

Calcul du pH des acides faibles et forts en solution aqueuse

Concentration entre 0.001M et 1M

<https://heia-fr.cheminfo.org/>

Acides, Bases ?

- Brønsted et Lowry (1923)
- acides: donneurs de un ou plusieurs H^+ (exemple HCl)
- bases: capteurs un ou plusieurs H^+ (exemple NaOH)



Constante d'acidité



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

$$pK_a = -\log K_a$$

Dissociation de H₂O



$$K_e = [\text{H}^+] \cdot [\text{HO}^-] = 10^{-14}$$

à 25°C

Electronégativité

I	II	III	IV	V	VI	VII
1 H 2.2						
3 Li 0.98	4 Be 1.57	5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98
11 Na 0.93	12 Mg 1.31	13 Al 1.61	14 Si 1.9	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16
19 K 0.82	20 Ca 1				34 Se 2.55	35 Br 2.96
						53 I 2.66

Le pH

$$pH = -\log[H^+]$$

$$K_e = [H^+] \cdot [HO^-] = 10^{-14}$$

eau pure: $pH = -\log 10^{-7} = 7$

H⁺ 1M: $pH = -\log 10^0 = 0$

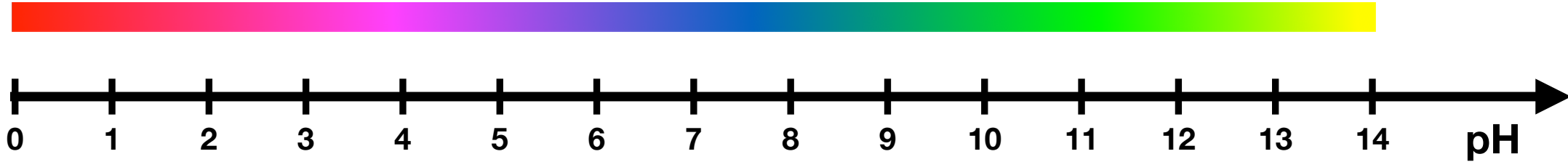
HO⁻ 1M: $pH = -\log 10^{-14} = 14$

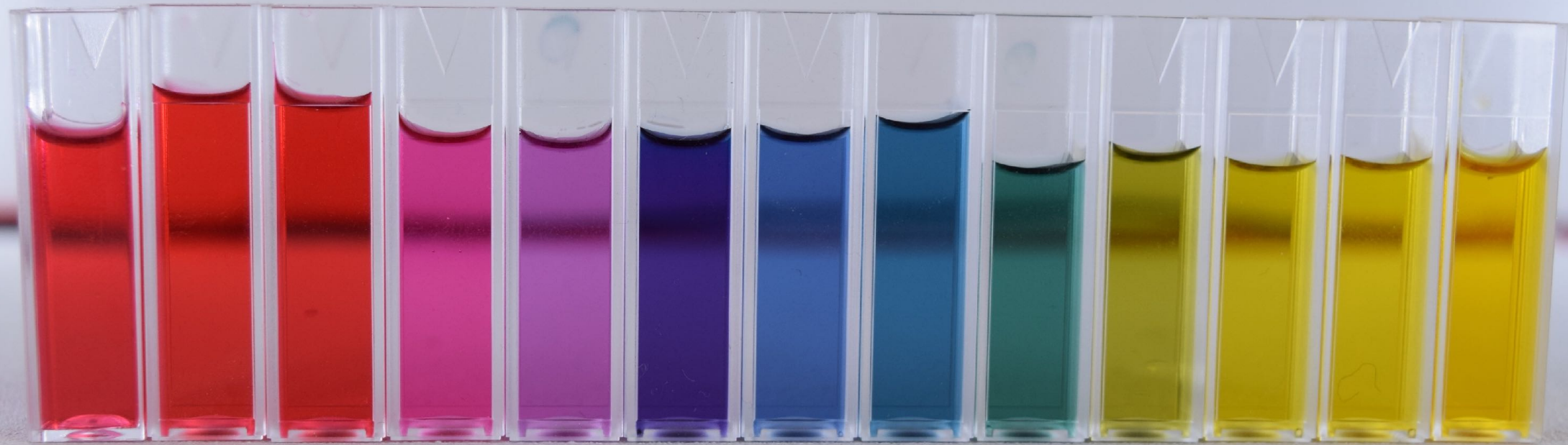
Echelle d'acidité / basicité

acide

neutre

basique





Acides forts



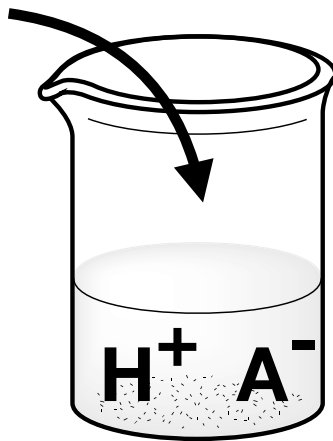
$$[\text{HA}]_{\text{init}} = 1 \text{ mol/L}$$

$$\approx 0$$

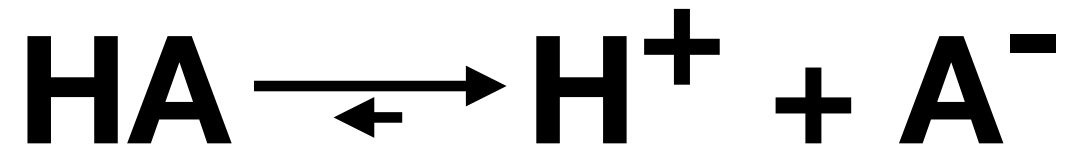
$$\approx 1 \text{ mol/L}$$

$$\approx 1 \text{ mol/L}$$

HA



Acides forts



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

$$pH = -\log[\text{H}^+] \approx -\log[\text{HA}]_{init}$$

Acides faibles



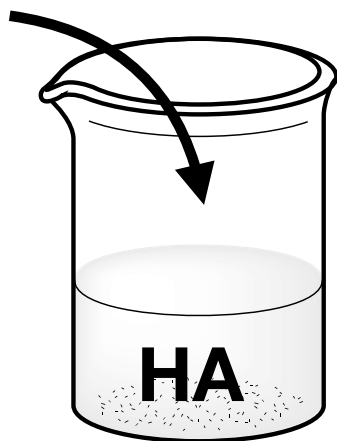
$$[\text{HA}]_{\text{init}} = 1 \text{ mol/L}$$

$$\approx 1 \text{ mol/L}$$

$$\approx 0$$

$$\approx 0$$

HA



Acides faibles



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

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot [\text{HA}]}$$

Acides faibles



$$pH = -\log[H^+] = -\log\sqrt{K_a \cdot [HA]}$$

$$pH = \frac{pK_a}{2} - \frac{\log[HA]}{2}$$

$$pH \approx \frac{pK_a - \log[HA]_{init}}{2}$$

Résumé

Acides forts

$pK_a < -1$

$$pH = -\log[H^+] \approx -\log[HA]_{init}$$

Acides faibles

$1 < pK_a < 13$

$$pH \approx \frac{pK_a - \log[HA]_{init}}{2}$$

	acide	base conjuguée		pKa
acide très fort	HI	I⁻	base très faible	-5.2
	HBr	Br⁻		-4.7
	HCl	Cl⁻		-2.2
acide le plus fort dans l'eau	H₃O⁺	H₂O		
	HF	F⁻		3.2
	CH₃COOH	CH₃COO⁻		4.7
	H₂S	HS⁻	neutre	7.0
	HCN	CN⁻		9.2
	Me₃N⁺H	Me₃N		9.8
	C₆H₅OH	C₆H₅O⁻		10.0
	EtSH	EtS⁻		10.6
	H₂O	HO⁻	base la plus forte dans l'eau	

<https://heia-fr.cheminfo.org/>