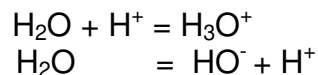


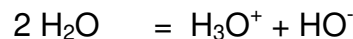
1. Produit ionique, Constante d'acidité

- **L'eau**, espèce amphotère, joue donc un **double rôle d'acide et de base** et peut réagir sur elle-même:

H_3O^+ / H_2O : dans ce couple l'eau est une base
 H_2O / HO^- : dans ce couple l'eau est un acide



La réaction est appelée autoprotolyse de l'eau :



A cette réaction, on associe une **constante d'équilibre K_e** appelée **produit ionique de l'eau**

$$K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \\ \text{valeur exacte valable à } 25^\circ C$$

A une grandeur X on associe une grandeur $pX = -\log X$: $pK_e = -\log(K_e) = 14$

Application :

Soit une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Quelle est nature acido-basique de cette solution et quelle est la valeur de son pH ?

On sait que $K_e = [H_3O^+_{(aq)}] \times [OH^-_{(aq)}] = 10^{-14}$ d'où $[H_3O^+_{(aq)}] = \frac{10^{-14}}{[OH^-_{(aq)}]} = \frac{10^{-14}}{5,0 \cdot 10^{-3}} = 2,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

Alors $pH = -\log [H_3O^+_{(aq)}] = -\log 2,0 \cdot 10^{-12} = 11,7$

- On s'intéresse au cas particulier où un acide **AH réagit sur l'eau H_2O** .

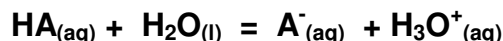
AH est bien l'acide et l'eau est la base, donc on choisit les couples AH / A^- H_3O^+ / H_2O

Soit un acide $HA_{(aq)}$ et sa base conjuguée $A^-_{(aq)}$.

La constante d'acidité de ce couple acide/base

est la constante d'équilibre de la réaction

de l'acide avec l'eau :



$$K_a = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[AH]}$$

La concentration de l'eau est toujours égale à 1 mol.L^{-1} par convention

A cette constante d'acidité K_A on associe son pK_A :

$$pK_A = -\log(K_A) \quad \text{ou} \quad K_a = 10^{-pK_A}$$

EX : Le couple acide éthanoïque – ion éthanoate CH_3-COOH / CH_3-COO^- a un $pK_A = 4,75$ et pour constante d'acidité :

$$K_A = \frac{[CH_3-COO^-_{(aq)}] \times [H_3O^+_{(aq)}]}{[CH_3-COOH_{(aq)}]} = 10^{-4,75} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

A chaque couple acide-base est associée une valeur de K_a ou pK_a .

Acides		Bases	pKa
Acide Iodhydrique	HI	I ⁻ Ion Iodure	-10
Acide Bromhydrique	HBr	Br ⁻ Ion Bromure	-9
Acide Sulfurique	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻ Ion Hydrogénosulfate	-9
Acide Perchlorique	HClO ₄	ClO ₄ ⁻ Ion Perchlorate	-8
Acide Chlorhydrique	HCl	Cl ⁻ Ion Chlorure	-7
Acide Chlorique	HClO ₃	ClO ₃ ⁻ Ion Chlorate	-2,7
Acide Nitrique	HNO ₃	NO ₃ ⁻ Ion Nitrate	-1,4
Ion Oxonium	H ₃ O ⁺	H ₂ O Eau	0
Acide Iodique	HIO ₃	IO ₃ ⁻ Ion Iodate	0,8
Acide Sulfureux	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻ Ion Hydrogénosulfite	1,2
Acide Oxalique	C ₂ O ₄ H ₂	C ₂ O ₄ H ⁻ Ion Hydrogéo-oxalate	1,21
Ion Hydrogénosulfate	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻ Ion Sulfate	1,9
Acide Chloreux	HClO ₂	ClO ₂ ⁻ Ion Chlorite	2
Acide Phosphorique	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻ Ion Dihydrogénophosphate	2,1
Acide Monochloracétique	ClCH ₂ COOH	ClCH ₂ COO ⁻ Ion Monochloracétate	2,9
Acide Fluorhydrique	HF	F ⁻ Ion Fluorure	3,2
Acide Nitreux	HNO ₂	NO ₂ ⁻ Ion Nitrite	3,3
Acide Formique	HCOOH	HCOO ⁻ Ion Formiate	3,8
Acide Benzoïque	C ₆ H ₅ COOH	C ₆ H ₅ COO ⁻ Ion Benzoate	4,2
Ion Hydrogéo-Oxalate	C ₂ O ₄ H ⁻	C ₂ O ₄ ²⁻ Ion Oxalate	4,3
Ion Phénylammonium	C ₆ H ₅ NH ₃ ⁺	C ₆ H ₅ NH ₂ Aniline	4,6
Acide Acétique	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻ Ion Acétate	4,75
Acide Carbonique	CO ₂ .H ₂ O	HCO ₃ ⁻ Ion Hydrogénocarbonate	6,35
Acide Sulfhydrique	H ₂ S	HS ⁻ Ion Hydrogénosulfure	7
Ion Dihydrogénophosphate	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻ Ion Hydrogénophosphate	7,2
Ion Hydrogénosulfite	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻ Ion Sulfite	7,2
Acide Hypochloreux	HClO	ClO ⁻ Ion Hypochlorite	7,5
Acide Hypobromeux	HBrO	BrO ⁻ Ion Hypobromate	8,6
Acide Borique	HBO ₃	BO ₃ ⁻ Ion Borate	9,1
Ion Ammonium	NH ₄ ⁺	NH ₃ Ammoniac	9,2
Acide Cyanhydrique	HCN	CN ⁻ Ion Cyanure	9,3
Phénol	C ₆ H ₅ OH	C ₆ H ₅ O ⁻ Ion Phénate	9,9
Ion Hydrogénocarbonate	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻ Ion Carbonate	10,32
Ion Méthylammonium	CH ₃ NH ₃ ⁺	CH ₃ NH ₂ Méthylamine	10,8
Ion Ethylammonium	C ₂ H ₅ NH ₃ ⁺	C ₂ H ₅ NH ₂ Ethylamine	10,8
Ion Hydrogénophosphate	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻ Ion Phosphate	12,3
Ion Hydrogénosulfure	HS ⁻	S ²⁻ Ion Sulfure	12,9
Eau	H ₂ O	OH ⁻ Ion Hydroxyde	14
Ethanol	CH ₃ CH ₂ OH	CH ₃ CH ₂ O ⁻ Ion Ethanolate	16