\left(\frac{Q}{K}\right)$$

Principe de Le Châtelier

Si on applique une contrainte à un système en équilibre dynamique, l'équilibre tend à se déplacer dans le sens qui **minimise l'effet de cette contrainte** (c, V, p, T).

Equation Van't Hoff

$$\Delta_r G^0 = \Delta_r H^0 - T \cdot \Delta_r S^0 = -R \cdot T \cdot \ln(K(T))$$

$$-\ln(K(T)) = \frac{\Delta_r H^0}{R \cdot T} - \frac{\Delta_r S^0}{R}$$

$$\frac{d \ln(K(T))}{dT} = -\frac{\Delta_r H^0}{R \cdot T^2}$$

L'équation de Clausius-Clapeyron

$$\ln\left(\frac{p_2}{p_1}\right) = \frac{\Delta H_{vap}^0}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

Programme du cours

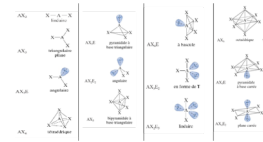
1. Structure de la matière (1 + 2)

modèle atomique, interaction photons/matière, classification périodique des éléments.



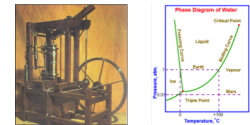
2. Liaisons chimiques et réactivité (3 + 4)

différents types de liaison, hybridation, géométries de molécules, Quantités chimiques. réaction équilibrée, réaction complète, stœchiométrie.



3. Thermodynamique (5 + 6)

énergie chimique, enthalpie, entropie, trois principes de la thermodynamique. Thermodynamique des mélanges, Équilibres chimiques



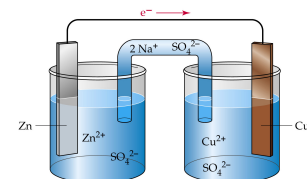
4. Acides et bases (7)

modèle de Bronsted, pK_a et pK_b , Lewis acide, solutions tampon, titrage.

Acid	Base
HCl	Cl^-
HNO_3	NO_3^-
H_2SO_4	HSO_4^-
H_2SO_3	HSO_3^-
H_2CO_3	HCO_3^-
$H_2C_2O_4$	$HC_2O_4^-$
$H_2C_2O_3$	$HC_2O_3^-$
$H_2C_2O_2$	$HC_2O_2^-$
H_2C_2O	HC_2O^-
H_2C_2	HC_2^-
H_2C	HC^-
H_2	H^-
H_2O	OH^-
H_2O_2	HO_2^-
H_2O_3	HO_3^-
H_2O_4	HO_4^-
H_2O_5	HO_5^-
H_2O_6	HO_6^-
H_2O_7	HO_7^-
H_2O_8	HO_8^-
H_2O_9	HO_9^-
H_2O_{10}	HO_{10}^-
H_2O_{11}	HO_{11}^-
H_2O_{12}	HO_{12}^-
H_2O_{13}	HO_{13}^-
H_2O_{14}	HO_{14}^-
H_2O_{15}	HO_{15}^-
H_2O_{16}	HO_{16}^-
H_2O_{17}	HO_{17}^-
H_2O_{18}	HO_{18}^-
H_2O_{19}	HO_{19}^-
H_2O_{20}	HO_{20}^-

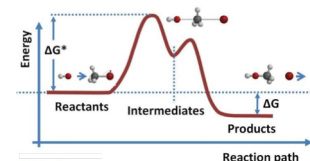
5. Electrochimie (8)

Pile thermodynamique, potentiel standard, Loi de Faraday, Loi de Nernst



6. Cinétique chimique (9)

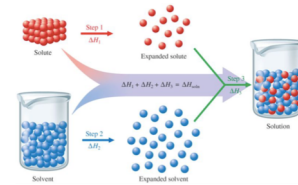
vitesse de réaction, ordre de réaction, énergie d'activation, réactions élémentaires, catalyse.



Programme du cours

7. Propriétés des solutions (11)

Enthalpie de dissolution, Produit de solubilité, Loi de Henry (solution d'un gaz dans l'eau), Propriétés colligatives des solutions



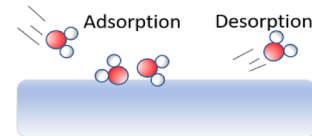
8. Propriétés des métaux (12)

Liaison et structure des bandes, structure cristalline, Phonon, propriétés thermique, propriétés électrique, propriétés magnétique, alliages. Complexes des métaux de transition

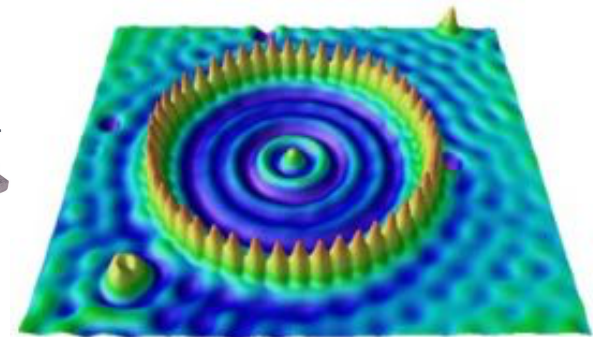
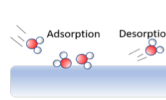
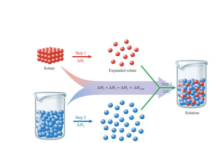
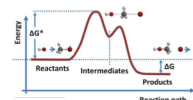
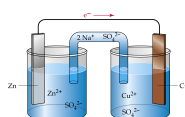
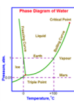
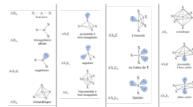
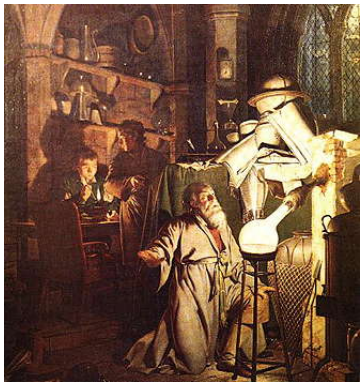


9. Chimie de la surface (13)

Structure de la surface, énergie de la surface, physisorption, chimiesorption, Thermo désorption, Spectroscopie



10. Résumé (14)



4. Acides et bases

SOMMAIRE 4. Acides et Bases

4.1. Équilibres chimiques

4.1.1. Définition des acides et des bases selon Arrhenius

4.1.2. Définition plus générale des acides et des bases (Bronsted-Lowry, 1923)

4.1.3. Les acides et les bases de Lewis

4.1.4. Constante d'acidité et de basicité

4.1.5. Autoprotolyse de l'eau

4.1.6. Force relative des paires acide-base conjuguées

4.1.7. Échelle pH

4.2. Traitement quantitatif

4.2.1. pH d'une solution d'acide fort

4.2.2. pH d'une solution d'acide faible

4.2.3. Degré de dissociation d'un acide (base) faible

4.2.4. pOH d'une solution basique fort

4.2.5. pOH d'une solution basique faible

4.2.6. Sels dans l'eau : analogue au point 4.2.2. ou 4.2.4.

4. Acides et bases

SOMMAIRE 4. Acides et Bases

4.3. Solution tampon

4.3.1. Solution tampon: Acide/sel: $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

4.3.2. Calcul du pH d'une solution tampon

4.3.3. Calcul du pH d'une solution tampon avec NaOH ajouter

4.3.4. Exemple des solutions tampons

4.4. Titrage

4.4.1. Titrage d'un acide fort par une base forte

4.4.2. Titrage d'un acide faible par une base forte

4.4.3. Titrage de base avec acide fort

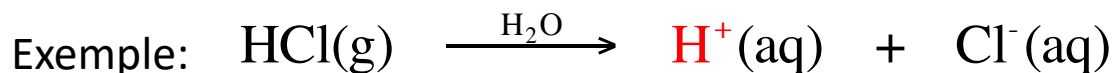
4.5. Acides polyprotiques

4. Acides et bases

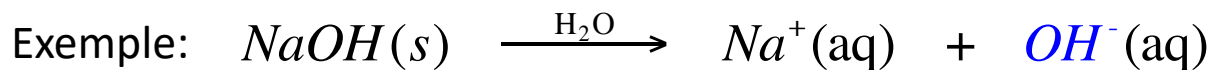
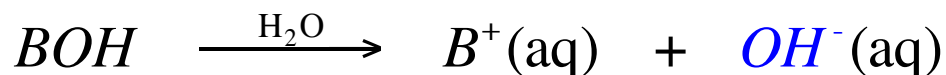
4.1. Équilibres chimiques

4.1.1. Définition des acides et des bases selon Arrhénius

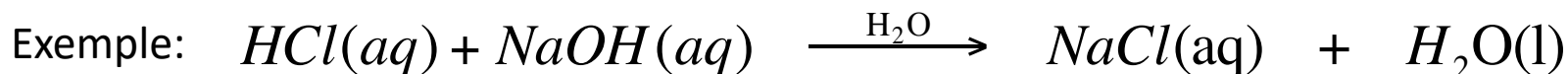
Arrhénius définit les **acides** comme étant «des substances qui se dissocient en solution aqueuse pour produire des ions hydrogène, $H^+(aq)$ ».



Les **bases** sont des substances qui, en se dissolvant dans l'eau, s'ionisent pour produire des ions hydroxydes OH^-



Réaction d'un **acide** avec une **base** selon Arrhenius: **acide + base $\rightarrow$ sel + H_2O**

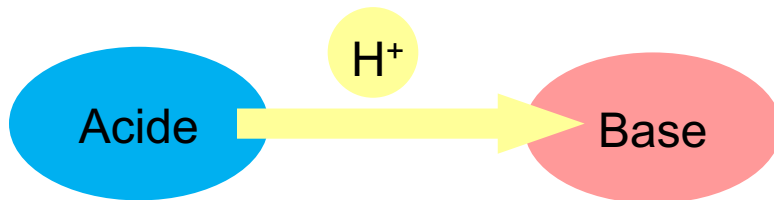


4. Acides et bases

4.1.2. Définition plus générale des acides et des bases (Bronsted-Lowry, 1923)

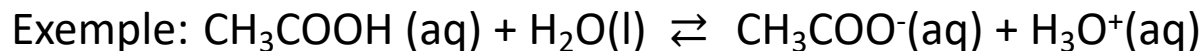
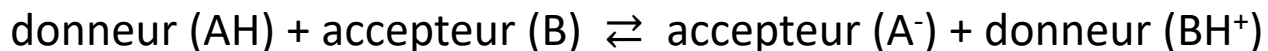
Acide → donneur de protons $HA \rightarrow A^- + H^+$

Base → accepteur de protons $B + H^+ \rightarrow BH^+$



Il n'existe plus de référence à l'eau comme solvant. La définition de Brønsted-Lowry s'applique donc aussi dans les milieux non aqueux.

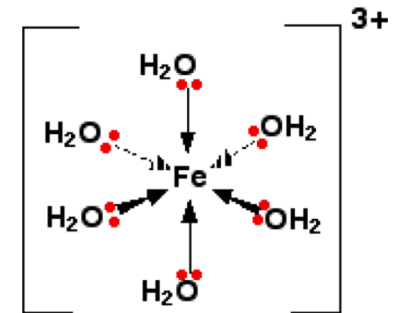
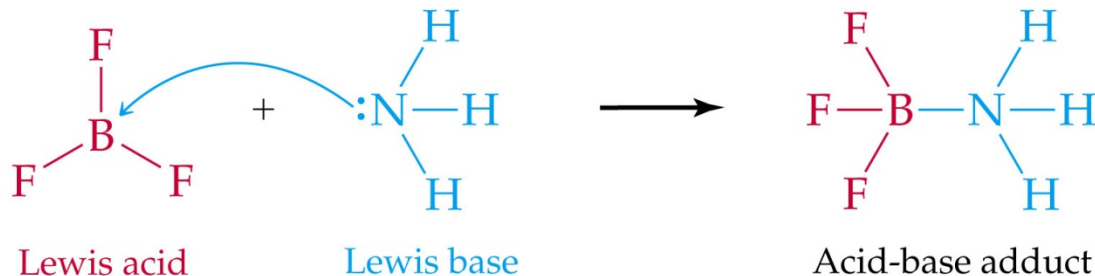
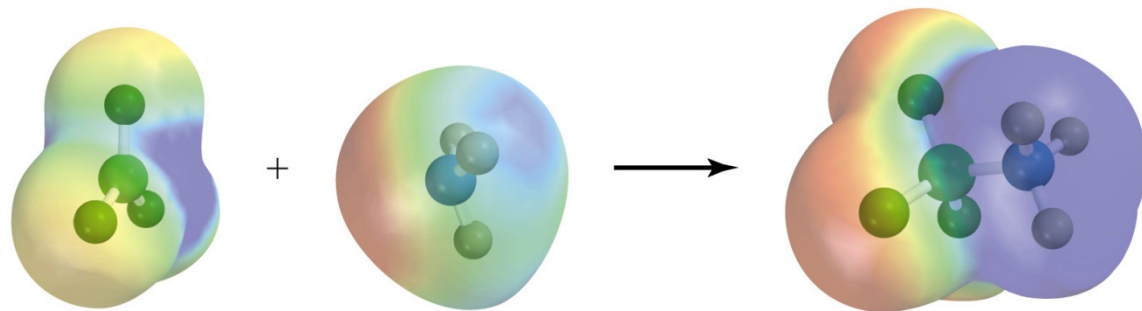
Une réaction acide/base est une réaction d'échange de protons entre deux couples donneur/accepteur.



4. Acides et bases

4.1.3. Les acides et les bases de Lewis

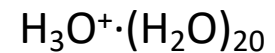
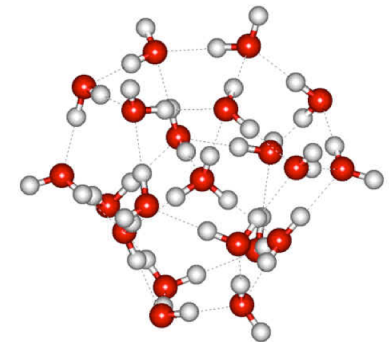
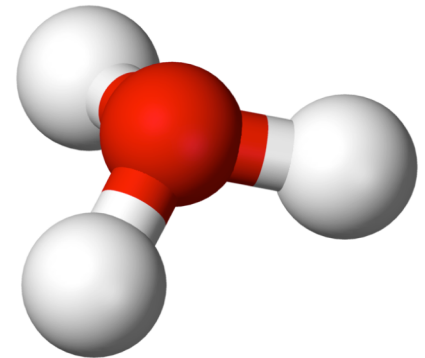
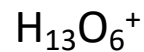
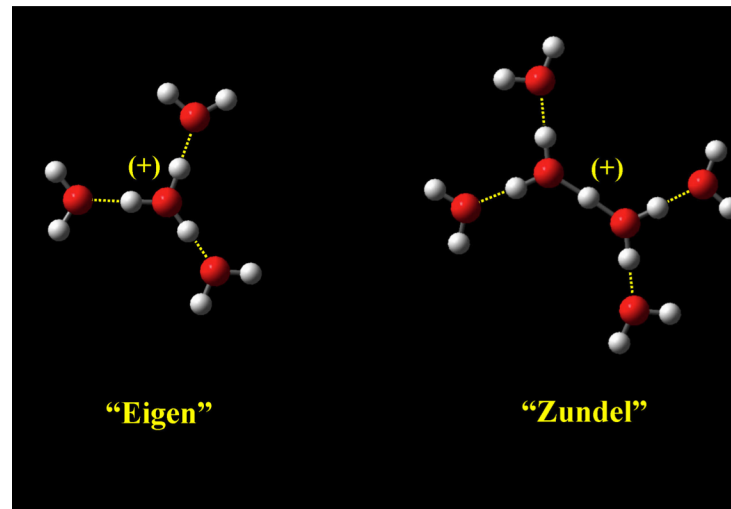
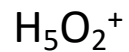
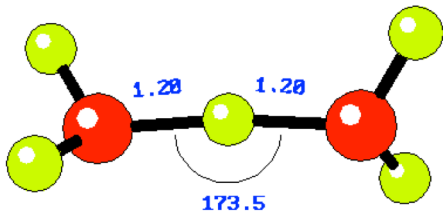
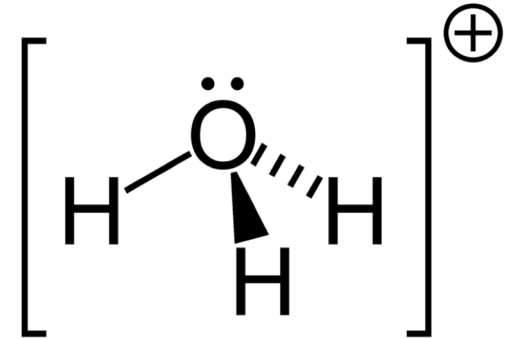
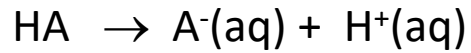
Une **base de Lewis** est une substance **qui peut donner un doublet d'électrons**. Un **acide de Lewis** est une substance **qui peut recevoir un doublet d'électron**.



Dans le complexe ci-dessus
Le cation métallique est un acide de Lewis
Les ligands (H_2O) sont des bases de Lewis

4. Acides et bases

Solution aqueuse de H^+

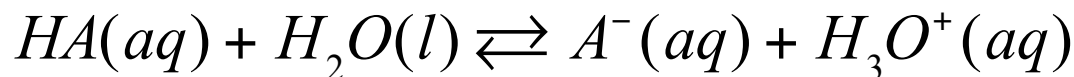


4. Acides et bases

4.1.4. Constante d'acidité K_a et de K_b basicité

➡ Les équilibres de transfert de proton sont décrits par des constantes d'équilibre K_a , K_b .

Pour un acide HA en solution aqueuse:



Pour une solution suffisamment diluée, l'activité de H_2O est égale à 1, donc :

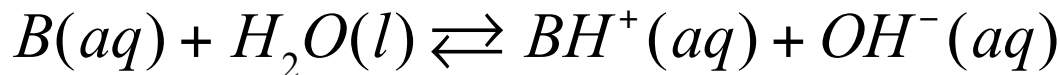
constante
d'acidité (HA / A^-)

$$K_a = \frac{([A^-] / 1\text{molL}^{-1}) ([H_3O^+] / 1\text{molL}^{-1})}{[HA] / 1\text{molL}^{-1}}$$

$$pK_a = -\log K_a$$

Pour une base B en solution aqueuse:

$$\Delta_r G^0 = -RT \ln K_a = 2.303 \cdot RT \cdot pK_a$$



constante de
basicité (B / BH^+)

$$K_b = \frac{([BH^+] / 1\text{molL}^{-1}) \cdot ([OH^-] / 1\text{molL}^{-1})}{[B / 1\text{molL}^{-1}]}$$

$$pK_b = -\log K_b$$

4. Acides et bases

Rappel: Activité (a_i) d'un constituant i

Dans le cadre de ce cours
Systèmes idéaux: $\gamma_i = 1$

- **Gaz parfaits** (coefficient d'activité $\gamma_i = 1$)

$$a_i = \gamma_i \frac{P_i}{P^0} = \frac{P_i}{P^0}$$

P^0 : pression standard = 1 bar = 100 kPa

- **Solutés a faible conc.** (coefficient d'activité $\gamma_i = 1$)

$$a_i = \gamma_i \frac{c_i}{c^0} = \frac{c_i}{c^0}$$

c^0 : concentration standard = 1 mol/L = 1 M

- **Liquides et solides purs** $a_i = 1$

4. Acides et bases

Example K_a et pK_a de quelques acides à 25°

Nom	Formule	K_a	pK_a
Ac. chlorhydrique	HCl	10^8	-8
Ac. nitrique	HNO ₃	100	-2
Ac. acétique	CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,74
Ac. hypochloreux	HCIO	$4,0 \cdot 10^{-8}$	7,40
Ac. cyanhydrique	HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$	9,21
Ac. phosphorique	H ₃ PO ₄	$6,9 \cdot 10^{-3}$	2,16
	H ₂ PO ₄ ⁻	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
	HPO ₄ ²⁻	$4,8 \cdot 10^{-13}$	12,32
Ac. sulfurique	H ₂ SO ₄	10^3	-3
	HSO ₄ ⁻	10^{-2}	2



Acide fort: $K_a \gg 1$, $pK_a < 0$

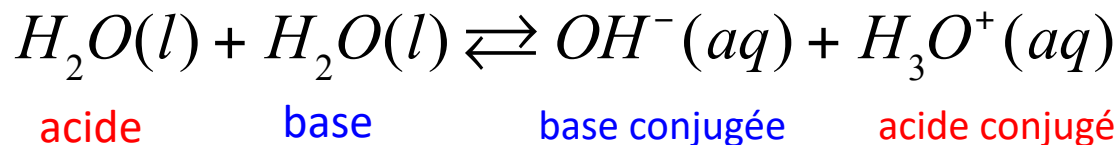
4. Acides et bases

4.1.5. Autoprotolyse de l'eau

H₂O peut agir comme un **acide** ou comme une **base**:

L'eau est amphiprotique
(espèce amphotère)

Réaction d'autoprotolyse de l'eau:



$$\rightarrow K_e = \frac{a(H_3O^+) \cdot a(OH^-)}{a(H_2O)^2} = \frac{a(H_3O^+) \cdot a(OH^-)}{1 \text{ M}^2} = 10^{-14}$$

(activité de l'eau ~ 1; liquide pur)

produit ionique de l'eau $pK_e = -\log(K_e) = 14$ à $T = 25^\circ \text{ C}$

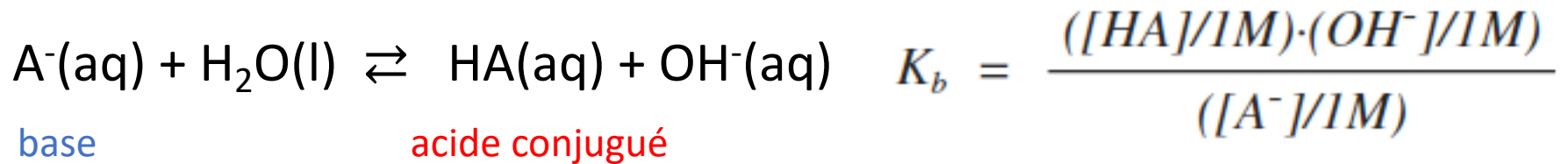
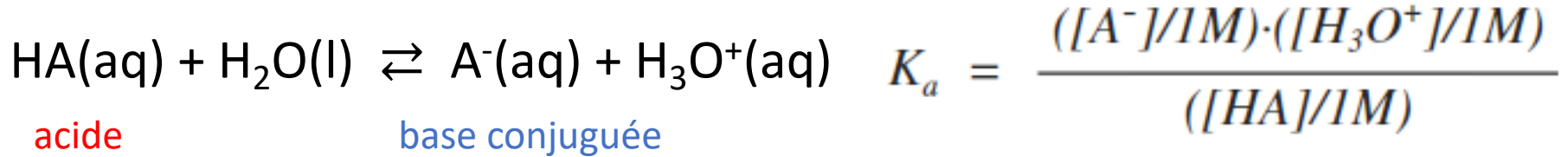
Dans l'eau pure à 25° C : $[H_3O^+] = [OH^-] \cong 10^{-7} \text{ M}$

La concentration en ions H₃O⁺ et OH⁻ est très basse dans l'eau pure.

=> **faible conductivité de l'eau distillée**

4. Acides et bases

Considérons les équilibres suivants:



Pour un acide et sa base conjuguée, les constantes d'équilibre sont reliées au produit ionique de l'eau par l'expression:

$$\longrightarrow K_a \cdot K_b = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{1\text{M}} \cdot \frac{[\text{OH}^-]}{1\text{M}} = K_e = 10^{-14} \quad \text{à } T = 25^\circ \text{ C}$$

$$K_a \cdot K_b = K_e = 10^{-14}$$

$$\text{p}K_a + \text{p}K_b = 14$$

Cette relation importante s'applique à tous les couples conjugués acide-base en solution aqueuse

4. Acides et bases

4.1.6. Force relative des paires acide-base conjuguées



Acide **fort** $\longleftrightarrow$ Base conjuguée très faible

Acide faible $\longleftrightarrow$ Base conjuguée faible

Acide très faible $\longleftrightarrow$ Base conjuguée **forte**

K_a grand: équilibre déplacé dans la direction de la déprotonation de l'acide HA et la formation de sa base conjuguée A⁻

K_a petit: équilibre déplacé dans la direction de la protonation de la base conjuguée A⁻ et de la formation de l'acide HA

4. Acides et bases



Base forte	$\longleftrightarrow$	Acide conjugué très faible
Base faible	$\longleftrightarrow$	Acide conjugué faible
Base très faible	$\longleftrightarrow$	Acide conjugué fort

K_b grand: équilibre déplacé dans la direction de la protonation de la base $\textcolor{blue}{A^-}$
et la formation de son acide conjugué $\textcolor{red}{HA}$

K_b petit: équilibre déplacé dans la direction de la déprotonation de l'acide conjugué $\textcolor{red}{HA}$
Et la formation de la base $\textcolor{blue}{A^-}$

4. Acides et bases

Paires acide-base conjuguées

Acides forts

Bases très faibles
Basicité négligeable

Acides faibles

Bases faibles

Acides très faibles
(acidité négligeable)

Bases fortes
(KOH, NaOH)

	ACID	BASE	
100% ionized in H ₂ O	Strong	HCl	Cl ⁻
		H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻
		HNO ₃	NO ₃ ⁻
		H ₃ O ⁺ (aq)	H ₂ O
Acid strength increases ↑	Weak	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻
		H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻
		HF	F ⁻
		HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻
		H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻
		H ₂ S	HS ⁻
		H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻
		NH ₄ ⁺	NH ₃
		HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻
		HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
		H ₂ O	OH ⁻
Negligible	Strong	OH ⁻	O ²⁻
		H ₂	H ⁻
		CH ₄	CH ₃ ⁻
			100% protonated in H ₂ O

Base strength increases ↓

4. Acides et bases

4.1.7. L'échelle des pH

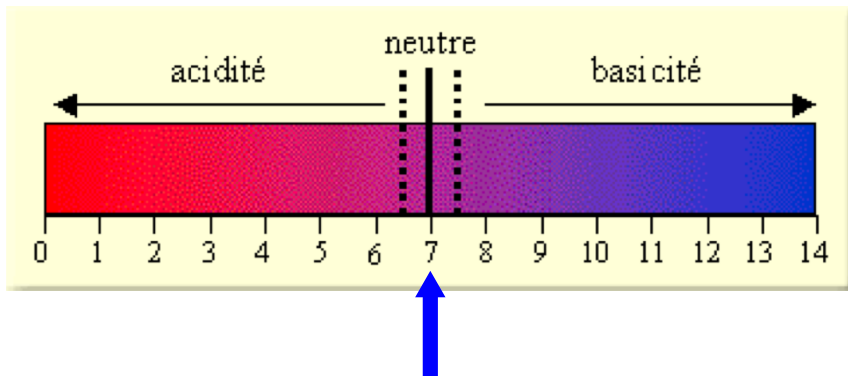
Acidité

$\text{pH} = -\log(a_{\text{H}^+})$ en général



Molarité des ions H^+ , échelle logarithmique

Plus la solution est acide, plus la concentration en H^+ est grande et donc plus la valeur du pH est basse.



$\text{pH} = 7$: pH de l'eau pure

Solution acide: $\text{pH} < 7$

Solution basique: $\text{pH} > 7$

$\text{pOH} = -\log([\text{OH}^-]/1\text{M})$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}^+]/1\text{M})$$

pour des concentrations faibles

	$[\text{H}^+] \text{ (M)}$	pH	pOH	$[\text{OH}^-] \text{ (M)}$
	$1 (1 \times 10^{-0})$	0.0	14.0	1×10^{-14}
Gastric juice	1×10^{-1}	1.0	13.0	1×10^{-13}
Lemon juice	1×10^{-2}	2.0	12.0	1×10^{-12}
Cola, vinegar	1×10^{-3}	3.0	11.0	1×10^{-11}
Wine	1×10^{-4}	4.0	10.0	1×10^{-10}
Tomatoes	1×10^{-5}	5.0	9.0	1×10^{-9}
Banana	1×10^{-6}	6.0	8.0	1×10^{-8}
Black coffee	1×10^{-7}	7.0	7.0	1×10^{-7}
Rain	1×10^{-8}	8.0	6.0	1×10^{-6}
Saliva	1×10^{-9}	9.0	5.0	1×10^{-5}
Milk	1×10^{-10}	10.0	4.0	1×10^{-4}
Human blood, tears	1×10^{-11}	11.0	3.0	1×10^{-3}
Egg white, seawater	1×10^{-12}	12.0	2.0	1×10^{-2}
Baking soda	1×10^{-13}	13.0	1.0	1×10^{-1}
Borax	1×10^{-14}	14.0	0.0	$1 (1 \times 10^{-0})$
Milk of magnesia				
Lime water				
Household ammonia				
Household bleach				
NaOH, 0.1 M				

Pour une solution aqueuse, $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

4. Acides et bases

4.2. Traitement quantitatif des équilibres acide–base dans l'eau

Acid dans l'eau



Autoprotolyse de l'eau



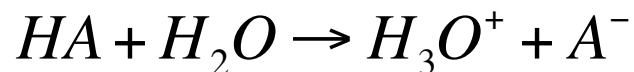
4 équations: K_a , K_e , concentration initiale d'acide c_a donnée; H^+ , OH^- , HA , A^- cherchés

- 1) Equilibre dissociation: $\frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K_a$
- 2) Autoprotolyse de l'eau: $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_e = 10^{-14}$
- 3) Bilan des masses (conservation de masse): $[\text{HA}] + [\text{A}^-] = [\text{HA}]_0 = c_a$
- 4) Electroneutralité (conservation de charge): $[\text{H}^+] - [\text{OH}^-] - [\text{A}^-] = 0$

Remarque par souci de simplicité, on exprime ici K_a et K_e à partir des concentrations des espèces chimiques. Pour retrouver les constantes d'équilibre adimensionnelles, il faut diviser chaque concentration par 1 M.

4. Acides et bases

Soit une solution aqueuse d'un acide fort HA avec $c_a = [HA]_0$ concentration initiale



$$\frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = K_a \gg 1$$

$$[H^+] = [HA]_0 = c_a$$

$$pK_a < 0$$

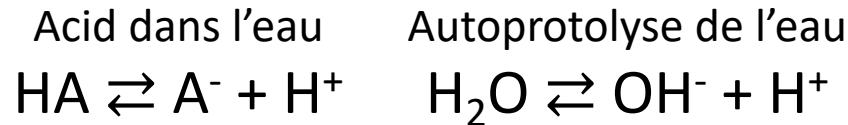
$$pH = -\log ([H^+]/1M) = -\log (c_a/1M)$$

Exemples: 0.1 M HCl : $pH = -\log(0.1) = 1.00$

$$10^{-3} \text{ M HCl} = -\log(10^{-3}) = 3.00$$

4. Acides et bases

4.2.1. pH d'une solution d'un acide fort



Soit une solution diluée d'un acide fort:
 $K_a \gg 1$, dissociation complète, c_A

1) Equilibre dissociation: $\frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = K_a$

2) Autoprotolyse de l'eau: $[H^+][OH^-] = K_e = 10^{-14}$

$HA \ll [A^-]$, HA négligeable dans le cas d'un acide fort, $[A^-] = C_A$ (approximativement)

3) Bilan des masses (conservation de masse): $[HA] + [A^-] = [HA]_0 = c_a$

4) Electroneutralité (conservation de charge): $[H^+] - [OH^-] - [A^-] = 0$

D'après équation 3: $[A^-] = [HA]_0 = c_a$ avec $[HA] = 0$

D'après équation 4: $[H^+] = [A^-] + [OH^-] = c_a + [OH^-]$

D'après équation 2: $[OH^-] = K_e/[H^+]$ on obtient $[H^+] = c_a + (K_e/[H^+])$

ou $[H^+]^2 - c_a \cdot [H^+] - K_e = 0$

Et finalement on trouve $[H^+] = \frac{c_a}{2} \pm \sqrt{\left(\frac{c_a}{2}\right)^2 + K_e}$, $\left(\frac{c_a}{2}\right)^2 \gg K_e \quad [H^+] = c_a$

4. Acides et bases

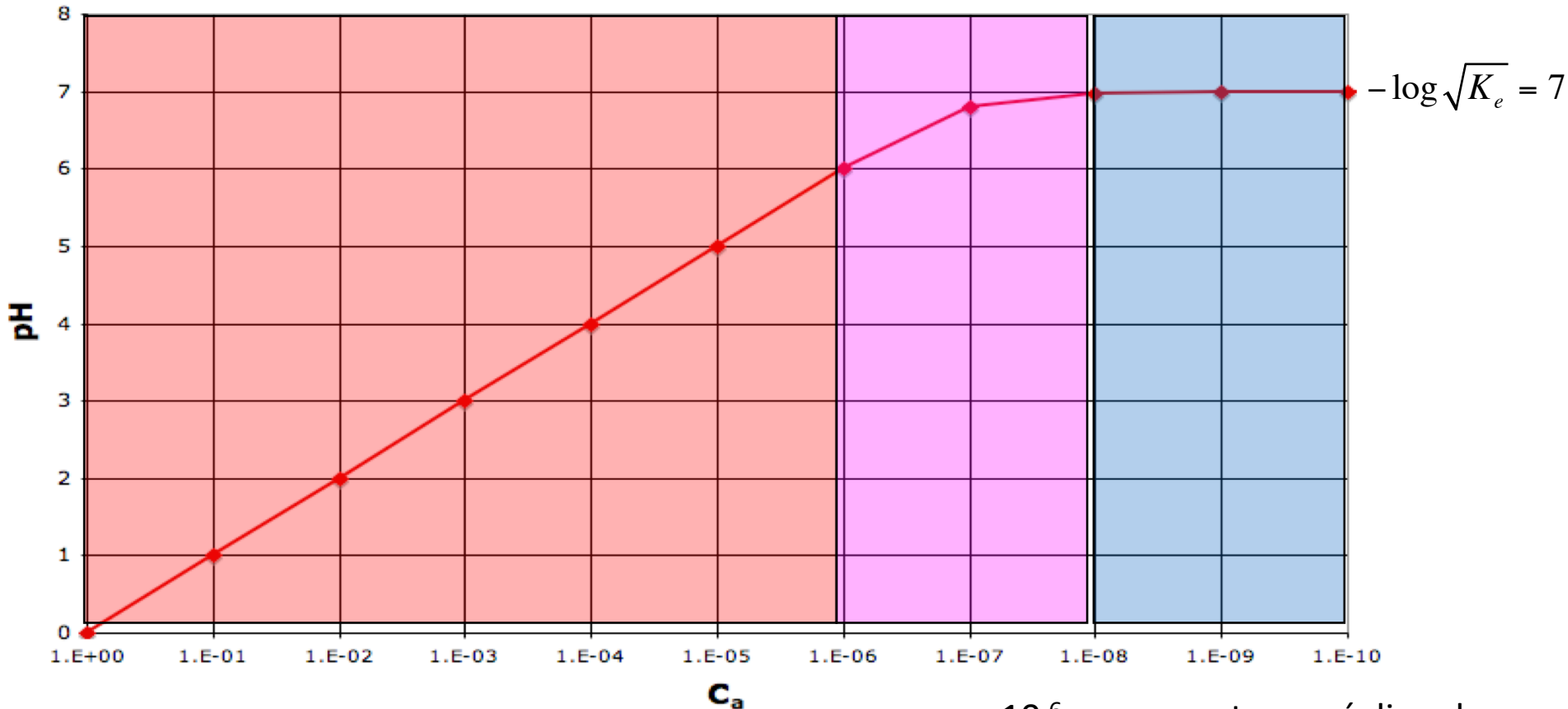
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ Dissolution complète de l'acide HCl à une conc. c_a

$$c_a > 10^{-6} \Rightarrow [\text{H}^+] = c_a$$

$$[\text{H}^+] = \frac{c_a + \sqrt{c_a^2 + 4K_e}}{2}$$

$$c_a < 10^{-8} \Rightarrow [\text{H}^+] \cong 10^{-7}$$



pour $c_a < 10^{-6}$ on ne peut pas négliger la dissociation de l'eau !

4. Acides et bases

Question

Quelle concentration d'acide nitrique HNO_3 ($\text{pK}_a = -2$) doit être ajoutée à de l'eau à 25°C pour obtenir $[\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ M}$? (Négliger la variation de volume)

- 1) 10^{-9} M
- 2) 10^{-5} M
- 3) 10^{-1} M

4. Acides et bases

Solution

Quelle concentration d'acide nitrique HNO_3 ($\text{pK}_a = -2$) doit être ajoutée à de l'eau à 25°C pour obtenir $[\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ M}$? (Négliger la variation de volume)

- 1) 10^{-9} M
- 2) 10^{-5} M
- 3) 10^{-1} M

Acide nitrique : ($\text{pK}_a = -2$)
acide fort complètement dissocié

dans l'eau $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

$$\text{pH} = -\log a_{\text{H}^+} = -\log ([\text{H}^+]/1\text{M})$$

$$\text{pOH} = -\log a_{\text{OH}^-} = -\log ([\text{OH}^-]/1\text{M})$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ M} = [\text{HNO}_3]_{\text{initial}}$$

4. Acides et bases

4.2.2. pH d'une solution d'un acide faible

Soit une solution aqueuse diluée d'un acide faible HA. Concentration initiale $[HA]_0 = c_a$



Exemple: c_a M solution de HA: CH_3COOH : $pK_a = 4.75$ dissociation

	HA	H_3O^+	A^-
Concentration initiale	c_a	0	0
Variation des concentrations	-x	+x	+x
Concentration finale	$c_a - x$	x	x

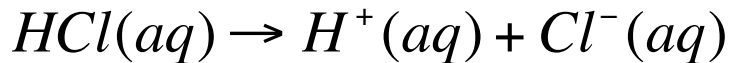
$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{c_a - x} \quad x_{1,2} = -\frac{K_a}{2} \pm \sqrt{\left(\frac{K_a}{2}\right)^2 + c_a \cdot K_a}$$

$$x^2 + x \cdot K_a - c_a \cdot K_a = 0 \quad x = -\frac{K_a}{2} + \sqrt{\left(\frac{K_a}{2}\right)^2 + c_a \cdot K_a} \approx \sqrt{c_a \cdot K_a} \quad \text{pour } c_a \gg K_a$$

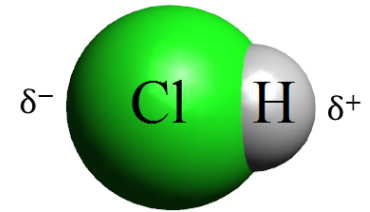
4. Acides et bases

Exemples: acide fort et faible

Acide fort: acide chlorhydrique (HCl) $K_a = 10^8$

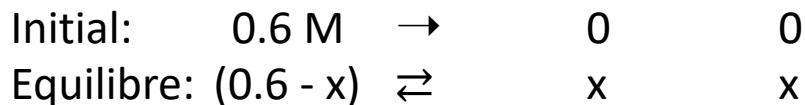
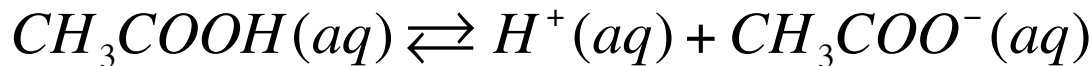


Acide fort: $[H^+] = 0.6 \text{ M}$ $pH = -\log a_{H^+} = -\log [H^+]/1M = 0.22$



0.6 M HCl(aq): pH = ?

Acide faible: acide acétique (vinaigre) $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$



$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{c_a - x}$$

$$x \approx \sqrt{c_a \cdot K_a} \text{ pour } c_a \gg K_a$$

$$x = \sqrt{0.6 \cdot 1.8 \cdot 10^{-5}} = 0.0033$$



0.6 M CH₃COOH(aq) pH = ?

$$x = [H^+] = 3.28 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$pH = -\log a_{H^+} = -\log [H^+]/1M = 2.48$$

4. Acides et bases

4.2.3. Degré de dissociation d'un acide (base) faible

Pour une même concentration initiale $[HA]_0$, les acides faibles conduisent à une concentration en ions H_3O^+ plus faible que les acides forts.

Degré d'ionisation α d'un acide faible



DEFINITION: $\alpha = \frac{[A^-]}{[HA]_0}$

Pour un acide fort: $\alpha \approx 1$

	HA	$\rightleftharpoons$	H⁺	+	A⁻
Initial	$[HA]_0$		0		0
Equilibre	$[HA]_0 - x$		x		x

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{[HA]_0 - x} = \frac{\{\alpha \cdot [HA]_0\}^2}{[HA]_0 - \alpha \cdot [HA]_0} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} [HA]_0$$

$$\alpha^2 + \frac{K_a}{[HA]_0} \cdot \alpha - \frac{K_a}{[HA]_0} \rightarrow \alpha_{1,2} = -\frac{K_a}{2 \cdot [HA]_0} \pm \sqrt{\left(\frac{K_a}{[HA]_0}\right)^2 + \frac{K_a}{[HA]_0}}$$

$$\alpha_{1,2} = -\frac{K_a}{2 \cdot [HA]_0} + \sqrt{\left(\frac{K_a}{[HA]_0}\right)^2 + \frac{K_a}{[HA]_0}} \rightarrow \frac{K_a}{[HA]_0} \ll 1 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{[HA]_0}}$$

4. Acides et bases

Exemple:

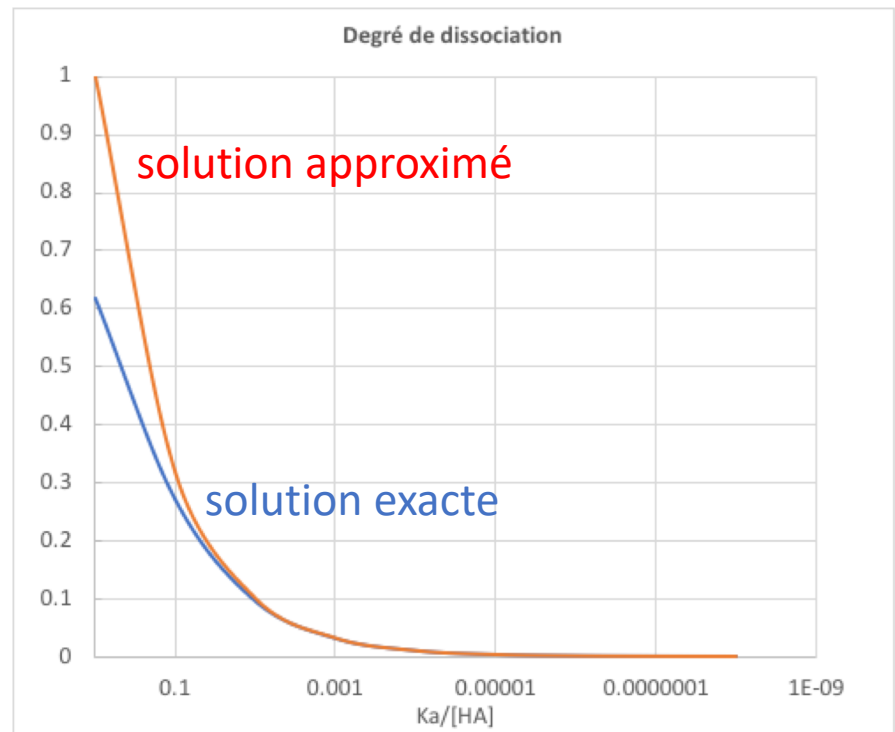
Vinaigre: 1 M $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$: $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$

$$\alpha = -\frac{K_a}{2 \cdot [\text{HA}]_0} + \sqrt{\left(\frac{K_a}{[\text{HA}]_0}\right)^2 + \frac{K_a}{[\text{HA}]_0}} \quad \text{solution exacte}$$

$$\alpha = 4.225 \cdot 10^{-3} = 0.42 \%$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{[\text{HA}]_0}} \quad \text{solution approximé}$$

$$\alpha = 4.243 \cdot 10^{-3} = 0.42 \% (\Delta < 0.002\%)$$



4. Acides et bases

Expérience:

Degré de dissociation d'un acide fort et d'un acide faible



0.6 M HCl(aq)

$[H^+] = 0.6 \text{ M}$

$\alpha = 100 \%$



0.6 M CH₃COOH(aq)

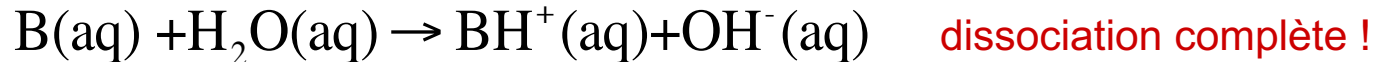
$[H^+] = 3.28 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$\alpha = 0.55 \%$

4. Acides et bases

4.2.4. pH d'une solution de base forte

Soit une solution aqueuse d'une base forte B avec $c_b = [B]_0$ concentration initiale de B



concentration initiale $c_b = [B]_0$

$$\frac{[B^+][OH^-]}{[B]} = K_b \gg 1$$

$$pOH = -\log(c_b)$$

Exemples:

$$0.1 \text{ M NaOH : } pOH = -\log(0.1) = 1.00 \\ pH = 14 - pOH = 13$$

$$10^{-3} \text{ M NaOH, } pOH = -\log(10^{-3}) = 3.00 \\ pH = 14 - pOH = 11$$

~~$$10^{-8} \text{ M NaOH, } pOH = -\log(10^{-8}) = 8.00 \\ pH = 14 - pOH = 6 ?$$~~ **Faux !**

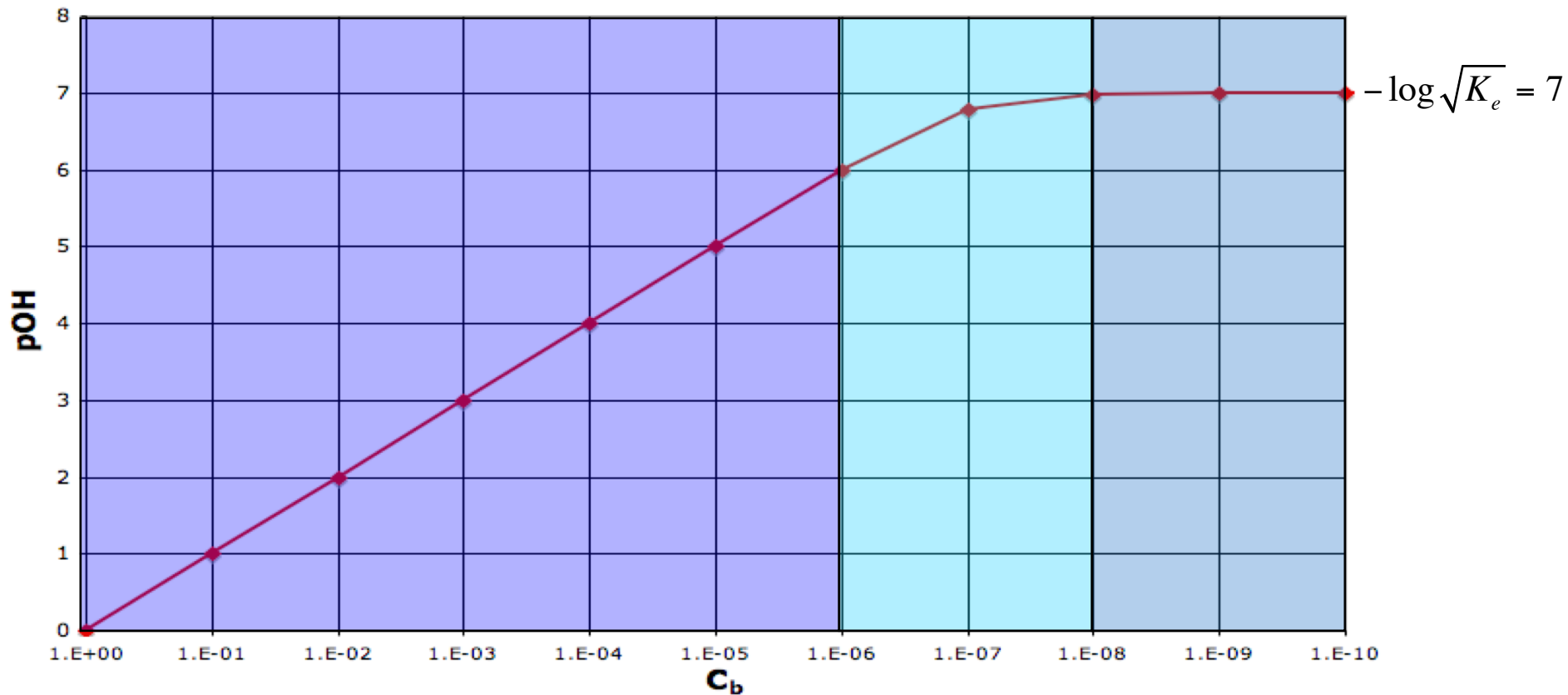
Exception: $c_b < 10^{-6}$ l'autoprotolyse de l'eau n'est plus négligeable !

4. Acides et bases

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$c_b > 10^{-6} \Rightarrow [\text{OH}^-] = c_b \quad [\text{OH}^-] = \frac{c_b + \sqrt{c_b^2 + 4K_e}}{2} \quad c_b < 10^{-8} \Rightarrow [\text{H}^+] \approx 10^{-7}$$



pour $c_b < 10^{-6}$ on ne peut pas négliger la dissociation de l'eau!

4. Acides et bases

4.2.5. pOH d'une solution d'un base faible

Soit une solution aqueuse diluée d'une base faible B. Concentration initiale $[B]_0 = c_b$



Exemple: c_b M solution de B:

	B	BH ⁺	OH ⁻
Concentration initiale	c_b	0	0
Variation des concentrations	-x	+x	+x
Concentration finale	$c_b - x$	x	x

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = \frac{x^2}{c_b - x}$$

$$x_{1,2} = -\frac{K_b}{2} \pm \sqrt{\left(\frac{K_b}{2}\right)^2 + c_a \cdot K_b}$$

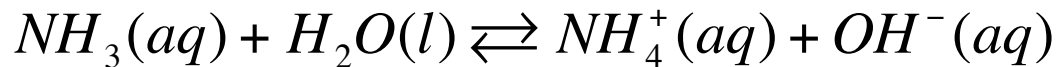
$$x^2 + x \cdot K_b - c_a \cdot K_b = 0$$

$$x = -\frac{K_b}{2} + \sqrt{\left(\frac{K_b}{2}\right)^2 + c_a \cdot K_b} \approx \sqrt{c_b \cdot K_b} \quad \text{pour } c_b \gg K_b$$

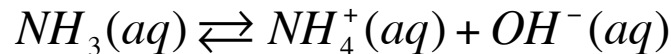
4. Acides et bases

Exemple: base faible

base faible: ammoniacque (NH_3) $K_b = 1.76 \cdot 10^{-5}$



0.6 M $\text{NH}_3(aq)$ pH = ?



Initial:	0.6 M	0	0
Equil:	(0.6 - x)	x	x

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} = \frac{x^2}{c_b - x}$$

$$x \approx \sqrt{c_b \cdot K_b} \text{ pour } c_b \gg K_b$$

$$x = \sqrt{0.6 \cdot 1.76 \cdot 10^{-5}} = 0.0033$$

$$x = [\text{OH}^-] = 3.25 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 2.49$$

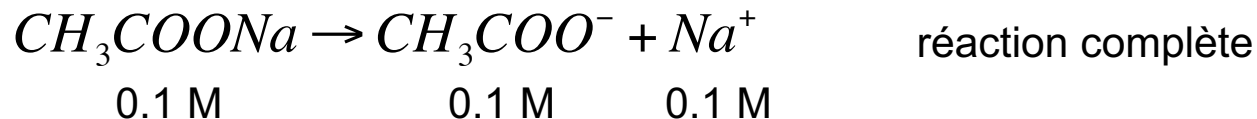
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11.5$$

4. Acides et bases

4.2.6. Sels dans l'eau

La dissolution de certains sels peut changer le pH d'une solution:

1. *Les sels (solubles) sont totalement dissociés dans l'eau*
2. *Identification de l'acidité/basicité des ions dissous*



Na^+ : acide conjugué d'une base forte (NaOH): acide négligeable

CH_3COO^- : base faible (base conjuguée d'un acide faible): $\text{pH} > 7$

Ce problème revient à calculer le pH d'une base faible

Dans notre exemple : 0.1 M CH_3COO^-

4. Acides et bases

3: le pH résultant de la dissolution du sel CH_3COONa (0.1 M) dans l'eau revient à calculer le pH d'une base faible



0.1	0	0	$\text{pK}_b \text{ CH}_3\text{COOH} = 14 - 4.75 = 9.25 = -\log K_b$
0.1-x	x	x	

$$K_b = 10^{-9.25} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]} = \frac{x^2}{c_b - x}$$

$$x^2 + x \cdot K_b - c_b \cdot K_b = 0$$

$$x_{1,2} = -\frac{K_b}{2} \pm \sqrt{\left(\frac{K_b}{2}\right)^2 + c_b \cdot K_b}$$

$$x = -\frac{K_b}{2} + \sqrt{\left(\frac{K_b}{2}\right)^2 + c_b \cdot K_b} \approx \sqrt{c_b \cdot K_b} \quad \text{pour } c_b \gg K_b$$

$$x = 7.48 \cdot 10^{-6} \text{ M} : \text{concentration de OH}^-, \text{pOH } 5.1$$

$$\text{pH} = 8.87 \text{ Solution basique}$$

4. Acides et bases

Question

Est-ce que la dissolution du sel NaCl dans l'eau donne une solution?

- 1) acide
- 2) neutre
- 3) basique

4. Acides et bases

Solution

Est-ce que la dissolution du sel NaCl dans l'eau donne une solution?

1) acide

2) neutre

3) basique

Na^+ acide conjugué de NaOH (base forte): acidité négligeable

Cl^- base conjuguée de HCl (acide fort) : basicité négligeable

ni Na^+ ni Cl^- ne réagissent avec l'eau, ce sont des ions spectateurs qui n'influencent pas le pH

4. Acides et bases

Question

Est-ce que la dissolution du sel NH_4Cl dans l'eau donne une solution?

- 1) acide
- 2) neutre
- 3) basique

4. Acides et bases

Solution

Est-ce que la dissolution du sel NH_4Cl dans l'eau donne une solution?

1) acide

2) neutre

3) basique

NH_4^+ : acide conjugué d'une base faible (NH_4OH): acide faible

Cl^- : spectateur

Acide faible dans l'eau

4. Acides et bases

EXPERIENCE

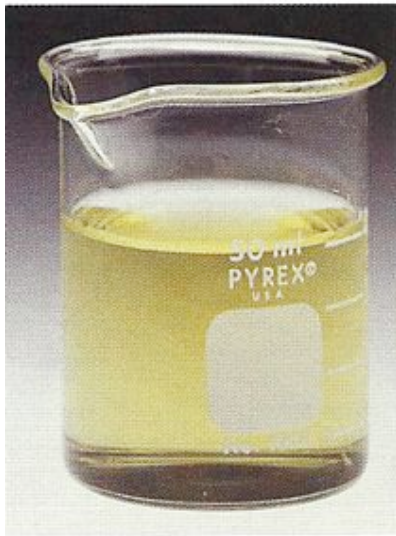
La dissolution de certains sels peut changer le pH d'une solution:

acétate de sodium $\text{CH}_3\text{COONa(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq})$ $\text{pH} > 7$

chlorure de sodium $\text{NaCl(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq})$ $\text{pH} = 7$

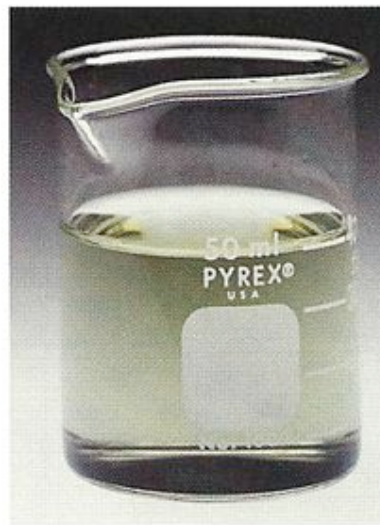
chlorure de ammonium $\text{NH}_4\text{Cl(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq})$ $\text{pH} < 7$

Solutions de trois composés ioniques avec indicateur bromothymol:



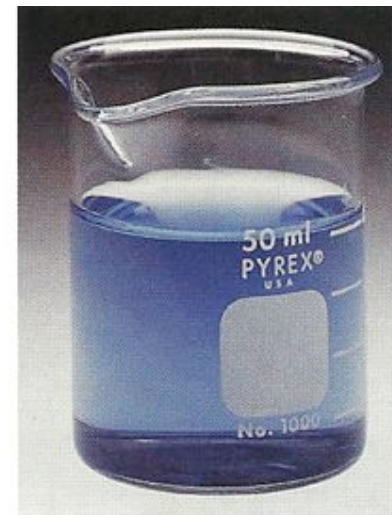
$\text{NH}_4\text{Cl(aq)}$

$\text{pH} < 7$



NaCl(aq)

$\text{pH} = 7$



$\text{CH}_3\text{COONa(aq)}$

$\text{pH} > 7$

4. Acides et bases

Question

Quel est le pH d'une solution de 10^{-8} M HCl dans l'eau?

1) pH = 8

2) pH < 7

3) pH > 7

4. Acides et bases

Solution

Quel est le pH d'une solution de 10^{-8} M HCl dans l'eau?

1) pH = 8

2) pH < 7

3) pH > 7

L'autoprotolyse de l'eau n'est plus négligeable

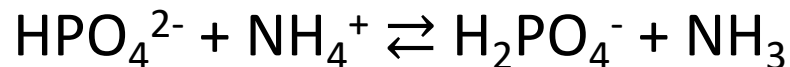
La concentration de H^+ venant de l'eau est 10^{-7} M

pH = 6.98

4. Acides et bases

Question

Dans la réaction suivante, quelles espèces jouent le rôle de l'acide ?



1) HPO_4^{2-} , NH_3

2) HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-

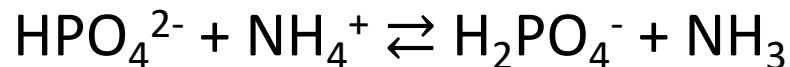
3) NH_4^+ , H_2PO_4^-

4) NH_4^+ , NH_3

4. Acides et bases

Solution

Dans la réaction suivante, quelles espèces jouent le rôle de l'acide ?



1) HPO_4^{2-} , NH_3

2) HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-

3) NH_4^+ , H_2PO_4^- NH_4^+ et H_2PO_4^-
Donnent un ion H^+

4) NH_4^+ , NH_3 (ou $\text{H}(\text{H}_2\text{O})_n^+$)

4. Acides et bases

4.3. Solution tampon

Définition : une solution tampon est une solution dont le pH résiste à l'addition de petites quantités d'ions OH^- ou H_3O^+

Une solution tampon contient une source et un drain de protons (HA et A^-)
Elle est formée d'un acide faible et de sa base (faible) conjuguée (ou d'une base faible et de son acide (faible) conjugué)

Son pH est donné par l'équation de **Henderson-Hasselbalch**

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \longrightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{c_b}{c_a}\right)$$

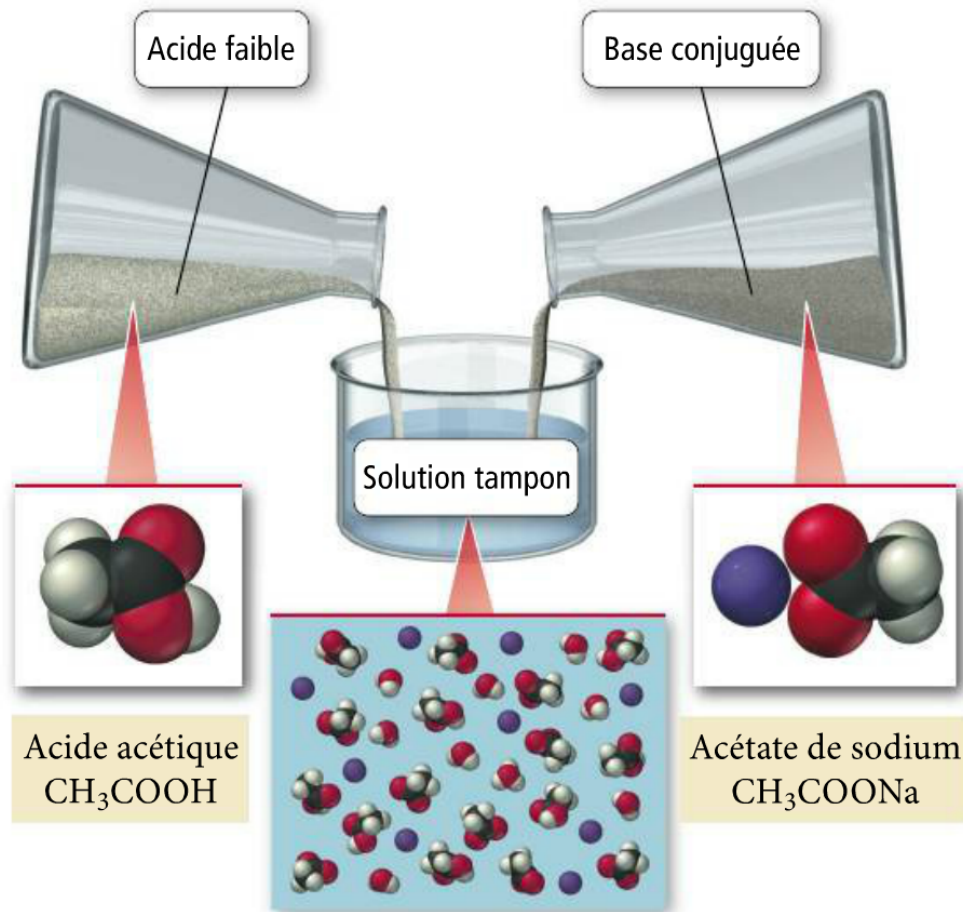
C_b et C_a sont les concentrations initiales (connues) de la solution
Elles sont pratiquement égales aux concentrations à l'équilibre $C_a - x$ ou $C_b + x$,
 $x \ll C_a, C_b$

Pouvoir tampon (source et drain de H^+)

- Quand on ajoute H^+ , les ions H^+ réagissent quasi-complètement avec la base
- Quand on ajoute OH^- , ils réagissent quasi-complètement avec l'acide

4. Acides et bases

Exemple de solution tampon

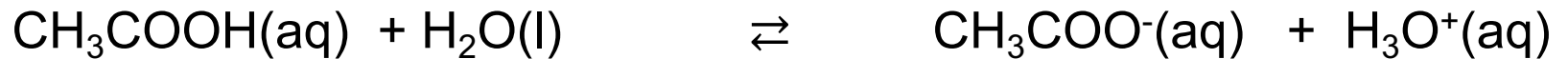


Quantités importantes,
(typiquement 10 – 100 mM)
et similaires d'un acide faible
et de sa base conjuguée

CH_3COONa : sel qui se dissout complètement dans l'eau

4. Acides et bases

4.3.1. Solution tampon: Acide/sel: $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$



Init.	C_a	C_b	0
Modif.	-x	x	x
Equil.	$C_a - x$	$C_b + x$	x

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(c_b + x) \cdot x}{(c_a - x)}$$

$$\text{pour } x \ll c_a, c_b \longrightarrow K_a = x \frac{c_b}{c_a}$$

* Pour $x \ll C_a, C_b$; x peut être négligé dans l'expression de la constante d'équilibre

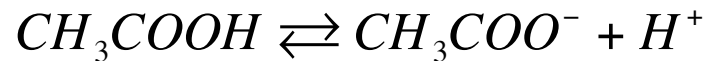
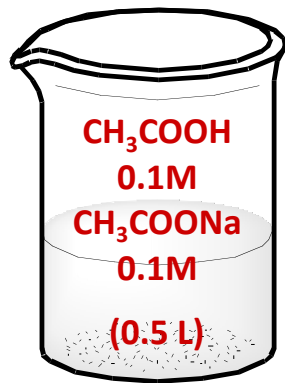
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{c_b}{c_a}\right)$$

Equation de Henderson-Hasselbalch

4. Acides et bases

4.3.2. Calcul du pH d'une solution tampon

Solution de 0.1 M CH_3COOH et 0.1 M CH_3COONa dans l'eau



*dissolution complète
donne 0.1 M CH_3COO^-
 $K_a = 1.85 \cdot 10^{-5}$*

calcul du pH de la solution tampon

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H^+
Initial:	0.1	0.1	0
Equilibre:	$0.1-x$	$0.1+x$	x

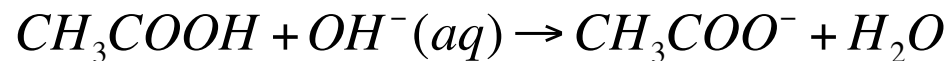
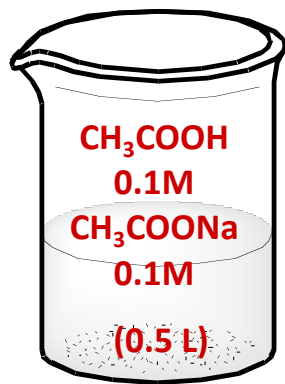
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(0.1+x) \cdot x}{(0.1-x)} \approx x \longrightarrow \text{pH} = -\log(K_a)$$

$$\text{pH} = 4.73$$

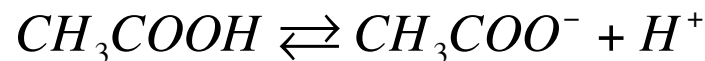
4. Acides et bases

4.3.3. Calcul du pH d'une solution tampon avec NaOH ajouter

on ajoute 0.5 l de 0.01 M NaOH(aq) et on a 1 l de solution.



dissolution complète
donne 0.05 M CH_3COO^-



0.005 mol OH^- neutralisent

0.005 mol l'acide HA

Initial:

CH_3COOH

0.05-0.005

CH_3COO^-

0.05+0.005

H^+

0

Equilibre:

0.045-x

0.055+x

x

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{(0.055+x) \cdot x}{(0.045-x)} \approx \frac{0.055}{0.045} x \longrightarrow pH = -\log\left(\frac{0.045}{0.055} K_a\right)$$

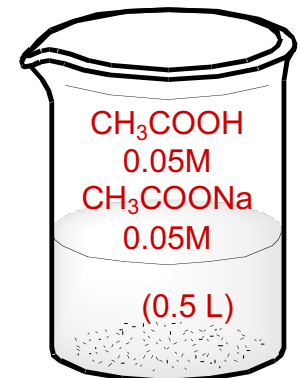
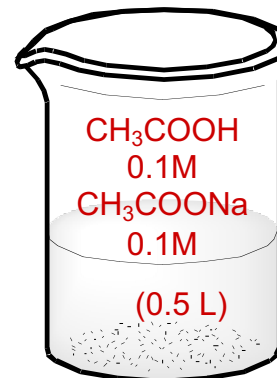
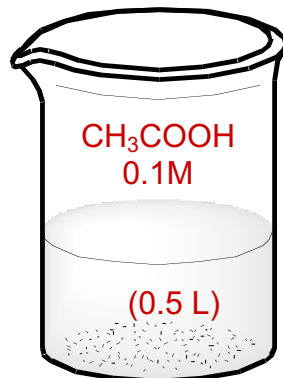
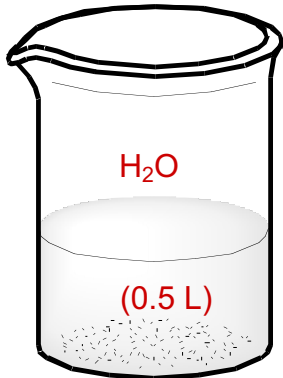
pH = 4.83

$\Delta pH = +0.1$

4. Acides et bases

Expérience: solutions tampons

À chaque bécher on ajoute 0.5 L de NaOH 0.01M



pH	7	2.9	4.75	4.75
pH	11.7	3.8	4.84	4.93
ΔpH	4.7	0.9	0.09	0.18

Équation
Henderson
Hasselbalch:

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right) = 4.74 + \log\left(\frac{0.055}{0.045}\right)$$

↙
0.09

$$\log\left(\frac{0.03}{0.02}\right) = 0.18$$

4. Acides et bases

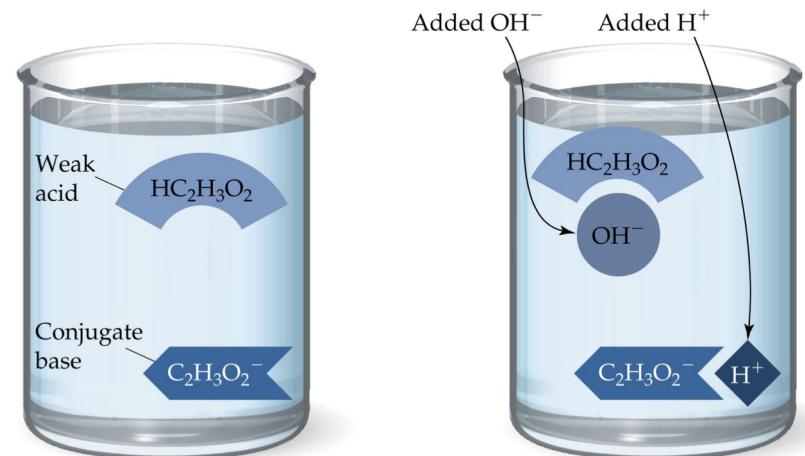
4.3.4. Exemple des solutions tampons

Un couple acide / base conjugué ne permet pas de préparer des solutions tampons de n'importe quel pH. L'effet tampon est maximum pour $\text{pH} = \text{pK}_a$.

pH du tampon désiré	Acide / base conjuguée	pK_a
4.7 ± 0.2 (± 1)	$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$	4.76
7.2 ± 0.2	$\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$	7.21
12.3 ± 0.2	$\text{HPO}_4^{2-} / \text{PO}_4^{3-}$	12.32
10.4 ± 0.2	$\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$	10.33

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

Dans une solution tampons le pH est stabilisé, parce qu'il y a présence d'une source de protons (l'acide faible) et un drain de protons (la base conjuguée).



4. Acides et bases

Question

Quelle quantité de CH_3COONa devez vous ajouter à une solution aqueuse de 10^{-2} M CH_3COOH pour obtenir une solution tampon à un pH de 3.75.

(On néglige les effets de la dilution)

$$\text{pK}_a (\text{CH}_3\text{COOH}) = 4.75$$

- 1) 10^{-2} M CH_3COONa
- 2) 10^{-1} M CH_3COONa
- 3) 10^{-3} M CH_3COONa

4. Acides et bases

Solution

Quelle quantité de CH_3COONa devez vous ajouter à une solution aqueuse de 10^{-2} M CH_3COOH pour obtenir une solution tampon à un pH de 3.75.

(On néglige les effets de la dilution)

$$\text{pK}_a (\text{CH}_3\text{COOH}) = 4.75$$

1) 10^{-2} M CH_3COONa

2) 10^{-1} M CH_3COONa

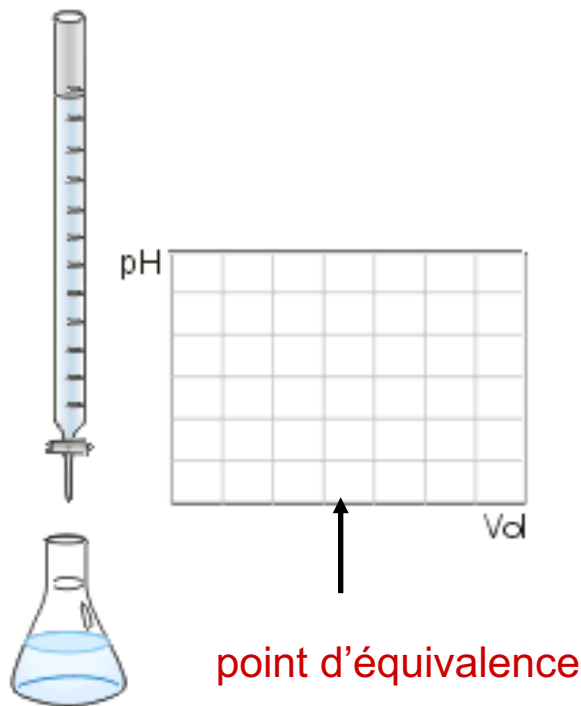
3) 10^{-3} M CH_3COONa

$$\text{pH} \cong \text{pK}_a + \log \frac{C_b}{C_a} = 4.75 + \log \frac{\text{CH}_3\text{COO}^-}{\text{CH}_3\text{COOH}}$$

4. Acides et bases

4.4. Principe des titrages acide-base

- Déterminer la **quantité d'acide** présent dans une solution en y ajoutant une quantité équivalente de base.
- Déterminer la **quantité de base** présente dans une solution en y ajoutant une quantité équivalente d'acide.



Volume V connu
d'une solution acide
de normalité inconnue

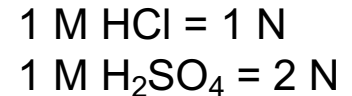
+

ajout progressif d'une
solution basique de
normalité connue



point d'équivalence
Autant d'équivalents
de base que d'équivalents
d'acide présent au départ

*La normalité (N)
d'une solution
correspond au nombre
d'équivalents-
grammes de soluté
présents dans 1L de
solution.*



4. Acides et bases

4.4.1. Titrage d'un acide fort par une base forte

On trace $\text{pH} = f(x)$: **courbe de titrage**

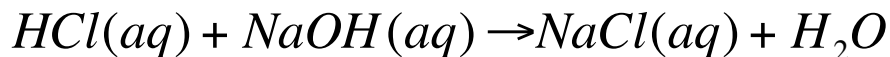
n : nombre d'équivalents de base ajoutés, n_0 : nombre d'équivalents d'acide à titrer

Neutralisation $\longrightarrow n / n_0 = x = 1$ Point d'équivalence

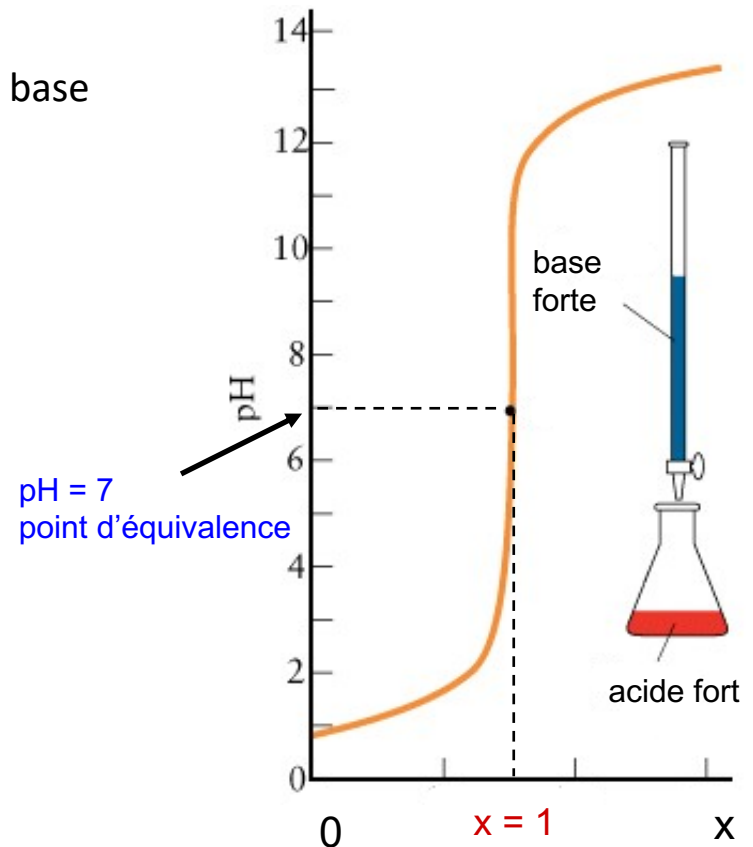
c_0 : concentration initiale d'acide (pour HCl: $n_0 = c_0$)

c : concentration restante après ajout de n équivalents de base

$$c = c_0 \cdot (1-x) \text{ pour } x \leq 1$$

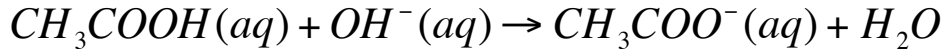


- (1) Pour $0 < x < 1$: excès d'acide, $\text{pH} = -\log(c)$
ou encore $\text{pH} = -\log\{c_0 \cdot (1-x)\}$
- (2) Pour $x = 1$: $[\text{HO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$, $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 10^{-14}$
donc $\text{pH} = 7$
- (3) Pour $x > 1$, il y a un excès de base ajoutée de concentration $c' = c_0(x-1)$
 $\text{pOH} = -\log\{c'\} \rightarrow \text{pH} = 14 + \log\{c_0 \cdot (x-1)\}$



4. Acides et bases

4.4.2. Titrage d'un acide faible par une base forte



Au point d'équivalence, l'acide faible en solution est épuisé et il ne reste que sa base conjuguée. (Solution saline)

CH_3COO^- est un ion basique, qui donne un $\text{pH} > 7$ au point d'équivalence.

région tampon:

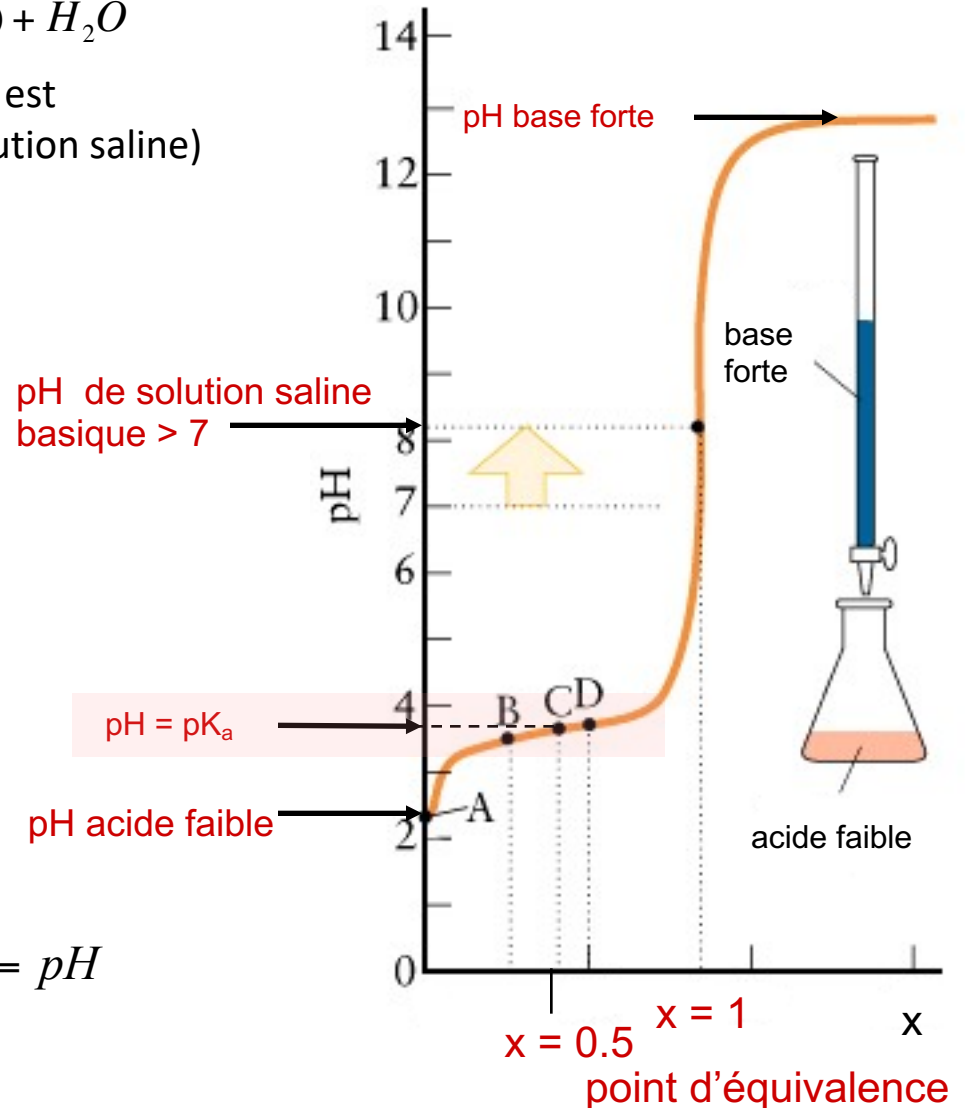
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left[\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \right]$$

Au point de demi-équivalence:

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1$$

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

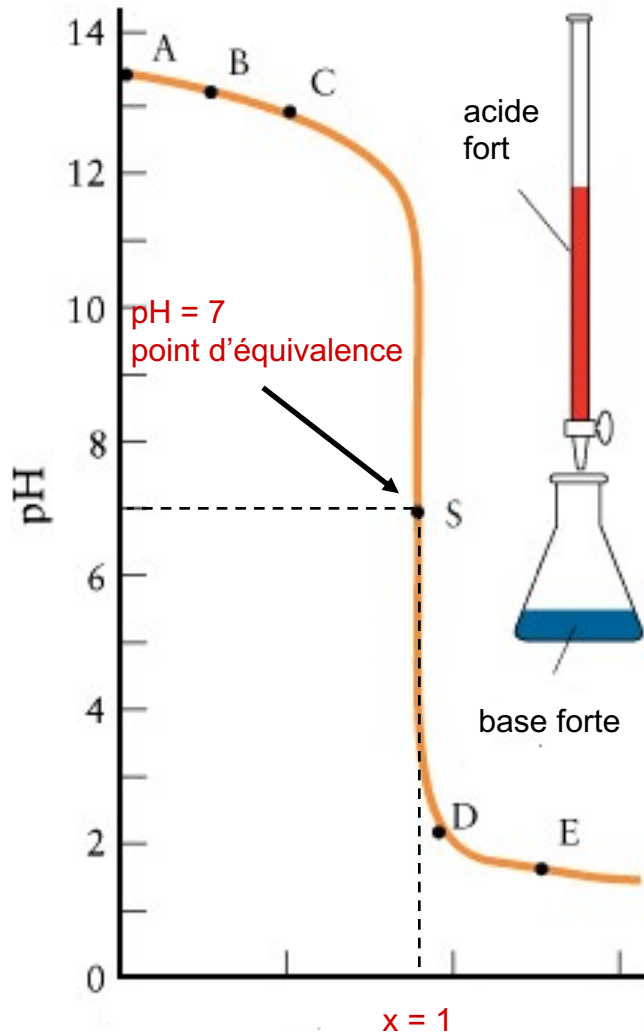
Ex : titrage de CH_3COOH par NaOH



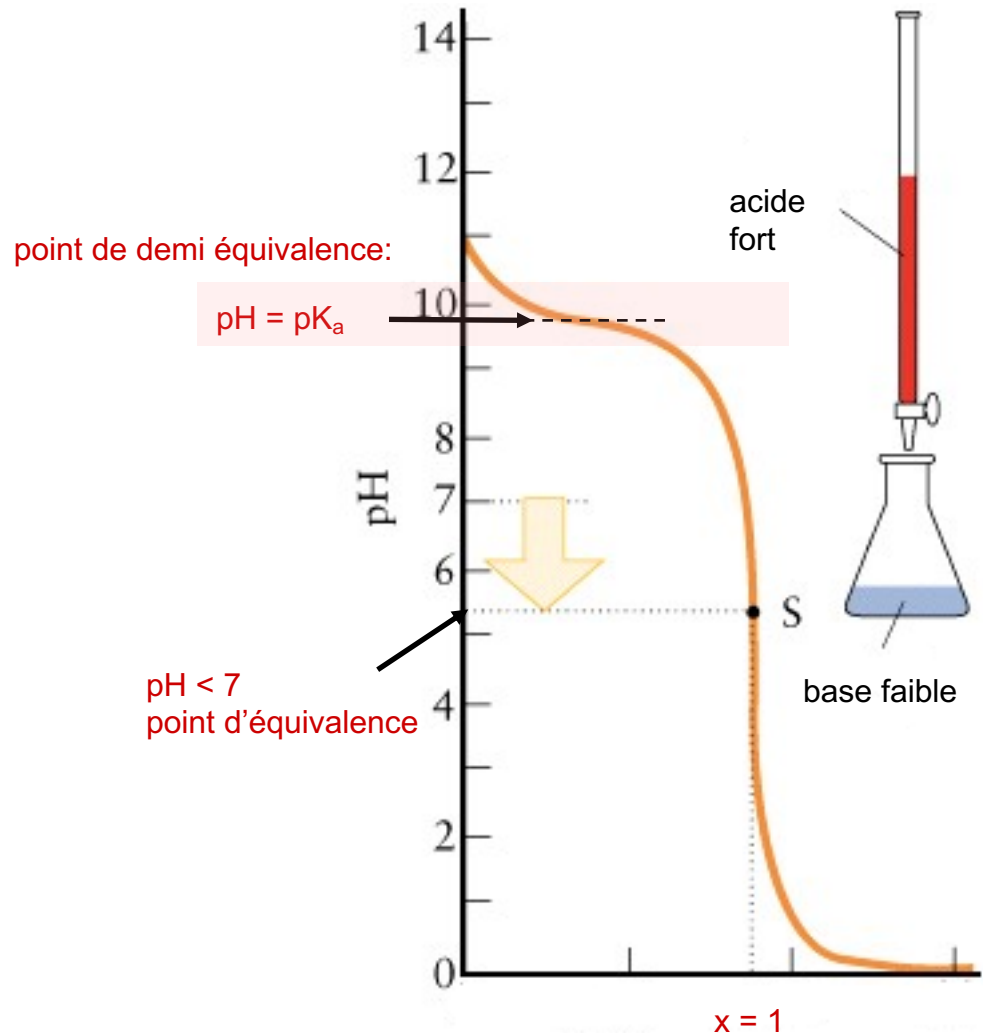
4. Acides et bases

4.4.3. Titrage de base avec acide fort

Titration d'une base forte



Titration d'une base faible



4. Acides et bases

4.5. Acides et bases polyprotiques

Les acides de Brønsted qui **peuvent céder plus d'un proton** sont appelés **acides polyprotiques**.

Ex : H_2SO_4 , H_2CO_3 peuvent céder 2 protons; H_3PO_4 peut céder trois protons

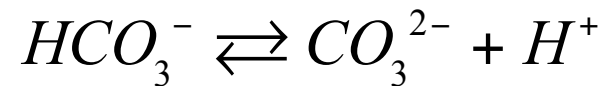
Les bases de Brønsted qui **peuvent capter plus d'un proton** sont appelées **bases polyprotiques**.

Ex : CO_3^{2-} peut capter 2 protons; PO_4^{3-} peut capter trois protons

Chaque étape de l'ionisation possède sa **propre constante d'équilibre**.



$$K_1 = \frac{[HCO_3^-] \cdot [H^+]}{[H_2CO_3]}$$



$$K_2 = \frac{[CO_3^{2-}] \cdot [H^+]}{[HCO_3^-]}$$

Equation d'ionisation totale



Constante d'acidité globale

$$K_a = K_1 \cdot K_2 = \frac{[CO_3^{2-}] \cdot [H^+]^2}{[H_2CO_3]}$$

K_2 est toujours inférieur à K_1 et ainsi de suite.

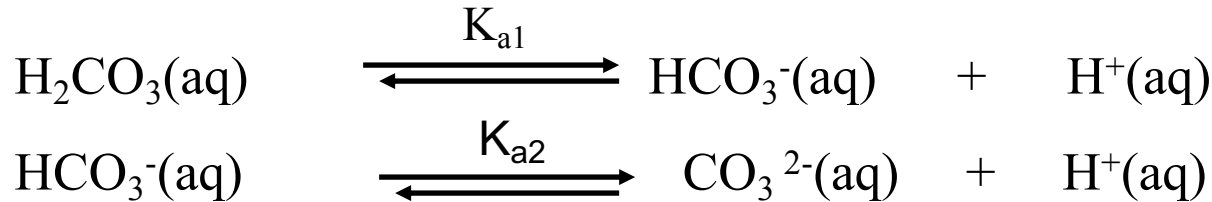
4. Acides et bases

pK_a d'acides polyprotiques

Acide	pK_1	pK_2	pK_3
acide sulfurique H_2SO_4	-3	2	
acide oxalique $(COOH)_2$	1.23	4.19	
acide sulfureux H_2SO_3	1.81	6.91	
acide phosphoreux H_3PO_3	2.00	6.59	12.68
acide phosphorique H_2PO_4	2.16	7.21	
acide tartrique	3.22	4.82	
acide carbonique H_2CO_3	6.37	10.33	
acide sulfhydrique H_2S	6.89	14.15	

4. Acides et bases

Acides Polyprotiques: (Acide diprotique: Ac. carbonique)



$$K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4.2 \cdot 10^{-7} \quad (\text{p}K_{a1} = 6.38)$$

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4.8 \cdot 10^{-11} \quad (\text{p}K_{a2} = 10.32)$$

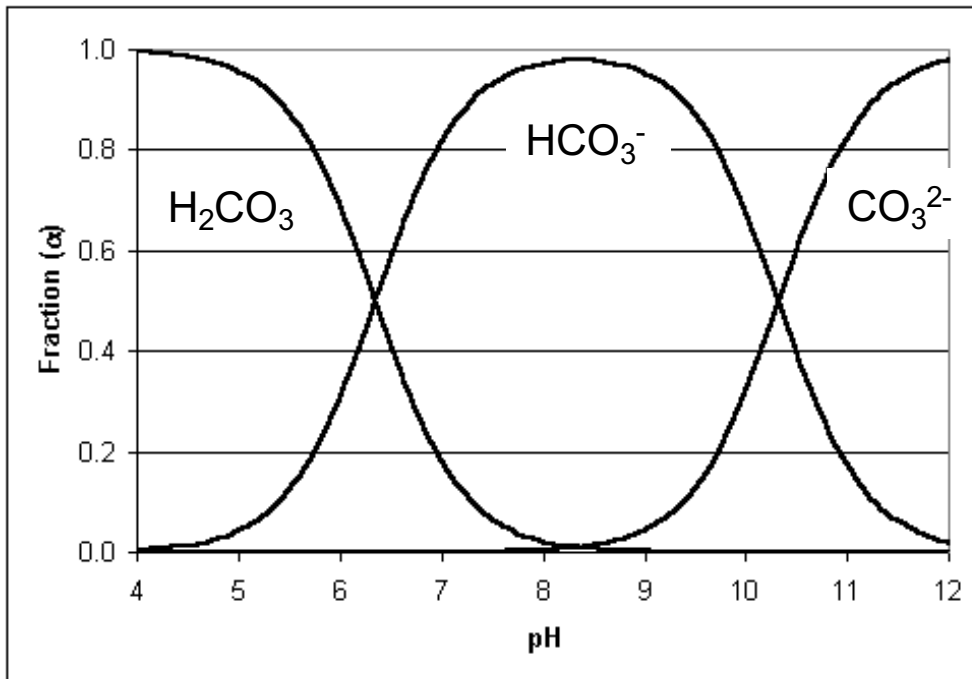


Diagramme de distribution du système: acide carbonique en fonction du pH

2 systèmes tampon

4. Acides et bases

Question

Quelle est la charge de l'acide aminé Glycine à pH 2
 $\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$

a) -1

$$\text{pK}_{\text{a}1} (\text{COOH}/\text{COO}^-) = 4.7$$

b) 0

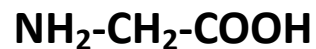
$$\text{pK}_{\text{a}2} (\text{RNH}_3^+/\text{RNH}_2) = 9$$

c) +1

4. Acides et bases

Solution

Quelle est la charge de l'acide aminé Glycine à pH 2



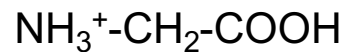
a) -1

$$\text{pK}_{\text{a}1} (\text{COOH}/\text{COO}^-) = 4.7$$

b) 0

$$\text{pK}_{\text{a}2} (\text{RNH}_3^+/\text{RNH}_2) = 9$$

c) +1



Espèce totalement protonée à un pH $\ll \text{pK}_{\text{a}1}$ et $\text{pK}_{\text{a}2}$