

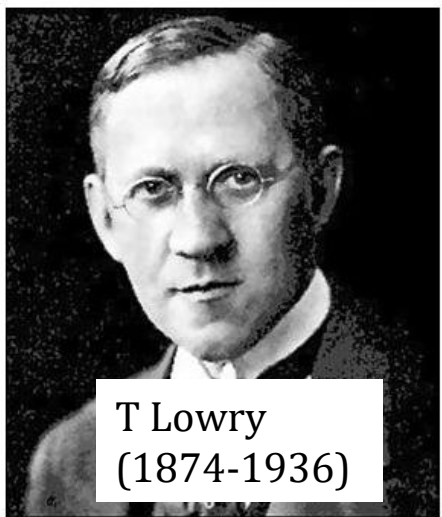
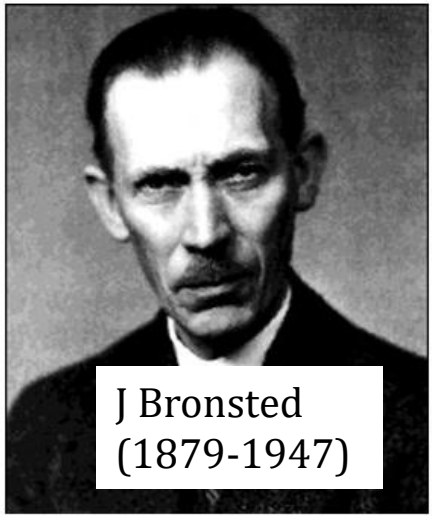
Chimie analytique

Dr Béatrice GARGADENNEC-LEGOUIN / UFR Pharmacie / Rennes

Dr Marylène CHOLLET-KRUGLER / UFR Pharmacie / Rennes



UFR Pharmacie - Rennes



Acides et Bases

De nombreux principes actifs ont des propriétés acidobasiques :

Intérêt pour les analyses

Réactivité

Distribution dans l'organisme

- Savoir identifier un acide / une base
- Savoir classer un acide/une base selon sa force
- Prévoir une réaction entre espèces acido-basiques
- Calculer le pH d'une solution
- Savoir sous quelle forme le composé existe en fonction du pH de la solution
- Etudier les titrages acido-basique en milieu aqueux

appartient à 2 couples acide base : joue le rôle d'acide dans un des 2 couples et de base dans l'autre. Ex $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ et $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$. HCO_3^- a le rôle de base et d'acide respectivement dans les 1er et 2è couples.

Amphotère ou ampholyte : présente à la fois un caractère acide et un caractère basique. Ex : ion monohydrogénécarbonate HCO_3^-

Echelle de pKa entre 0 et 14 dans l'eau : plus le pKa d'un couple est faible, plus l'acide de ce couple est fort

Dans un couple, plus l'acide est fort, plus sa base conjuguée est faible

L'acide du couple 1 (pKa1) réagit avec la base du couple 2 (pKa2) si $\text{pKa}_2 > \text{pKa}_1$. Si $\text{pKa}_2 - \text{pKa}_1 > 4$, cette réaction est totale, sinon elle est partielle.

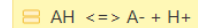
Force d'un couple acide-base dépend de son pKa. On parle d'acide ou base forte et d'acide ou base faible

$$\text{pKa} = -\log K_a \text{ avec } K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

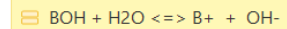
Un acide est associé à une base dite base conjuguée. Une base est associée à un acide conjugué. Ils forment des couples acide-base

Acide / Base

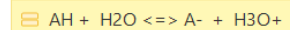
acide : libère H^+ dans l'eau



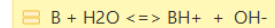
base : libère OH^- dans l'eau



acide : donneur de proton H^+



base : accepteur de proton H^+



Arrhénius

Bronsted et Lowry



Le logiciel utilisé ne permet pas de respecter la nomenclature d'écriture des espèces chimiques

Calcul du pH

$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$: produit ionique de l'eau

pH

indique le niveau d'acidité de la solution aqueuse

compris entre 0 et 14 dans l'eau

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

pH acide

pH < 7

Monoacide Fort de concentration C \Rightarrow $pH = -\log C$ si $C > 0.00001$ mol/L

Diacide fort de concentration C \Rightarrow $pH = -\log 2C$

Monoacide faible (pKa) de concentration C \Rightarrow

$pH = 1/2 pKa - 1/2 \log C$ \Rightarrow limite de validité : $pH < pKa - 1$ et $[H_3O^+] > 10 [OH^-]$

Calcul de $[H_3O^+]$ par résolution de équation : $[H_3O^+]^2 + Ka [H_3O^+] - KaC = 0$ puis calcul du pH \Rightarrow limite de validité : $[H_3O^+] > 10 [OH^-]$

pH amphotère (pKa1 et pKa2) ou sel d'acide faible (pKa1) et base faible (pKa2)

pH acide ou basique

$$pH = 1/2 pKa1 + 1/2 pKa2$$

pH base

pH > 7

Monobase forte de concentration C \Rightarrow $pH = 14 + \log C$ si $C > 0.00001$ mol/L

Monobase faible (pKa) de concentration C \Rightarrow

$pH = 7 + 1/2 pKa + 1/2 \log C$ \Rightarrow limite de validité : $pH > pKa + 1$ et $[OH^-] > 10 [H_3O^+]$

Calcul de $[H_3O^+]$ par résolution de équation : $C[H_3O^+]^2 - Kw [H_3O^+] - KaKw = 0$ puis calcul du pH \Rightarrow limite de validité : $[OH^-] > 10 [H_3O^+]$

pH tampon

$$pH = pK + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

après addition de n(acide) : $pH = pKa + \log \frac{(nA^- - nH_3O^+)}{(nAH + nH_3O^+)}$

après addition de n(base) : $pH = pKa + \log \frac{(nA^- + nOH^-)}{nAH - nOH^-}$



Le logiciel utilisé ne permet pas de respecter la nomenclature d'écriture des espèces chimiques

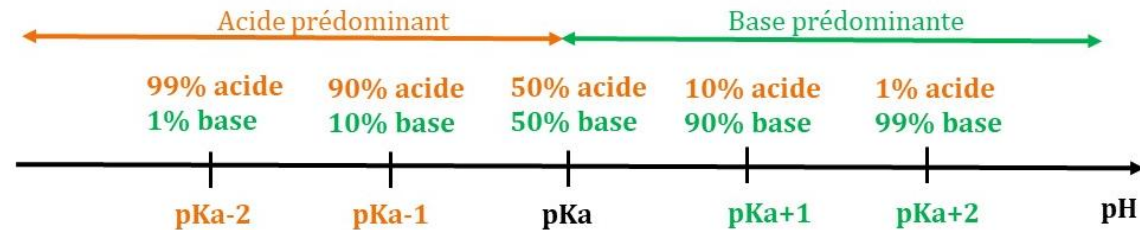
Extrait de la table de pKa

Liste des couples acide-base minéraux

Acide	Base	pKa	Nomenclature
HI	I ⁻	-10	Acide iodhydrique/ion iodure
HBr	Br ⁻	-9	Acide bromhydrique/ion bromure
HClO ₄	ClO ₄ ⁻	-7	Acide perchlorique/ion perchlorate
HCl	Cl ⁻	-3,7	Acide chlorhydrique/ion chlorure
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	-3,0	Acide sulfurique/ion hydrogénosulfate
HNO ₃	NO ₃ ⁻	-1,3	Acide nitrique/ion nitrate
H ₃ O ⁺	H ₂ O	0	Ion hydronium/eau
HBrO ₃	BrO ₃ ⁻	0,7	Acide bromique/ion bromate
HIO ₃	IO ₃ ⁻	0,8	Acide iodique/ion iodate
HIO ₄	IO ₄ ⁻	1,6	Acide periodique/ion periodate
H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	1,9	Acide sulfureux/ion hydrogénosulfite
HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	1,9	Ion hydrogénosulfate/ion sulfate
HClO ₂	ClO ₂ ⁻	2	Acide chloreux/ion chlorite
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	2,1	Acide phosphorique/ion dihydrogénophosphate
HNO ₂	NO ₂ ⁻	3,4	Acide nitreux/ion nitrite
HF	F ⁻	3,2	Acide fluorhydrique/ion fluorure
HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	10,3	Ion hydrogénocarbonate/ion carbonate
<chem>CC(=O)C(=O)OR</chem>	<chem>CC(=O)C(=O)[O-]</chem>	11	β-Cétoester
H ₂ O	OH ⁻	14	Eau/ion hydroxyde
MeOH	MeO ⁻	15,2	Méthanol/ion méthanolate
<chem>CC(O)(R1)R2</chem>	<chem>CC(O-)(R1)R2</chem>	16	Alcool tertiaire/ion alcoolate
<chem>CC(=O)N</chem>	<chem>CC(=O)[NH-]</chem>	17	Amide
<chem>CC(=O)R</chem>	<chem>CC(=O)[O-]</chem>	19-20	Cétone

Toujours sous forme : H₃O⁺ + B⁻ dans l'eau : H₃O⁺ est l'acide le plus fort dans l'eau

Coexistence des formes acides et basique dont les proportions dépendent du pH de la solution **Monoacide/monobase**



Polyacide ou polybase en solution :

⇒ l'espèce amphotère existe seule en solution si ΔpKa ≥ 4

Dans tous les cas :

pH < pKa ⇒ forme acide majoritaire

pH > pKa ⇒ forme basique majoritaire

Toujours sous forme acide dans l'eau : AH, pas de base assez forte dans l'eau pour déprotoner ⇔ déprotonation en milieu non aqueux, OH⁻ est la base la plus forte dans l'eau


UE 8.3 Pharmacie <https://foad.univ-rennes1.fr/course/view.php?id=1011090>

[Accueil](#) / [Mes cours](#) / [Médecine](#) / [PASS](#) / [UE 8.3 Pharmacie](#)


Boîte à outils

 [Tableau périodique](#)
249.6Ko

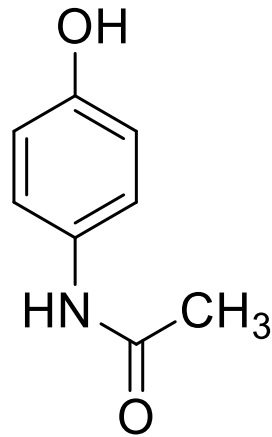
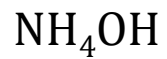
Ce tableau sera fourni en cas de besoin. Il est utilisé pour calculer les masses molaires des différents analytes.

 [Liste pKa et nomenclature associée](#)
574.9Ko

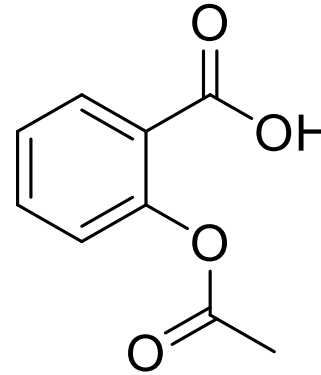
Les valeurs de pKa ne sont pas à connaître par cœur, par contre il faut savoir quelles fonctions organiques sont et ne sont pas ionisables dans l'eau et savoir utiliser l'échelle d'acidité. Si des valeurs sont nécessaires dans la résolution d'un exercice, elles vous seront données.

 [Fiches acide-base et calcul de pH](#)
473Ko

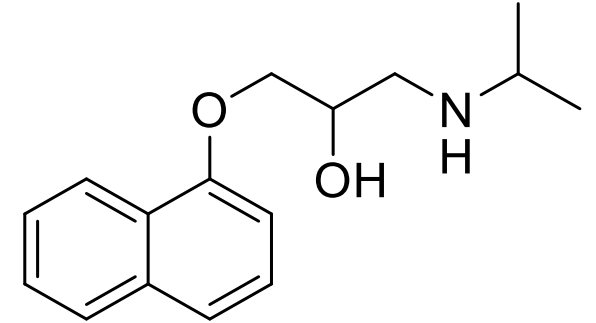
Identifier un acide et une base



Paracétamol



Aspirine



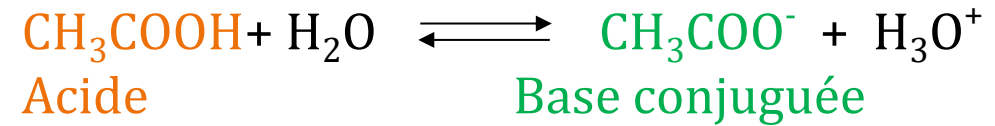
Propranolol
(bétabloquant)

↪ L'espèce peut capter H^+ ou céder OH^- ⇔ **base**

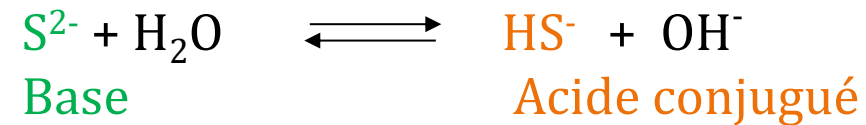
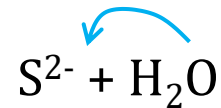
↪ L'espèce peut céder H^+ ou capter OH^- ⇔ **acide**

Identifier un acide et une base

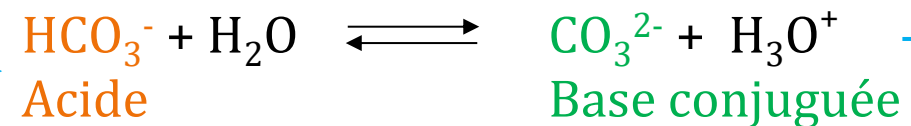
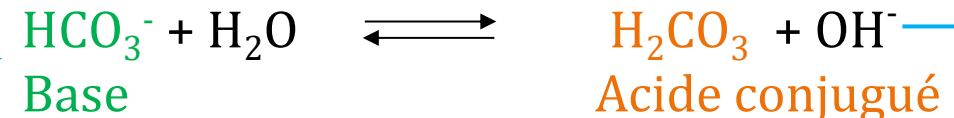
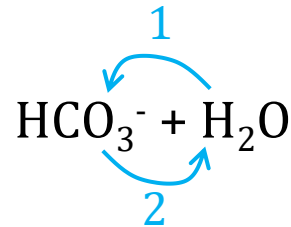
CH₃COOH
Acide acétique



S²⁻
Ion sulfure



HCO₃⁻
Ion monohydrogénocarbonate

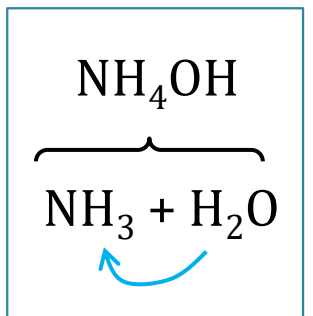
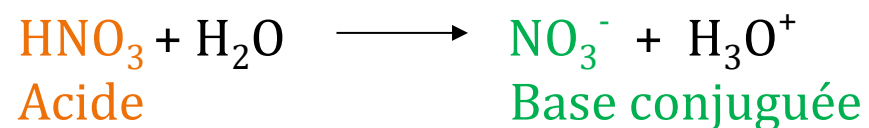


Amphotère

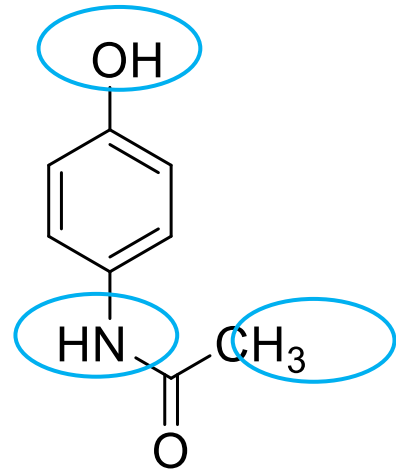
NH₄OH
Ammoniaque



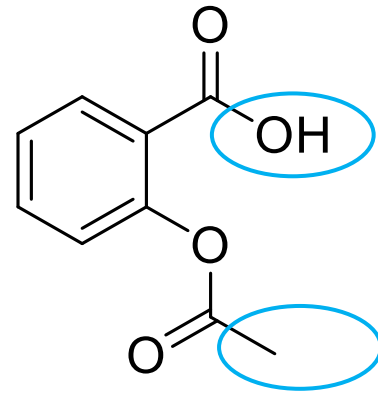
HNO₃
Acide nitrique



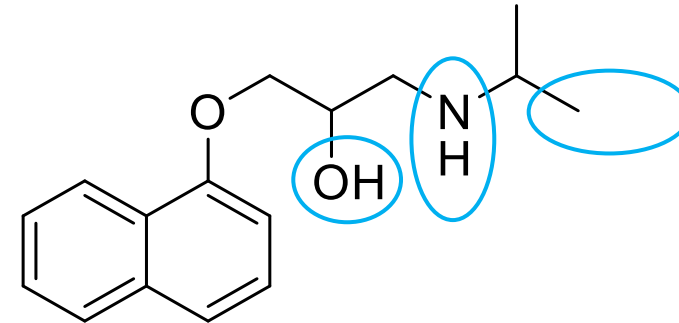
Identifier un acide et une base



Paracétamol



Acétyl
salicylique
(Aspirine)



Propranolol
(béta bloquant)

Tous les H sont-ils des protons labiles?

Force des acides \Leftrightarrow échelle d'acidité \Leftrightarrow pKa

Force d'un acide et/ou d'une base

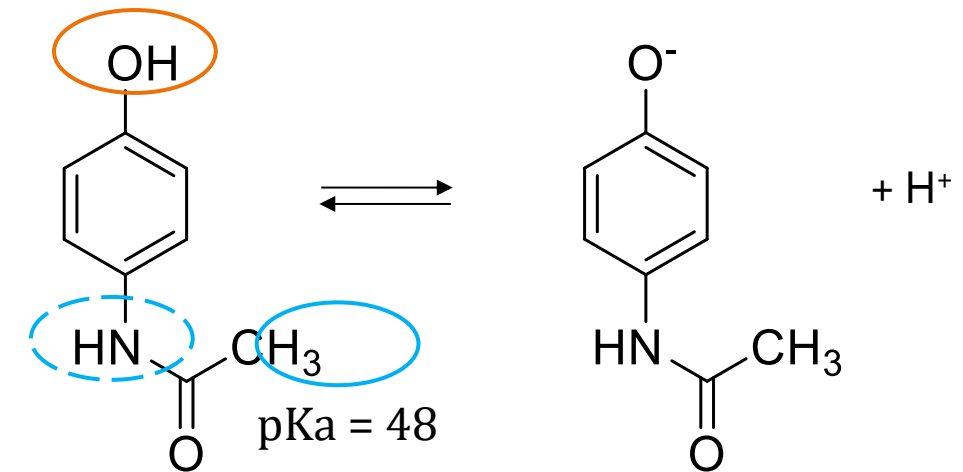
Extrait de la liste des pKa en milieu aqueux (composés et fonctions)

Paracétamol

Liste pKa

Acide	Base	pKa	Acide	Base	pKa
HBr	Br^-	-9			11
HCl	Cl^-	-3,7	MeOH	MeO^-	15,2
ArSO_3H	ArSO_3^-	-6,5	H_2O	OH^-	15,7
H_2SO_4	HSO_4^-	-3,0			16
H_3O^+	H_2O	-1,7			17
HNO_3	NO_3^-	-1,3			19-20
H_3PO_4	H_2PO_4^-	2,1			24
H^+	ArNH^-	2,5			25

Phénol : acide faible



Amide et alkyle :
Acides trop faibles = pas de caractère acido-basique

pKa=9,38

pH < pKa : forme acide majoritaire

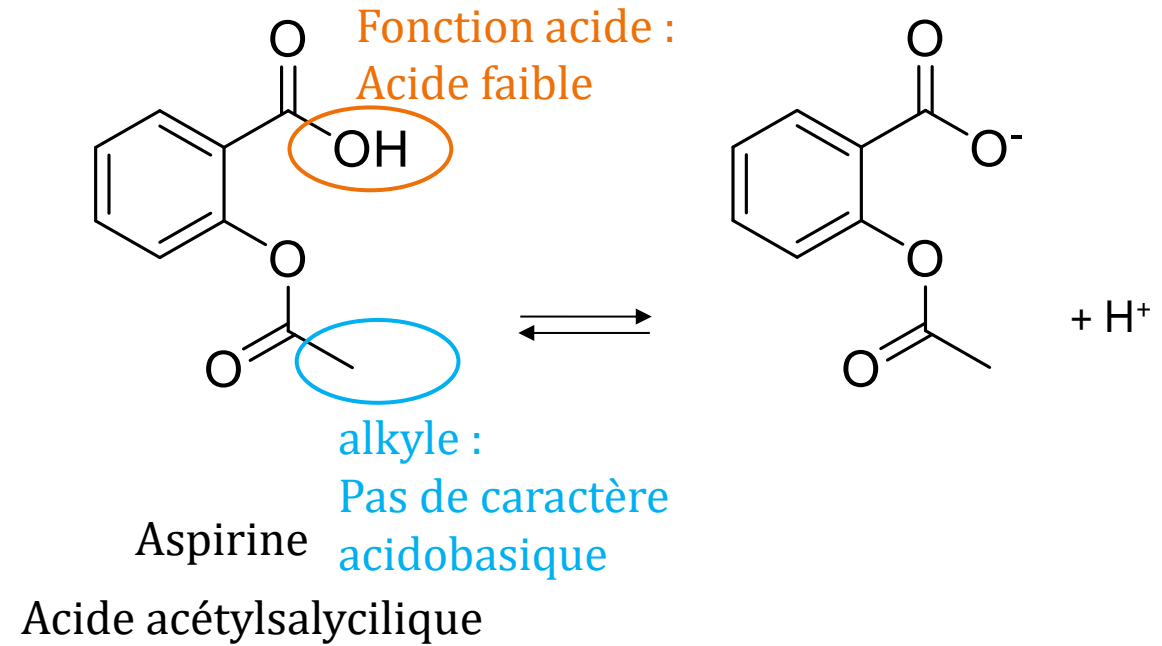
pH > pKa : forme basique majoritaire

Force d'un acide et/ou d'une base

Extrait de la liste des pKa en milieu aqueux (composés et fonctions)

Liste pKa

Acide	Base	pKa	Acide	Base	pKa
HBr	Br [⊖]	-9			11
HCl	Cl [⊖]	-3,7	MeOH	MeO [⊖]	15,2
ArSO ₃ H	ArSO ₃ [⊖]	-6,5	H ₂ O	OH [⊖]	15,7
H ₂ SO ₄	HSO ₄ [⊖]	-3,0			16
H ₃ O [⊕]	H ₂ O	-1,7			17
HNO ₃	NO ₃ [⊖]	-1,3			19-20
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ [⊖]	2,1			24
ArNH ₃ [⊕]	ArNH ₂	3-5	R-C≡C-H	R-C≡C [⊖]	25



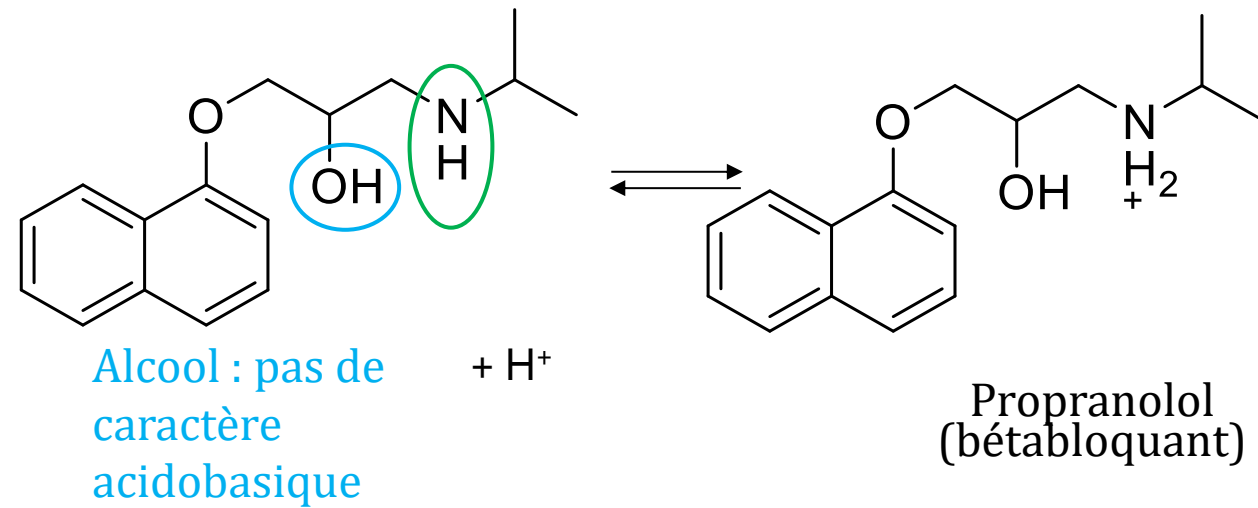
Force d'un acide et/ou d'une base

Extrait de la liste des pKa en milieu aqueux (composés et fonctions)

Amine secondaire : base faible, pKa = 9,5

Liste pKa

Acide	Base	pKa	Acide	Base	pKa
HBr	Br [⊖]	-9			11
HCl	Cl [⊖]	-3,7	MeOH	MeO [⊖]	15,2
ArSO ₃ H	ArSO ₃ [⊖]	-6,5	H ₂ O	OH [⊖]	15,7
H ₂ SO ₄	HSO ₄ [⊖]	-3,0			16
H ₃ O [⊕]	H ₂ O	-1,7			17
HNO ₃	NO ₃ [⊖]	-1,3			19-20
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ [⊖]	2,1			24
	ArNH ₂ [⊕]	3,5			25



Remarque :

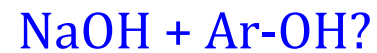
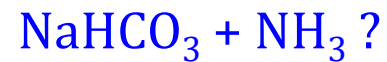
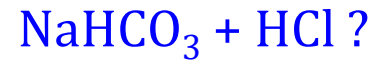
pKa = 36 dans la table est la valeur du pKa de l'amine secondaire en tant qu'acide, en milieu aqueux il ne peut pas être déprotonné.

Dans le cas de l'exercice, c'est le caractère basique qui est retenu (pKa 9,5).

Dans le médicament, la molécule est sous sa forme chlorhydrate donc protonnée.

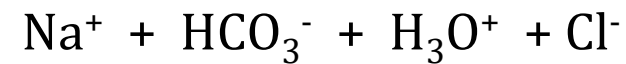
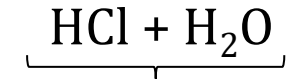
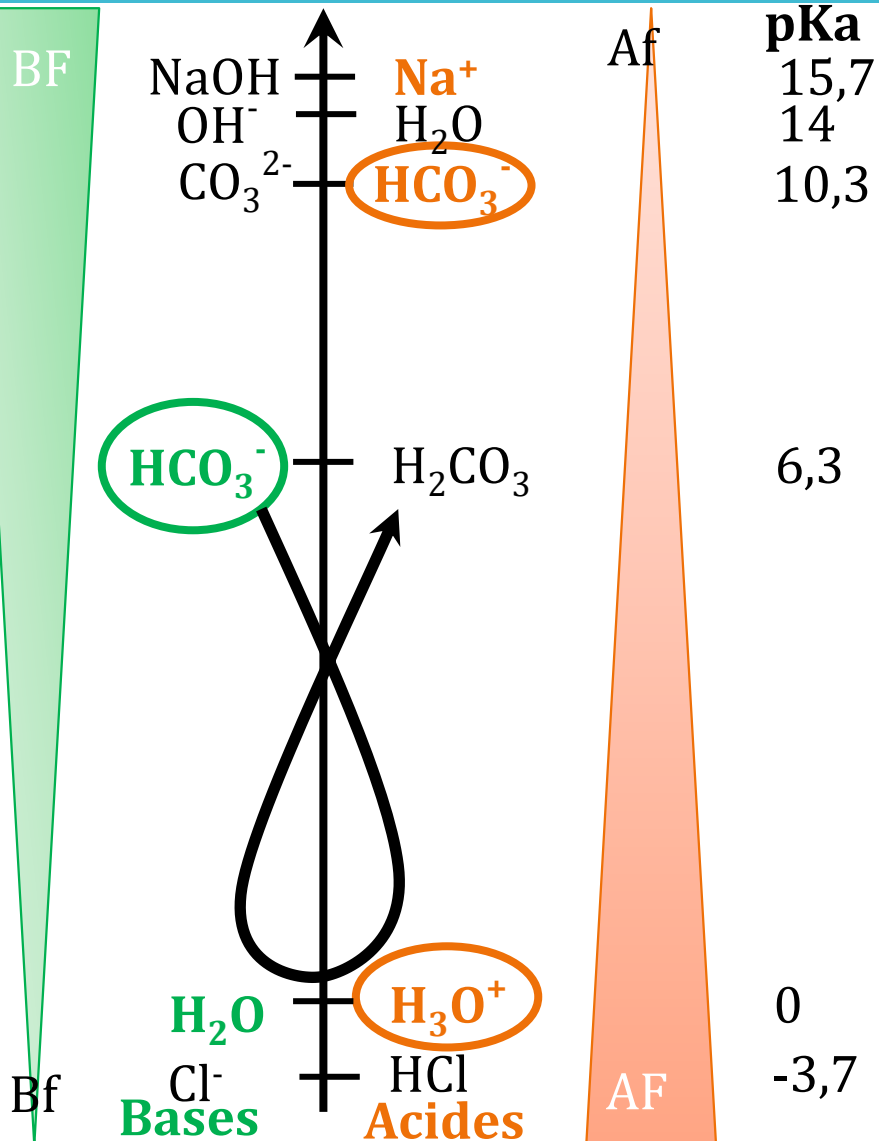
Prévision d'une réaction acidobasique

Prévoir les réactions si on mélange en solution aqueuse ?



- ↪ S'appuyer sur la liste des couples acido-basiques et l'échelle d'acidité
- ↪ Appliquer la règle du gamma
- ↪ Réaction totale ou équilibrée

Prévision d'une réaction acidobasique



Cl⁻ et Na⁺ : espèces spectatrices

H₃O⁺ : acide

HCO₃⁻ : amphotère

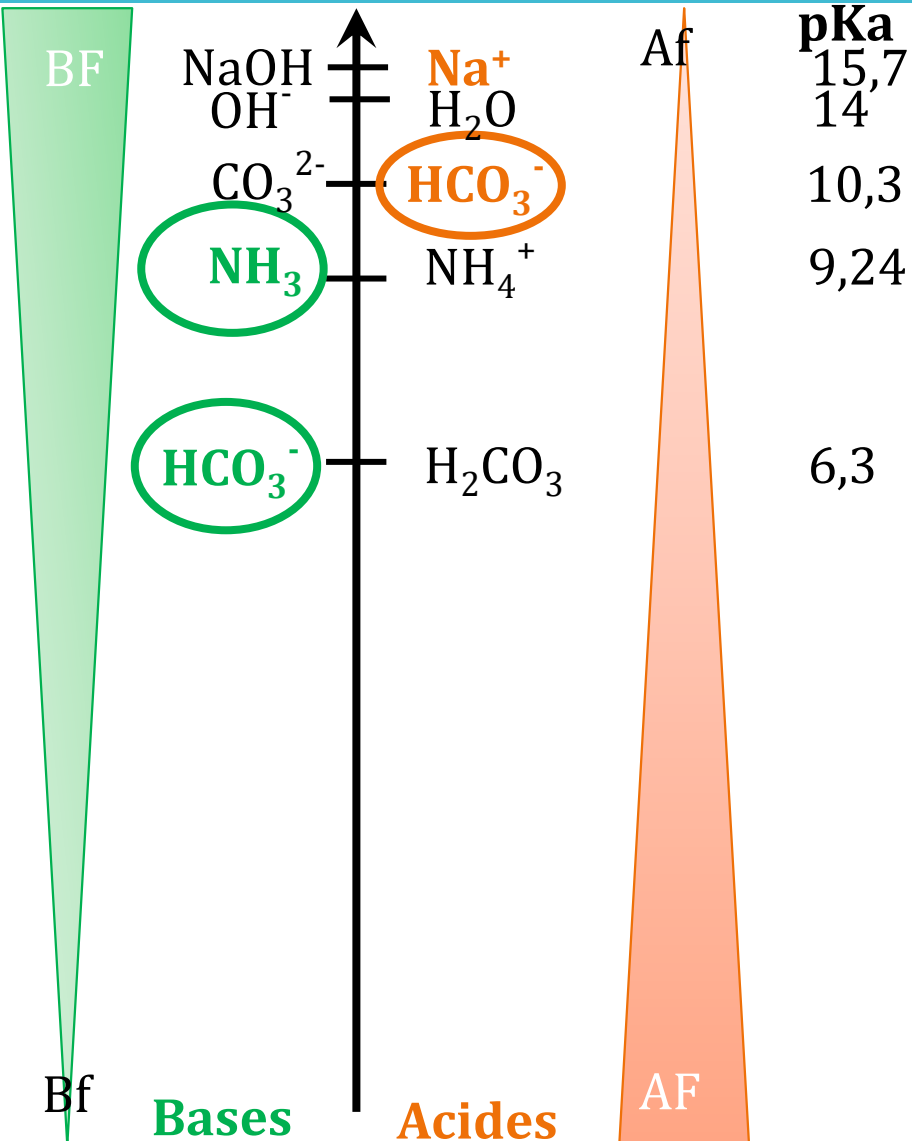
- Si rôle d'un acide : alors 2 acides ⇒ pas de réaction possible

- Si rôle d'une base : base plus forte que H₂O et H₃O⁺ acide plus fort que H₂CO₃ ⇒ La réaction peut avoir lieu

ΔpKa > 4 ⇒ La réaction est totale



Prévision d'une réaction acidobasique



Na⁺ : espèce spectatrice

NH₃ : Base

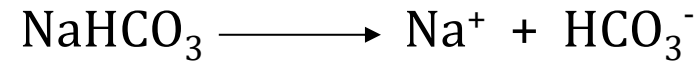
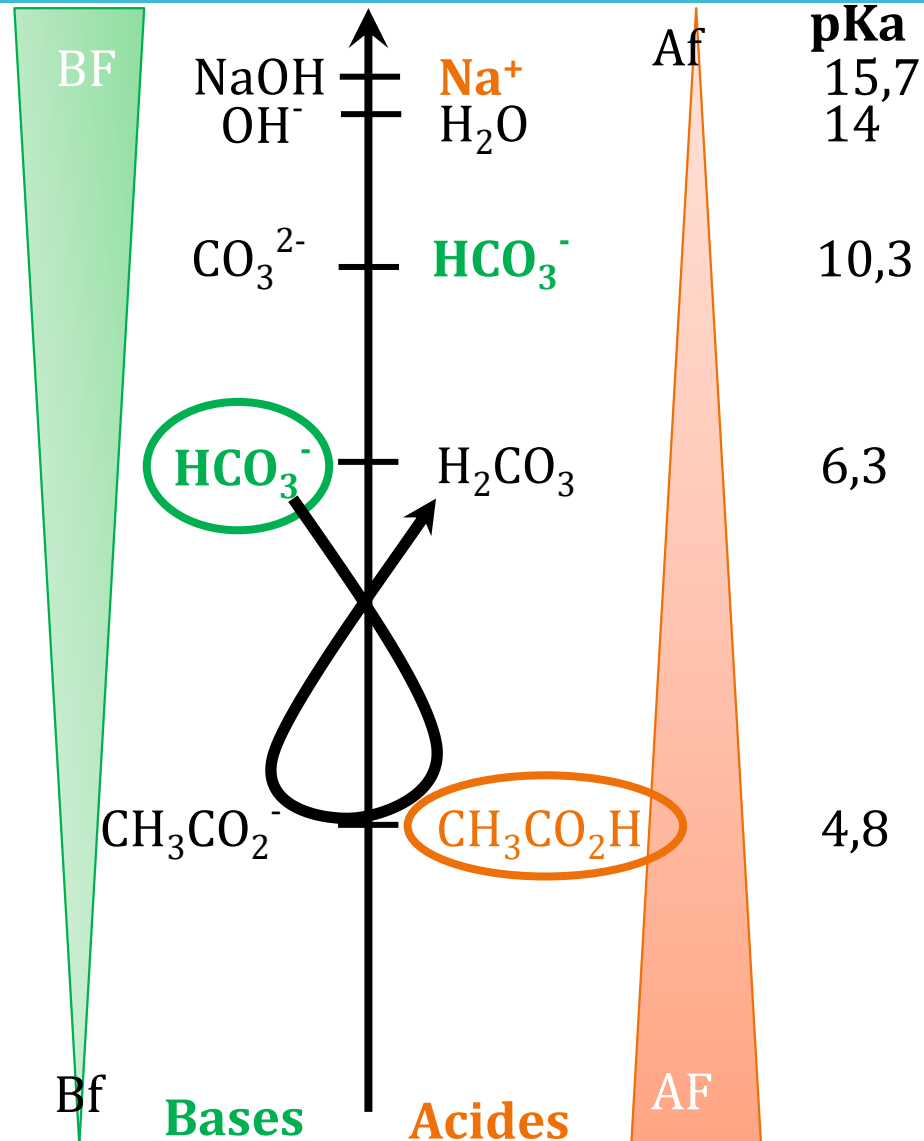
HCO₃⁻ : amphotère

- Si rôle d'un acide : il est le plus faible que NH₄⁺ et NH₃ est plus faible que CO₂ ⇒ Règle gamma non respectée

- Si rôle d'une base : alors 2 bases ne peuvent pas réagir l'une sur l'autre ⇒ Aucune réaction possible



Prévision d'une réaction acidobasique



HCO₃⁻ : base plus forte des 2 couples acido-basiques

CH₃CO₂H : acide le plus fort des 2 couples acido-basiques

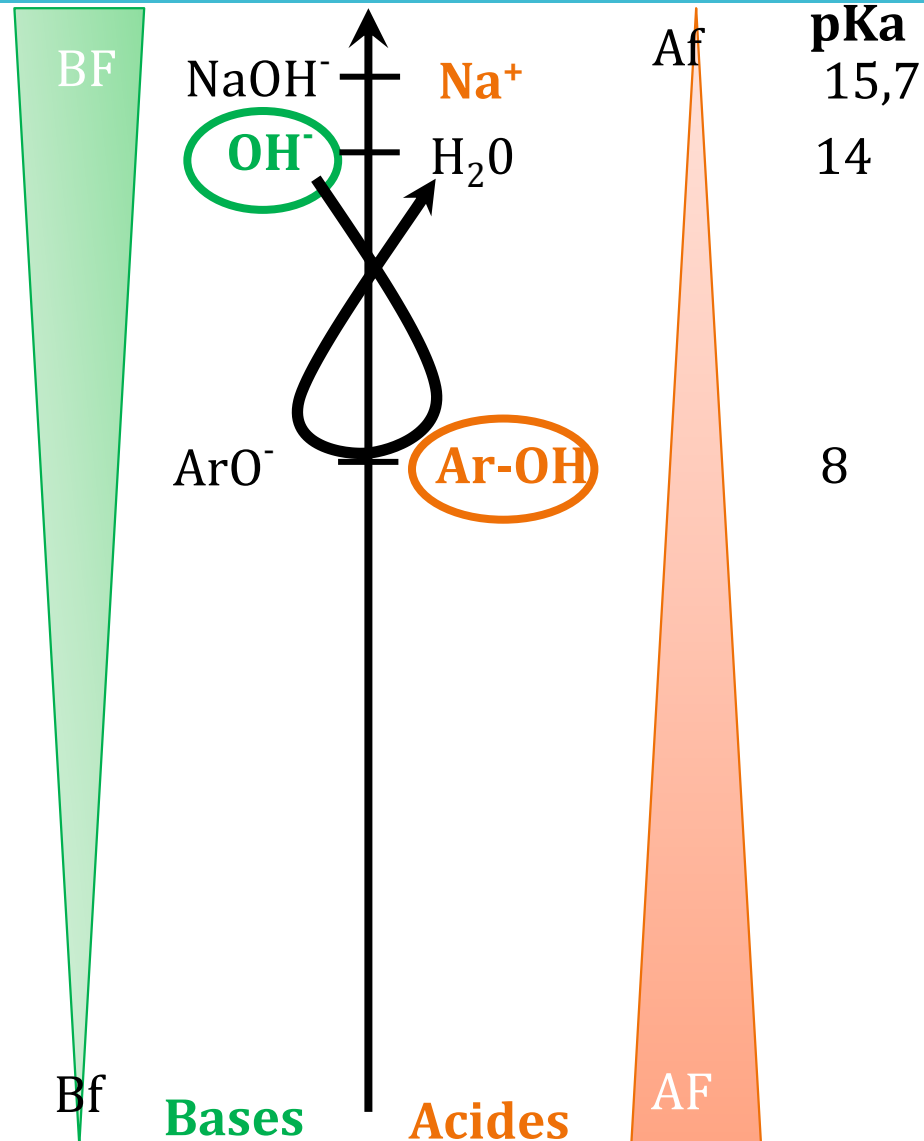
Na⁺ : espèce spectatrice

⇒ La réaction peut avoir lieu

ΔpKa < 4 ⇒ La réaction est équilibrée



Prévision d'une réaction acidobasique



- NaOH + Ar-OH



OH⁻ : base plus forte des 2 couples acido-basiques

ArOH : acide le plus fort des 2 couples acido-basiques

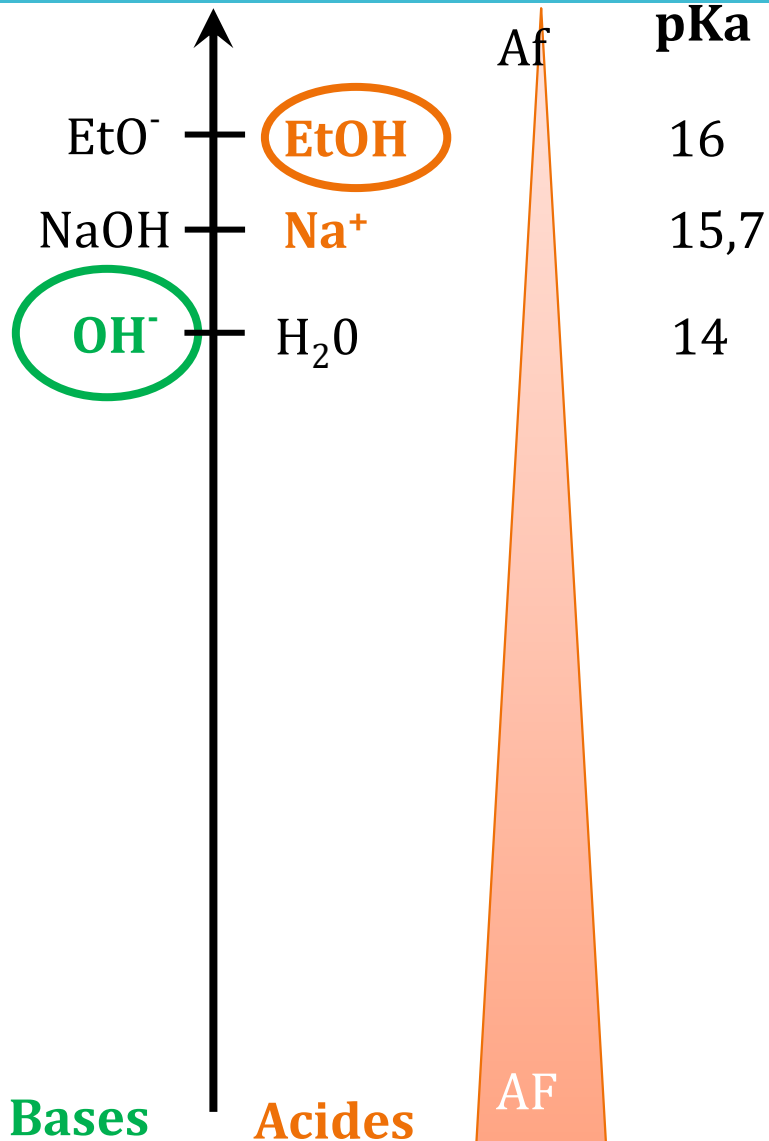
Na⁺ : espèce spectatrice

⇒ La réaction peut avoir lieu

$\Delta\text{pKa} > 4$ ⇒ La réaction est totale



Prévision d'une réaction acidobasique



- NaOH + EtOH



OH⁻ : base plus faible des 2 couples acido-basiques

EtOH : acide trop faible dans l'eau

Na⁺ : espèce spectatrice

⇒ La réaction ne peut pas avoir lieu



Aucune réaction possible dans l'eau

Calculer le pH d'une solution acido-basique

Sans faire de calculs détaillés, classez les solutions aqueuses suivantes à 0,20 mol/L selon l'ordre croissant de leur pH.

NaOH HNO₃ KHCO₃ KH₂PO₄ KCl

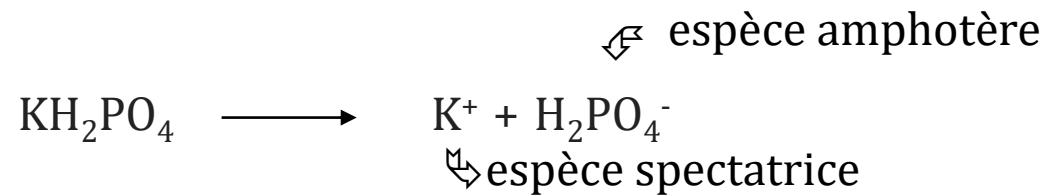
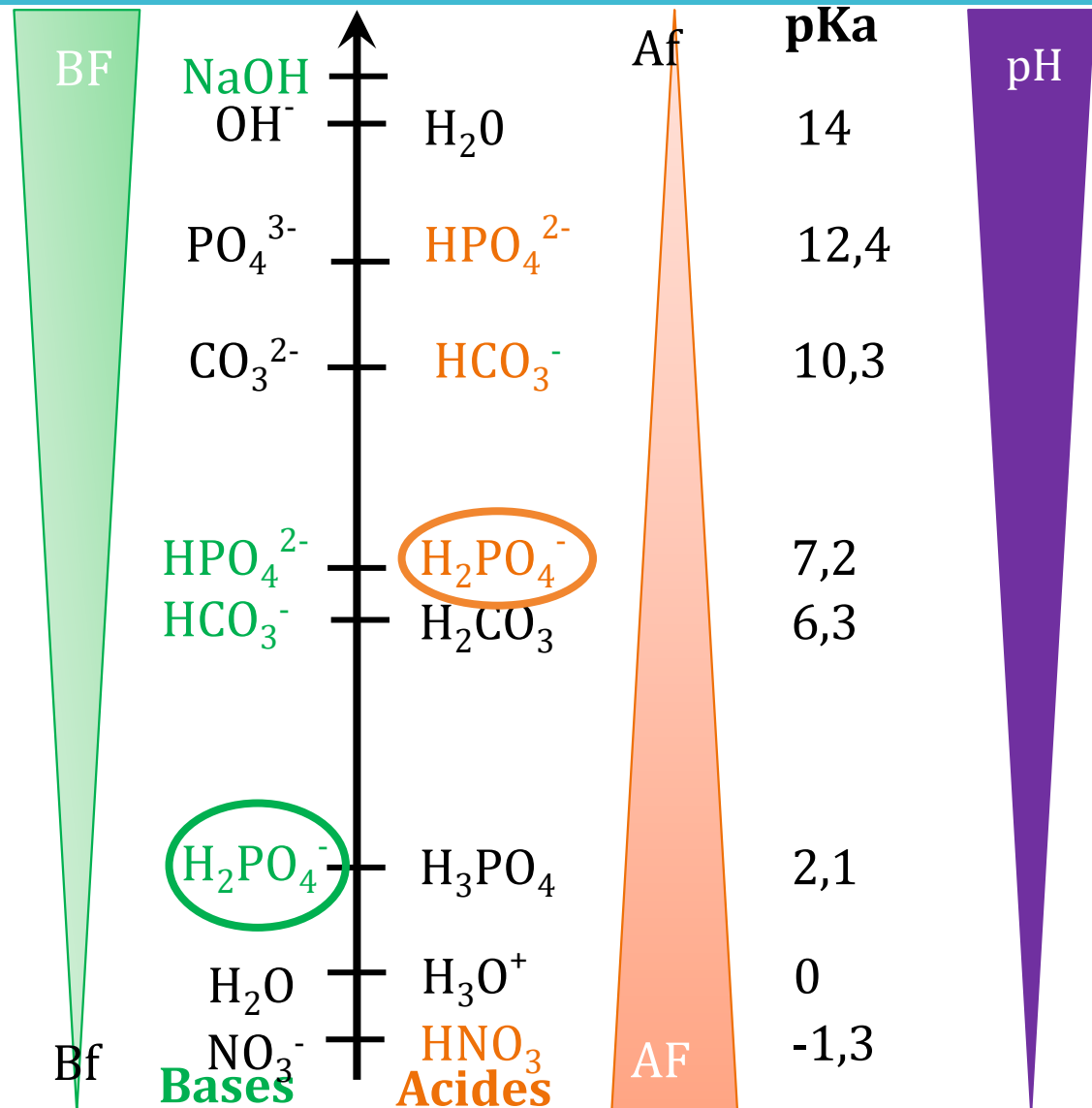
- 1- Identifier les acides et les bases
- 2- Classer les espèces en fonction de leurs forces acide/base
- 3- Classer les solutions en fonction de leur pH sachant que plus l'acide est fort et plus le pH est bas

Calculer le pH d'une solution acido-basique

Species	pKa	pH
$\text{NaOH} / \text{OH}^-$	15,7	14
$\text{PO}_4^{3-} / \text{HPO}_4^{2-}$	12,4	
$\text{CO}_3^{2-} / \text{HCO}_3^-$	10,3	
$\text{HPO}_4^{2-} / \text{H}_2\text{PO}_4^-$	7,2	
$\text{HCO}_3^- / \text{H}_2\text{CO}_3$	6,3	
$\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{H}_3\text{PO}_4$	2,1	
$\text{H}_2\text{O} / \text{H}_3\text{O}^+$	0	
$\text{NO}_3^- / \text{HNO}_3$	-1,3	

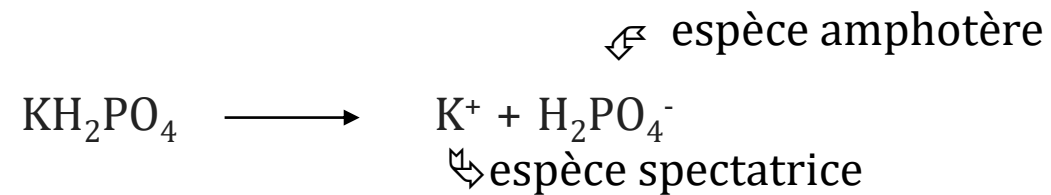
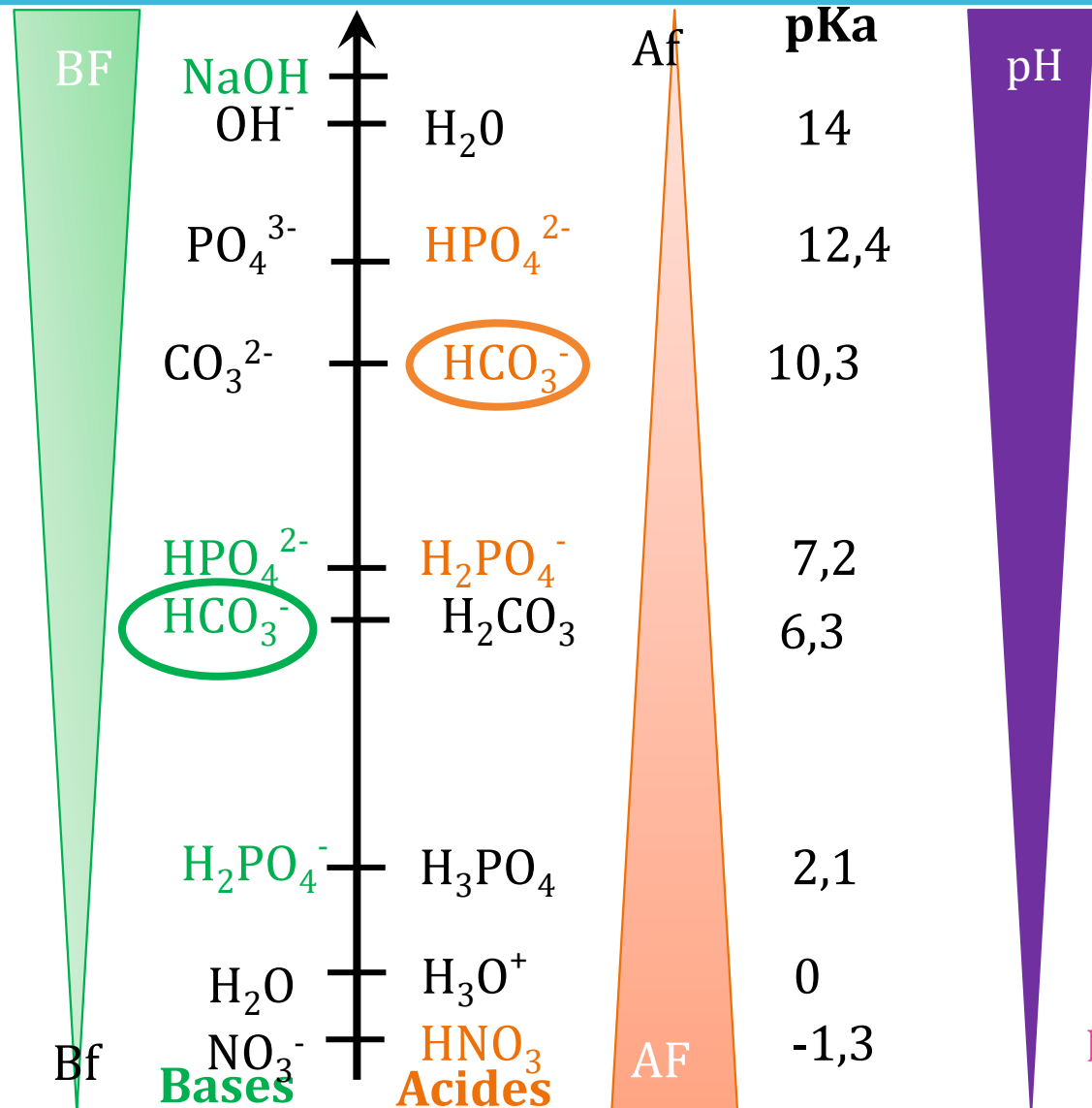
Compound	Dissociation	Species	pH
NaOH	$\text{NaOH} \longrightarrow \text{OH}^- + \text{Na}^+$	$\text{OH}^- + \text{Na}^+$	Base la plus forte dans l'eau \Leftrightarrow pH le plus haut
HNO_3	$\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$	acide le plus fort dans l'eau \Leftrightarrow pH le plus bas
KHCO_3			espèce spectatrice
KH_2PO_4			espèce spectatrice
KCl	$\text{KCl} \longrightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$	$\text{K}^+ + \text{Cl}^-$	2 espèces spectatrices \Leftrightarrow pH=7

Calculer le pH d'une solution acido-basique

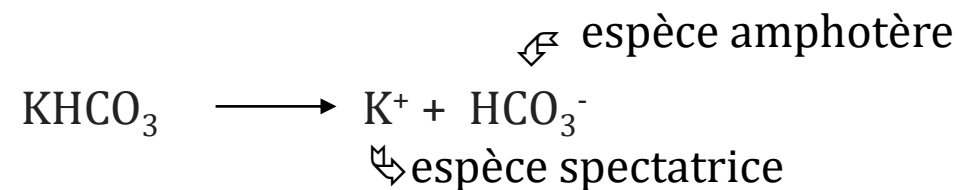


$$pH = \frac{1}{2}pKa_1 + \frac{1}{2}pKa_2 = 4,65$$

Calculer le pH d'une solution acido-basique



$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pKa}_1 + \frac{1}{2} \text{pKa}_2 = 4,65$$



$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pKa}_1 + \frac{1}{2} \text{pKa}_2 = 8,3$$

pH (HNO₃) < pH (KH₂PO₄) < pH (KCl) < pH (KHCO₃) < pH (NaOH)

Calculer le pH d'une solution acido-basique

1 - Une solution est préparée en mélangeant 5,0 mL d'acide chlorhydrique 0,10 mol/L et 20 cm³ d'eau.

Quel est le pH de la solution initiale? Quel est le pH de la solution résultante ?

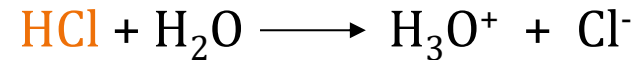
2 - Quel est le pH d'une solution aqueuse, à 25°C, préparée en dissolvant 0,26 g d'hydroxyde de calcium dans 5,0.10² mL d'eau?

3 - Quel est le pH d'une solution aqueuse de NaHCO₃ 0,25 mol/L ?

4 - Calculer le pH d'une solution de baryte à 10⁻⁷ mol.L⁻¹? La baryte est une dibase forte de formule Ba(OH)₂.

Calculer le pH d'une solution acido-basique

1- Une solution est préparée en mélangeant 5,0 mL d'acide chlorhydrique 0,10 mol/L et 20,0 cm³ d'eau. Quel est le pH de la solution initiale? Quel est le pH de la solution résultante ?



Acide fort

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log C$$

Solution initiale $C = 0,10 \text{ mol/L}$ $\text{pH} = 1,0$

AF avec $C \geq 10^{-5} \text{ mol/L}$

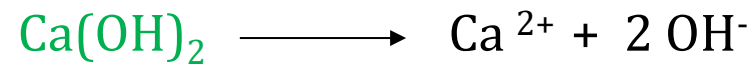


Validation de la condition d'application

Après dilution : $C = \frac{C_i \times V}{V_T} = \frac{0,10 \times 5,0}{25,0} = 0,02 \text{ mol/L}$ $\text{pH} = 1,7$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

2 - Quel est le pH d'une solution aqueuse, à 25°C, préparée en dissolvant 0,26 g d'hydroxyde de calcium dans 5,0.10² mL d'eau?



Dibase forte

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log 2C \quad \Leftrightarrow \quad \text{BF avec } C \geq 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Calcul de C : $\text{Ca(OH)}_2 = 74 \text{ g/mol}$

$$C = \frac{m}{M V} = \frac{0,26}{74 \times 0,5} = 0,007 \text{ mol/L}$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = 0,014 \text{ M}$$

pH = 12,1

Validation de la
condition
d'application



Calculer le pH d'une solution acido-basique

Remarque :

Formule pour une base forte :

$pH = 14 + \log [\text{OH}^-]$ Si monobase de concentration C : $[\text{OH}^-] = C \Rightarrow pH = 14 + \log C$

Si dibase de concentration C : $[\text{OH}^-] = 2C \Rightarrow pH = 14 + \log 2C$

Formule pour un acide fort :

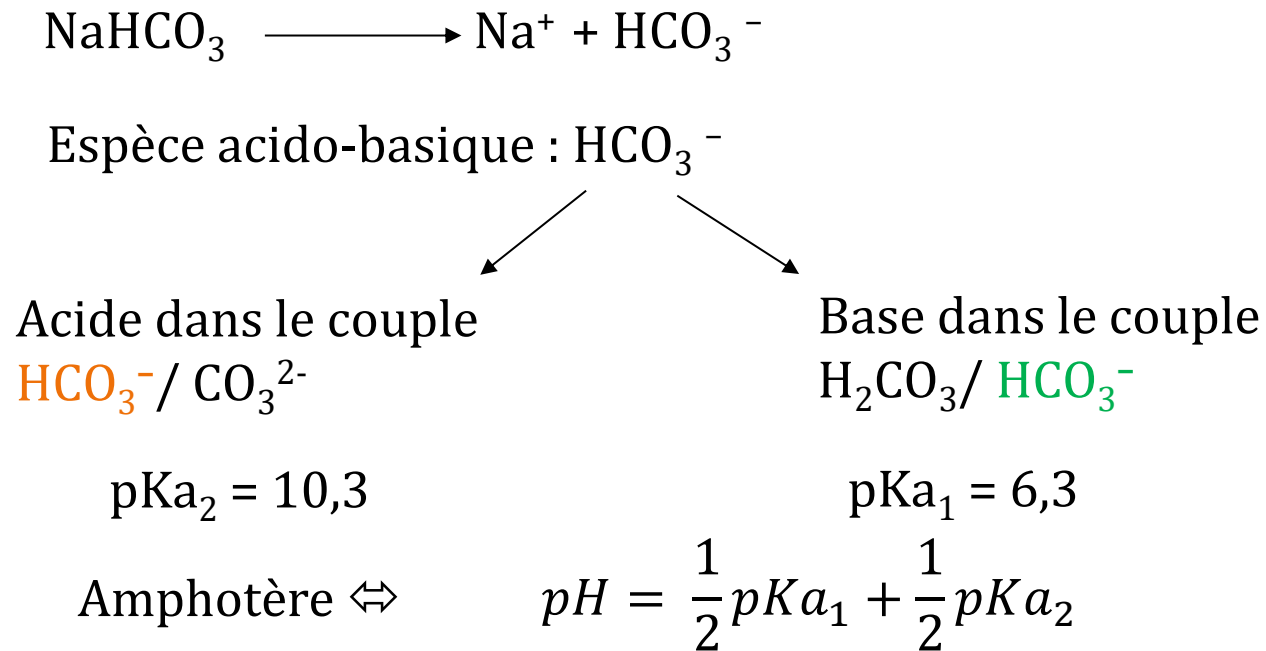
$pH = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ Si monoacide de concentration C : $[\text{H}_3\text{O}^+] = C \Rightarrow pH = -\log C$

Si diacide de concentration C : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2C \Rightarrow pH = -\log 2C$

$C \geq 10^{-5} \text{ mol/L}$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

3 - Quel est le pH d'une solution aqueuse de NaHCO_3 à 0,25 mol/L ?

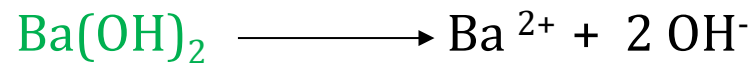


Remarque : il faut prendre en compte les pKa des couples dans lesquels interviennent le soluté.

$$\text{pH} = 8,3$$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

4 - Calculer le pH d'une solution de baryte à 10^{-7} mol.L⁻¹? La baryte est une dibase forte de formule Ba(OH)₂.



Dibase forte

$$pH = 14 + \log [\text{OH}^-]$$



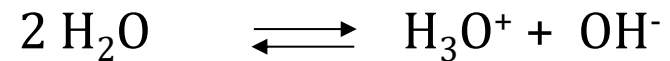
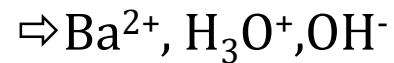
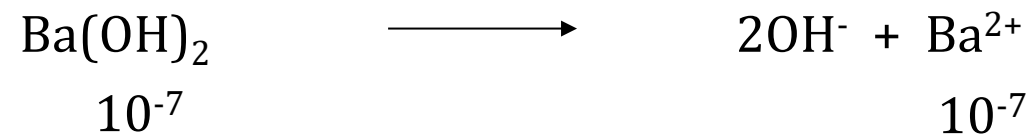
BF avec $C \geq 10^{-5}$ mol/L



Non validation
de la condition
d'application

Remarque : dans les cas 2 et 4, il s'agit de dibase, hydroxyde de calcium dans le cas 2 et baryte dans le cas 4. Dans le cas 2, les ions OH⁻ apportés en solution par le soluté sont en concentration suffisante (0,014 M) pour pouvoir négliger ceux qui proviennent de l'auto-protolyse de l'eau ($\sim 10^{-7}$ M). Ce n'est pas le cas pour la solution de baryte qui n'apporte que $2 \cdot 10^{-7}$ M d'ions OH⁻. Il faut donc écrire tout le système d'équations.

Calculer le pH d'une solution acido-basique



Equations : $(\text{H}_3\text{O}^+)(\text{OH}^-) = K_w$ (1)

$[\text{Ba}^{2+}] = 10^{-7} \text{ M}$ (2)

$2[\text{Ba}^{2+}] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ (3)

Calculer le pH d'une solution acido-basique

$$\frac{K_w}{[H_3O^+]} = [H_3O^+] + 2 \cdot 10^{-7}$$

$$[H_3O^+]^2 + 2 \cdot 10^{-7} [H_3O^+] - 10^{-14} = 0$$

$$\Delta = 8 \cdot 10^{-14} \Leftrightarrow [H_3O^+] = 4,14 \cdot 10^{-8}$$

$$\text{pH} = 7,38$$

pH = 7,30 sans approx.

Calculer le pH d'une solution acido-basique

On mélange $V_1=100$ mL d'une solution d'acide acétique à $C_1=0,1$ mol/L à $V_2=200$ mL d'une solution d'acétate de sodium à $C_2=0,2$ mol/L. Quel est le pH de la solution obtenue ?

Quelle est la molarité de la solution tampon?

5 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium à 1 mol/L sont ajoutés à la solution A. Calculer le pH de la solution.

10 cm³ d'une solution d'hydroxyde de sodium à 1 mol/L sont ajoutés à la solution A. Calculer le pH de la solution.

Calculer le pH d'une solution acido-basique

On mélange $V_1=100$ mL d'une solution d'acide acétique à $C_1=0,1$ mol/L à $V_2=200$ mL d'une solution d'acétate de sodium à $C_2=0,2$ mol/L. Quel est le pH de la solution obtenue ?

⇒ Trouver $[A^-]$ et $[AH]$

$$\begin{array}{l|l} [A^-] = [CH_3COO^-] = \frac{C_2V_2}{V_1 + V_2} & [AH] = [CH_3COOH] = \frac{C_1V_1}{V_1 + V_2} \\ [CH_3COO^-] = 0,133 \text{ mol/L} & [CH_3COOH] = 0,033 \text{ mol/L} \end{array}$$

$$\frac{[A^-]}{[AH]} = 4$$

Le rapport des concentrations est compris dans l'intervalle $[0,1 - 10]$

Mélange d'acide faible (acide acétique) et base faible (acétate de sodium) d'un **même couple** ($CH_3CO_2H/CH_3CO_2^-$)

⇒ solution tampon

Calculer le pH d'une solution acido-basique

$$pH = pKa + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

Application numérique :

$$pH = 4,8 + \log \frac{0,133}{0,033}$$

$$\mathbf{pH = 5,40}$$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

Quelle est la molarité de la solution tampon?

$$\text{Molarité} = [\text{AH}] + [\text{A}^-]$$

$$\text{Molarité} = 0,033 + 0,133$$

$$\text{Molarité} = 0,166 \text{ mol/L}$$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

5 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium à 1 mol/L sont ajoutés à la solution A. Calculer le pH de la solution.

	CH ₃ CO ₂ H	+	CH ₃ CO ₂ ⁻	+	OH ⁻
n (mol) à t ₀	0,01		0,04		0,005

BF **Af** **pKa**

NaOH **Na⁺** 15,7

OH⁻ H₂O 14

CH₃CO₂⁻ **CH₃CO₂H** 4,8

Bases **Acides**

Bf **AF**

pH

CH₃CO₂H + CH₃CO₂⁻ + NaOH

NaOH → Na⁺ + OH⁻

OH⁻ : base
 CH₃CO₂⁻ : base
 CH₃CO₂H : acide
 Na⁺ : espèce spectatrice

OH⁻ + CH₃CO₂⁻ : réaction ne peut pas avoir lieu car 2 bases
 OH⁻ + CH₃CO₂H : réaction possible entre la base la plus forte des 2 couples et l'acide le plus fort des 2 couples. La réaction est totale car ΔpKa > 4

Na⁺ + CH₃COOH + OH⁻ → CH₃CO₂⁻ + Na⁺ + H₂O

↳ La réaction entraîne la diminution de la quantité de OH⁻ et CH₃CO₂H et l'augmentation de la quantité de matière de CH₃CO₂⁻

Calculer le pH d'une solution acido-basique

5 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium à 1 mol/L sont ajoutés à la solution A. Calculer le pH de la solution.

	CH ₃ CO ₂ H	+	CH ₃ CO ₂ ⁻	+	OH ⁻
n (mol) à t ₀	0,01		0,04		0,005
n (mol) équilibre	0,005		0,045		0

OH⁻ réagit avec l'acide pour former la base conjuguée

⇒ Nouvelles concentrations :

$$[A^-] = [CH_3COO^-] = \frac{0,045}{0,305}$$

$$[CH_3COO^-] = 0,148 \text{ mol/L}$$

$$[AH] = [CH_3COOH] = \frac{0,005}{0,305}$$

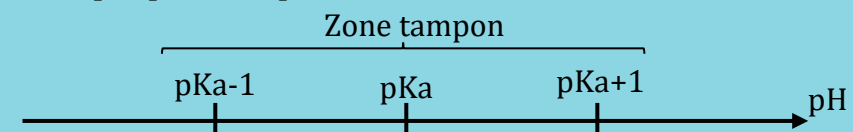
$$[CH_3COOH] = 0,016 \text{ mol/L}$$

⇒ $\frac{[A^-]}{[AH]} = 9,25$ ⇒ Le rapport des concentrations est toujours compris dans l'intervalle [0,1 – 10] : effet tampon conservé

$$pH = 4,8 + \log \frac{0,148}{0,016}$$

$$pH = 5,77$$

Un couple acidobasique peut donner une solution tampon dans la zone de pH pKa-1 à pKa+1



Calculer le pH d'une solution acido-basique

10 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium à 1 mol/L sont ajoutés à la solution A. Calculer le pH de la solution.

	CH ₃ CO ₂ H	+	CH ₃ CO ₂ ⁻	+	OH ⁻
n (mol) à t ₀	0,01		0,04		0,01
n (mol) équilibre	0		0,05		0



OH⁻ réagit avec l'acide pour former la base conjuguée

⇒ Nouvelles concentrations :

$$[A^-] = [CH_3COO^-] = \frac{0,05}{0,31}$$

$$[CH_3COO^-] = 0,161 \text{ mol/L}$$

$$[AH] = [CH_3COOH] = 0$$

⇒ Capacité tampon dépassée

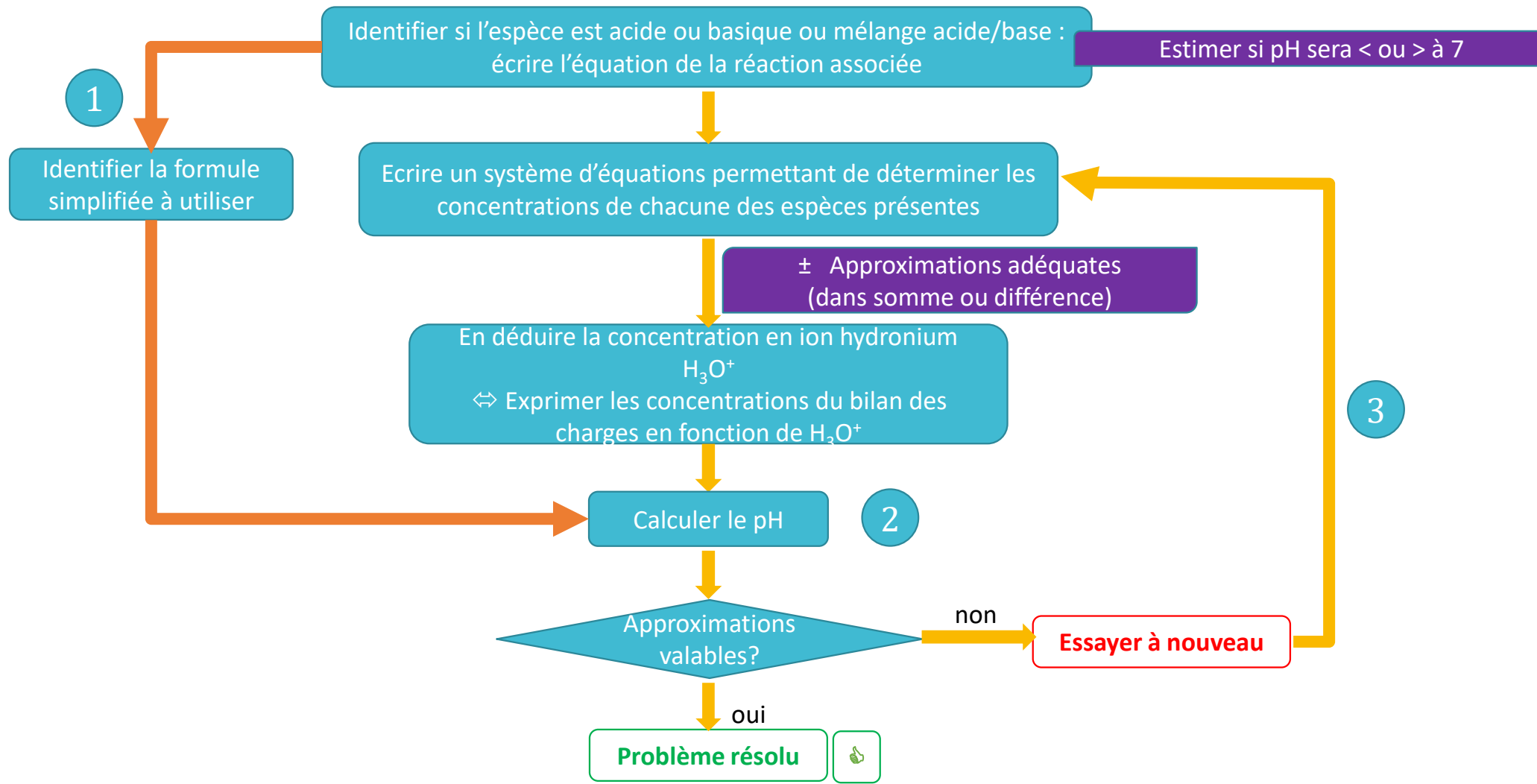
⇒ pH d'une solution de base faible

$$pH = \frac{1}{2}pKa + \frac{1}{2}pKw + \frac{1}{2}\log [A^-]$$

$$pH = 9,0$$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

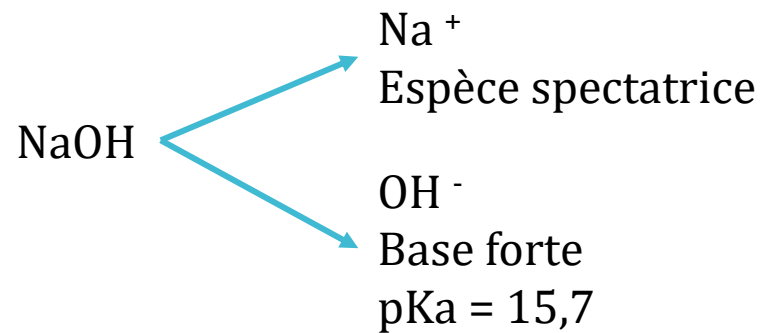
METHODOLOGIE : Calcul du pH



Calculer le pH d'une solution acido-basique

On mélange $V_1=100$ mL d'une solution d'acide acétique à $C_1=0,1$ mol/L à $V_2=20$ mL d'une solution d'hydroxyde de sodium à $C_2=0,2$ mol/L. Quel est le pH de la solution obtenue ?

CH_3COOH
acide faible
pKa 4,8



$\Delta\text{pKa} > 4 \Leftrightarrow$ Réaction acidobasique entre CH_3COOH et OH^-
 \Rightarrow Neutralisation d'une partie de l'acide
 \Rightarrow Titrage acido-basique

Ce document est la propriété exclusive de B Gargadennec-Legouin et ne saurait être utilisé, reproduit, représenté, transmis ou divulgué sans son accord préalable et explicite.

beatrice.legouin@univ-rennes.fr

marylene.chollet@univ-rennes.fr



UFR Pharmacie - Rennes

Une question...
Une précision...
RDV sur le forum

Dr Béatrice GARGADENNEC-LEGOUIN / UFR Pharmacie / Rennes

Dr Marylène CHOLLET-KRUGLER / UFR Pharmacie / Rennes



UFR Pharmacie - Rennes