

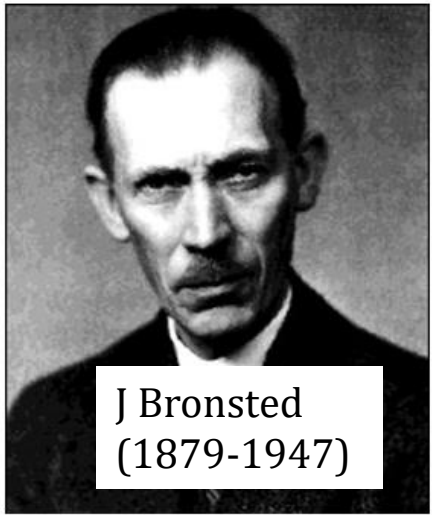
Chimie analytique

Dr Béatrice GARGADENNEC-LEGOUIN / UFR Pharmacie / Rennes

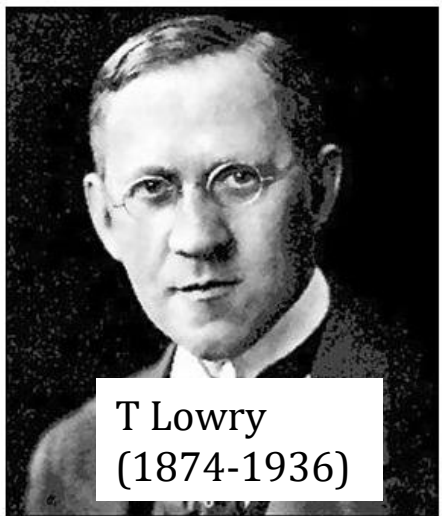
Dr Marylène CHOLLET-KRUGLER / UFR Pharmacie / Rennes



UFR Pharmacie - Rennes



J Bronsted
(1879-1947)



T Lowry
(1874-1936)

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 monohydrogénocarbonate 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.

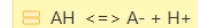
Force d'un couple acide-base dépend de son pKa. On parle d'acide ou base forte et d'acide ou base faible

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

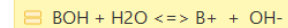
Un acide est associé à une base dite base conjuguée. Une base est associée à un acide conjugué. Ils forment des couples acide-base

Acide / Base

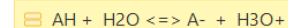
acide : libère H^+ dans l'eau



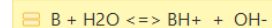
base : libère OH^- dans l'eau



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

$$pH = pK + \log [A^-] / [AH]$$

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

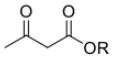
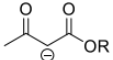
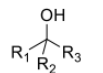
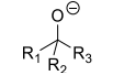
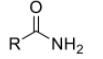
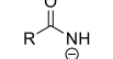
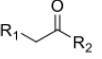
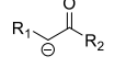
après addition de n(base) : $pH = pKa + \log (nA^- + nOH^-) / (nAH - nOH^-)$



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 hydrogencarbonate/ion carbonate |
|  |  | 11 | β-Cétoester |
| H ₂ O | OH ⁻ | 14 | Eau/ion hydroxyde |
| MeOH | MeO ⁻ | 15,2 | Méthanol/ion méthanolate |
|  |  | 16 | Alcool tertiaire/ion alcoolate |
|  |  | 17 | Amide |
|  |  | 19-20 | Cétone |

Toujours sous forme : H₃O⁺ + B⁻ dans l'eau

Coexistence des formes acides et basique dont les proportions dépendent du pH de la solution

Toujours sous forme acide dans l'eau : AH, pas de base assez forte dans l'eau pour déprotoner ⇌ déprotonation en milieu non aqueux

Milieu non aqueux

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

LAS - Pharma - Semestre 2

<https://e-formation-externe.univ-rennes1.fr/course/view.php?id=388>

[Accueil](#) / [Mes cours](#) / [LAS Pharma S2](#)


Boite à outils

[Définition Acide-base et Formules pH](#)

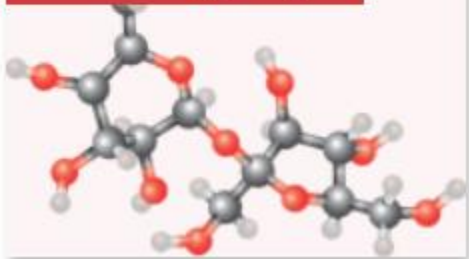
[Tableau périodique](#)

[Liste pKa et nomenclature associée](#)

Les valeurs de pKa ne sont pas à connaître par coeur, 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.

 [Informations générales](#)

Chimie organique



Chimie analytique



Galénique



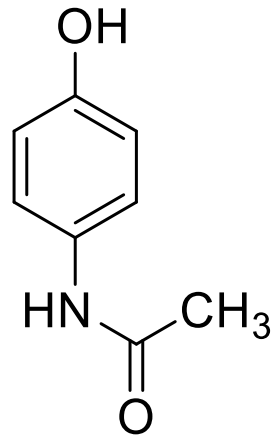
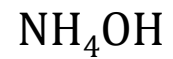
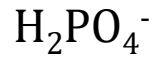
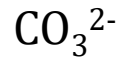
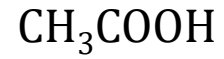
Chimie générale



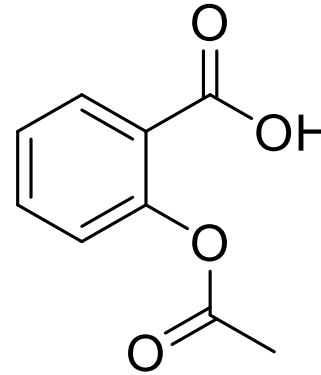
Boite à outils



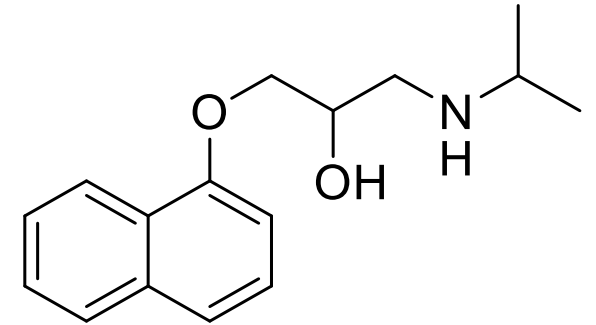
Identifier un acide et une base



Paracétamol



Aspirine



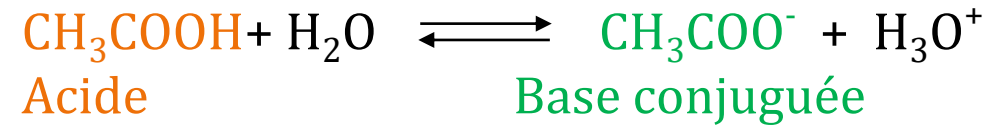
Propranolol
(bétabloquant)

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

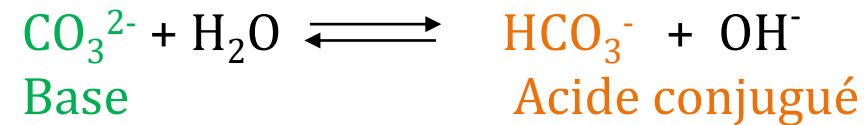
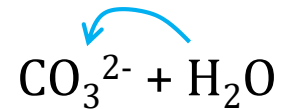
↪ L'espèce peut céder H^+ ou capter OH^- ⇔ **acide**

Identifier un acide et une base

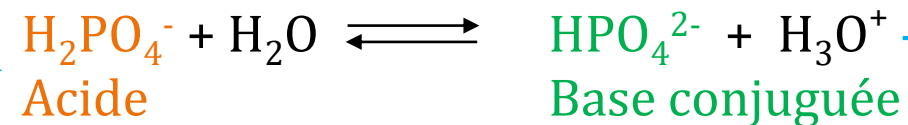
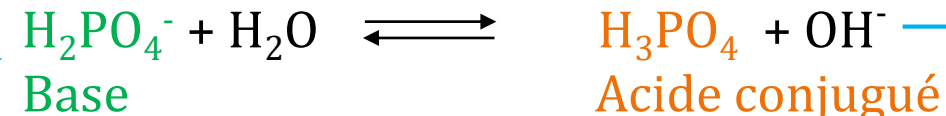
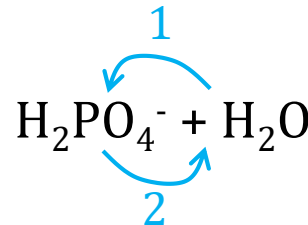
CH_3COOH
Acide acétique



CO_3^{2-}
Ion carbonate

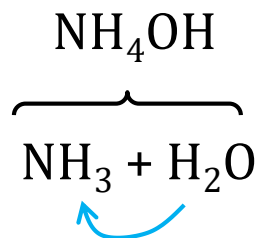


H_2PO_4^-
Ion dihydrogénophosphate

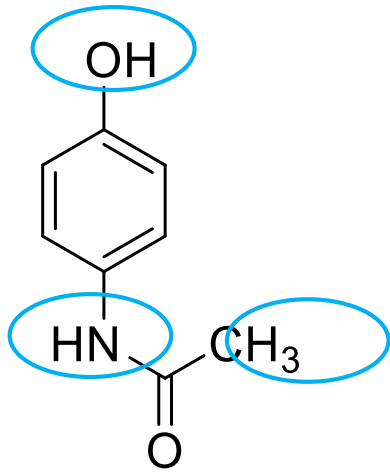


Amphotère

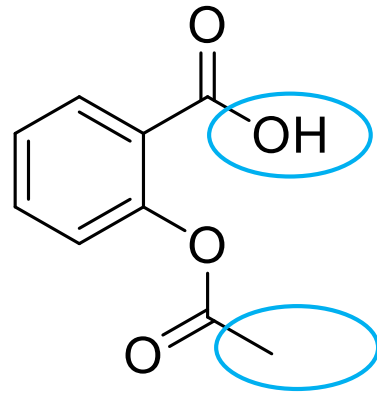
NH_4OH
Ammoniaque



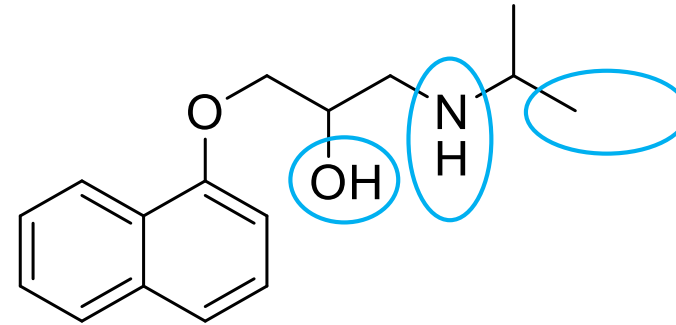
Identifier un acide et une base



Paracétamol



Acétyl
salicylique
(Aspirine)



Propranolol
(béta bloquant)

Tous les H sont-ils des protons labiles?

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

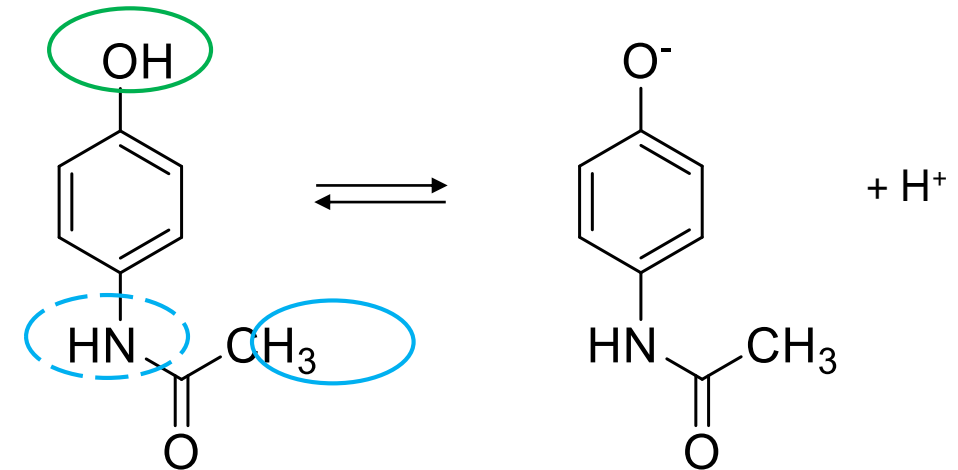
Force d'un acide et/ou d'une base

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

| Acide | Base | pKa | Acide | Base | pKa |
|--------------------------------|--------------------------------|------|------------------|------------------------------|-------|
| HBr | Br [⊖] | -9 | | | 10-11 |
| HCl | Cl [⊖] | -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 |
| | | 4-5 | | | 24 |
| | | 8 | CH ₄ | CH ₃ [⊖] | 48 |

Paracétamol

Phénol : acide faible



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

pKa=9,38

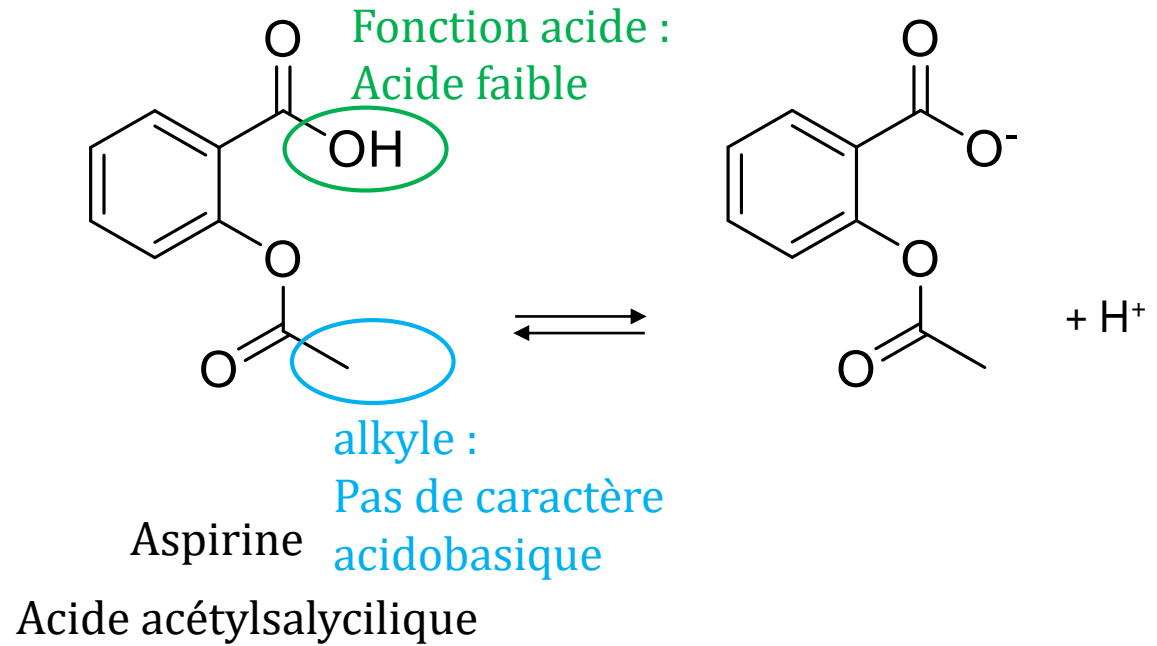
pH < pKa : forme acide majoritaire

pH > pKa : forme basique majoritaire

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

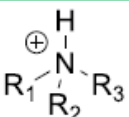
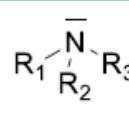
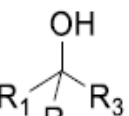
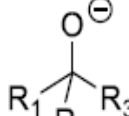
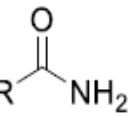
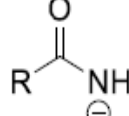
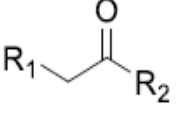
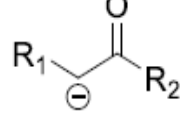
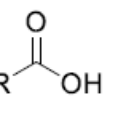
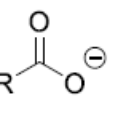
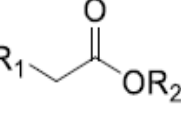
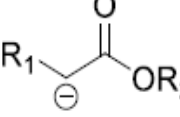
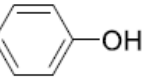
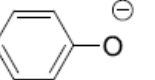
Liste pKa Extrait de la liste des pKa en milieu aqueux (composés et fonctions)

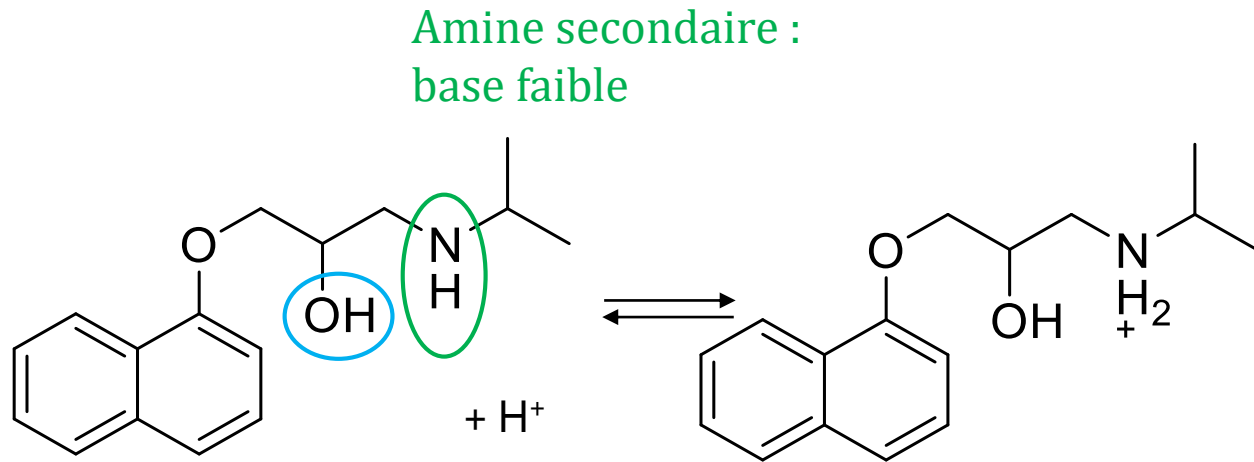
| Acide | Base | pKa | Acide | Base | pKa |
|---|--|------|---|--|-------|
| HBr | Br^- | -9 | $\text{R}_1\text{N}^+\text{H}(\text{R}_2)\text{R}_3$ | $\text{R}_1\text{N}^-\text{R}_2\text{R}_3$ | 10-11 |
| HCl | Cl^- | -7 | MeOH | MeO^- | 15,2 |
| ArSO_3H | ArSO_3^- | -6,5 | H_2O | OH^- | 15,7 |
| H_2SO_4 | HSO_4^- | -3,0 | $\text{R}_1\text{C}(\text{OH})(\text{R}_2)\text{R}_3$ | $\text{R}_1\text{C}(\text{O}^-)(\text{R}_2)\text{R}_3$ | 16 |
| H_3O^+ | H_2O | -1,7 | $\text{R}-\text{C}(=\text{O})\text{NH}_2$ | $\text{R}-\text{C}(=\text{O})\text{NH}^-$ | 17 |
| HNO_3 | NO_3^- | -1,3 | $\text{R}_1\text{CH}_2\text{C}(=\text{O})\text{R}_2$ | $\text{R}_1\text{CH}^-\text{C}(=\text{O})\text{R}_2$ | 19-20 |
| $\text{R}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$ | $\text{R}-\text{C}(=\text{O})\text{O}^-$ | 4-5 | $\text{R}_1\text{CH}_2\text{C}(=\text{O})\text{OR}_2$ | $\text{R}_1\text{CH}^-\text{C}(=\text{O})\text{OR}_2$ | 24 |
| $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ | $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ | 8 | CH_4 | CH_3^- | 48 |



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

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

| Acide | Base | pKa | Acide | Base | pKa |
|---|---|------|---|--|-------|
| HBr | Br [⊖] | -9 |  |  | 10-11 |
| HCl | Cl [⊖] | -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 |
|  |  | 4-5 |  |  | 24 |
|  |  | 8 | CH ₄ | CH ₃ [⊖] | 48 |

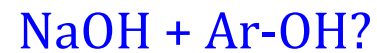
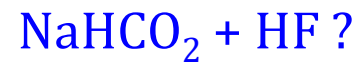
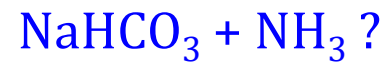
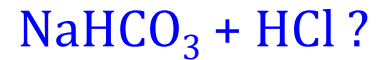


Alcool : pas de caractère acidobasique

Propranolol (bétabloquant)

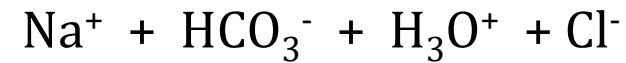
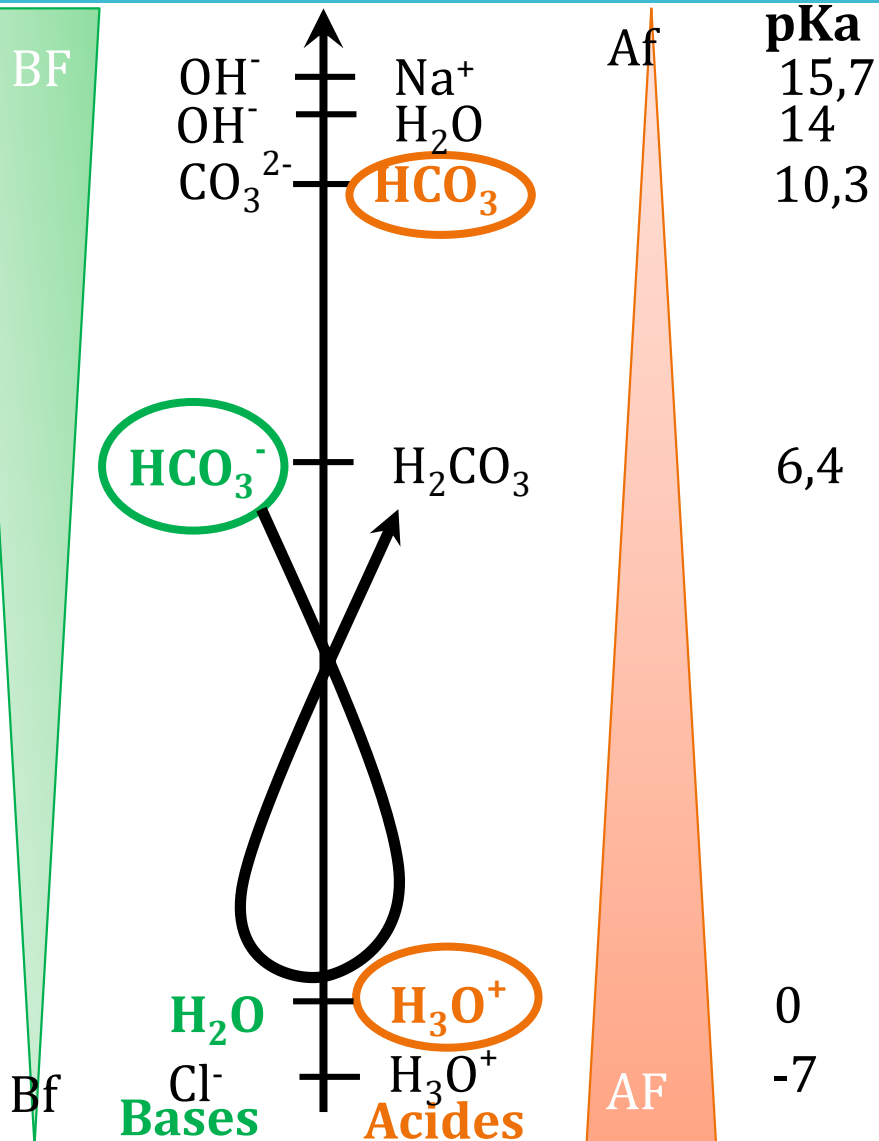
Prévision d'une réaction acidobasique

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

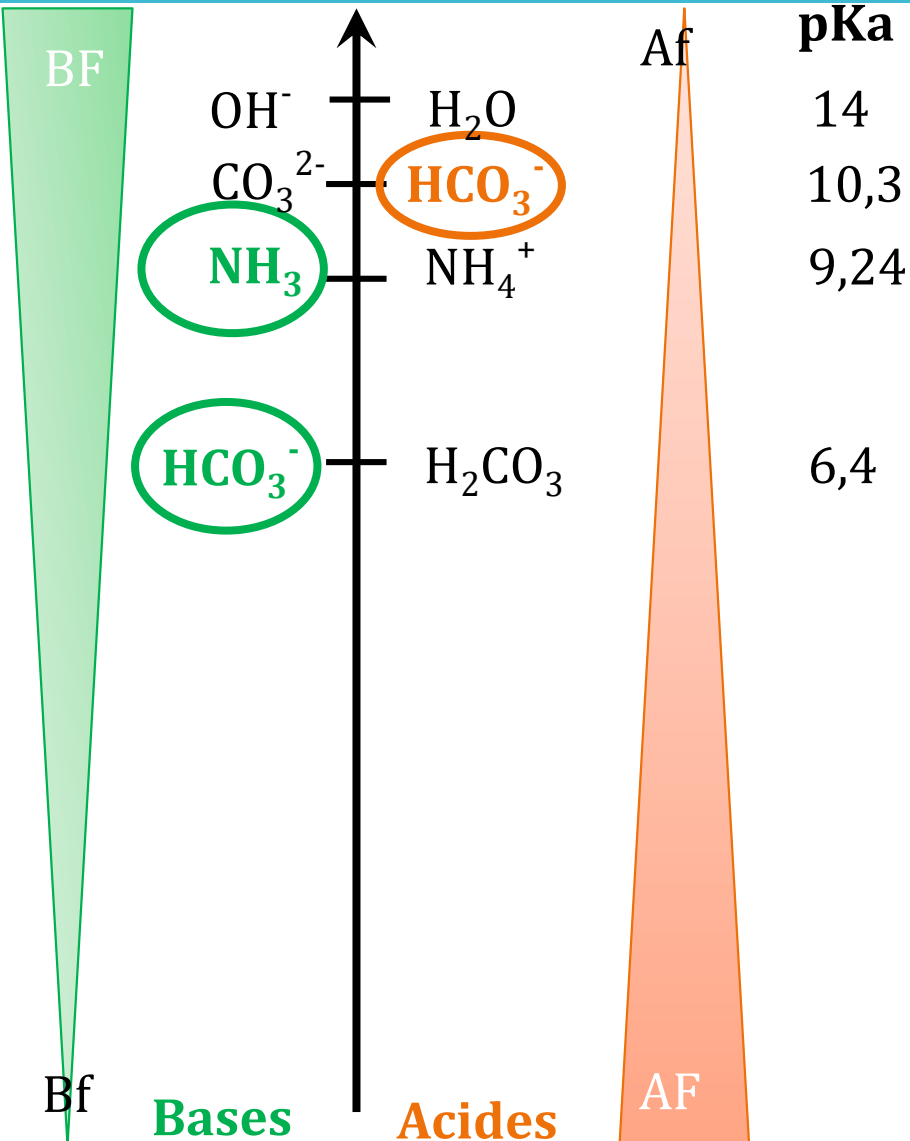
- Si rôle d'un acide : alors 2 acides ⇒ pas de réaction possible

- 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

NH_3 : Base

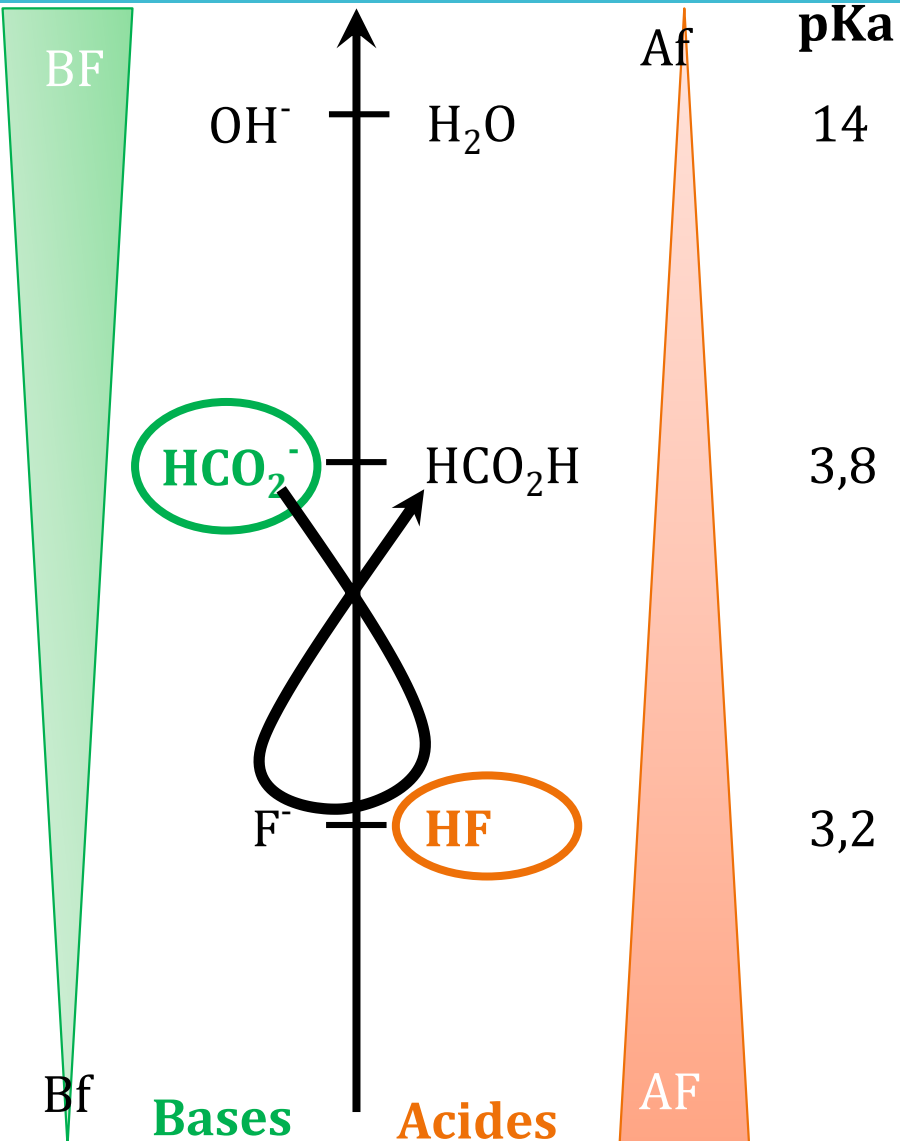
HCO_3^- : amphotère

- Si rôle d'un acide : il est le plus faible que NH_4^+ et NH_3 est plus faible que CO_2 \Rightarrow Règle gamma non respectée

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



Prévision d'une réaction acidobasique



HCO_2^- : base plus forte des 2 couples acido-basiques

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

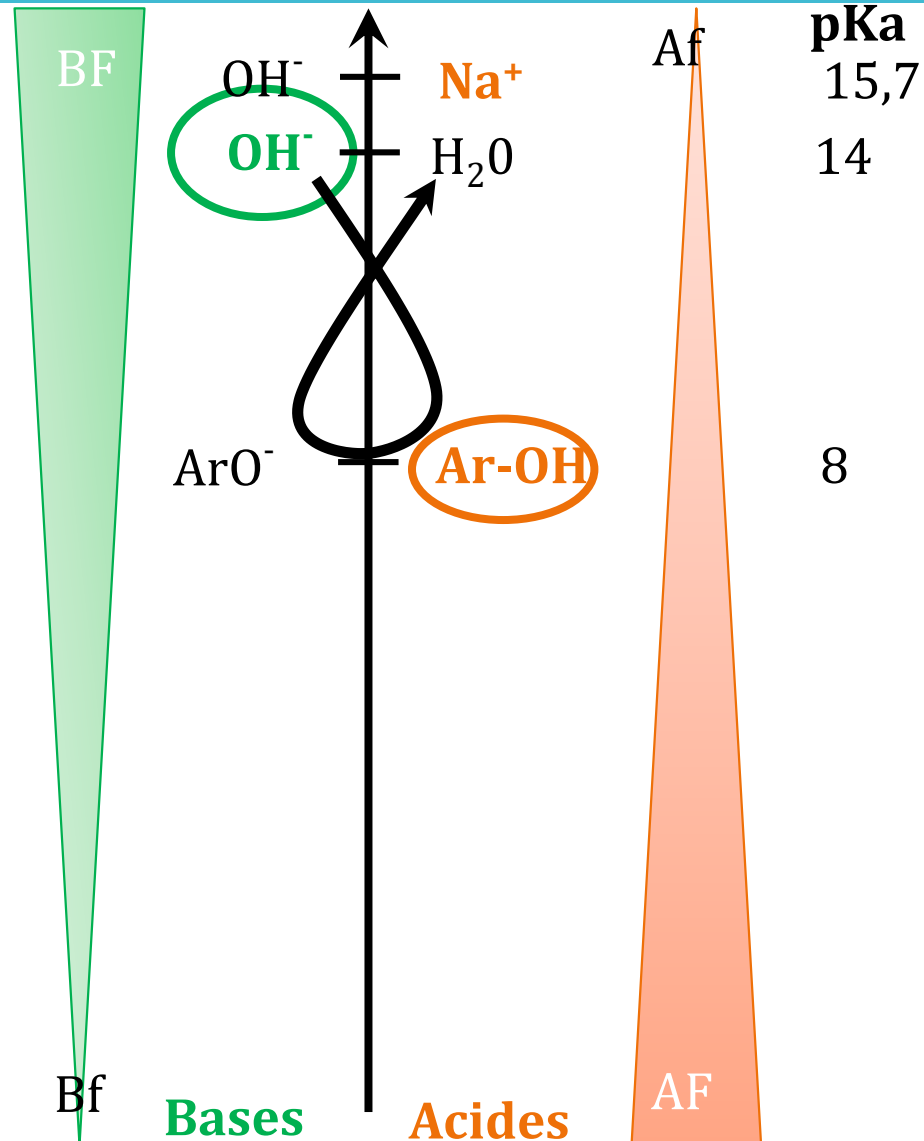
Na^+ : espèce spectatrice

\Rightarrow La réaction peut avoir lieu

$\Delta\text{pKa} < 4 \Rightarrow$ La réaction est équilibrée



Prévision d'une réaction acidobasique



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

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

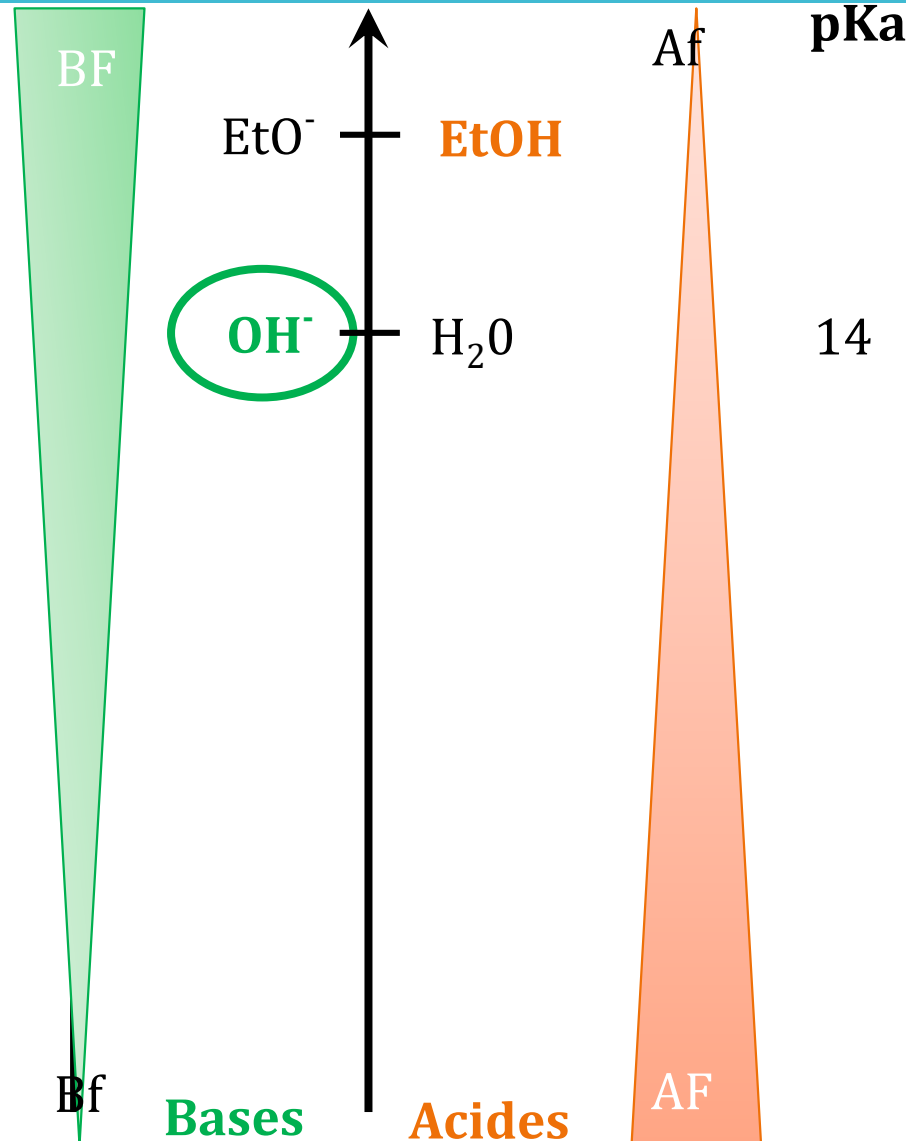
Na^+ : espèce spectatrice

\Rightarrow La réaction peut avoir lieu

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



Prévision d'une réaction acidobasique



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

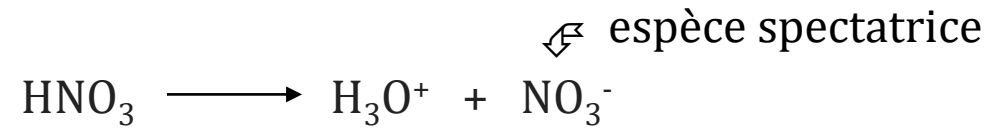
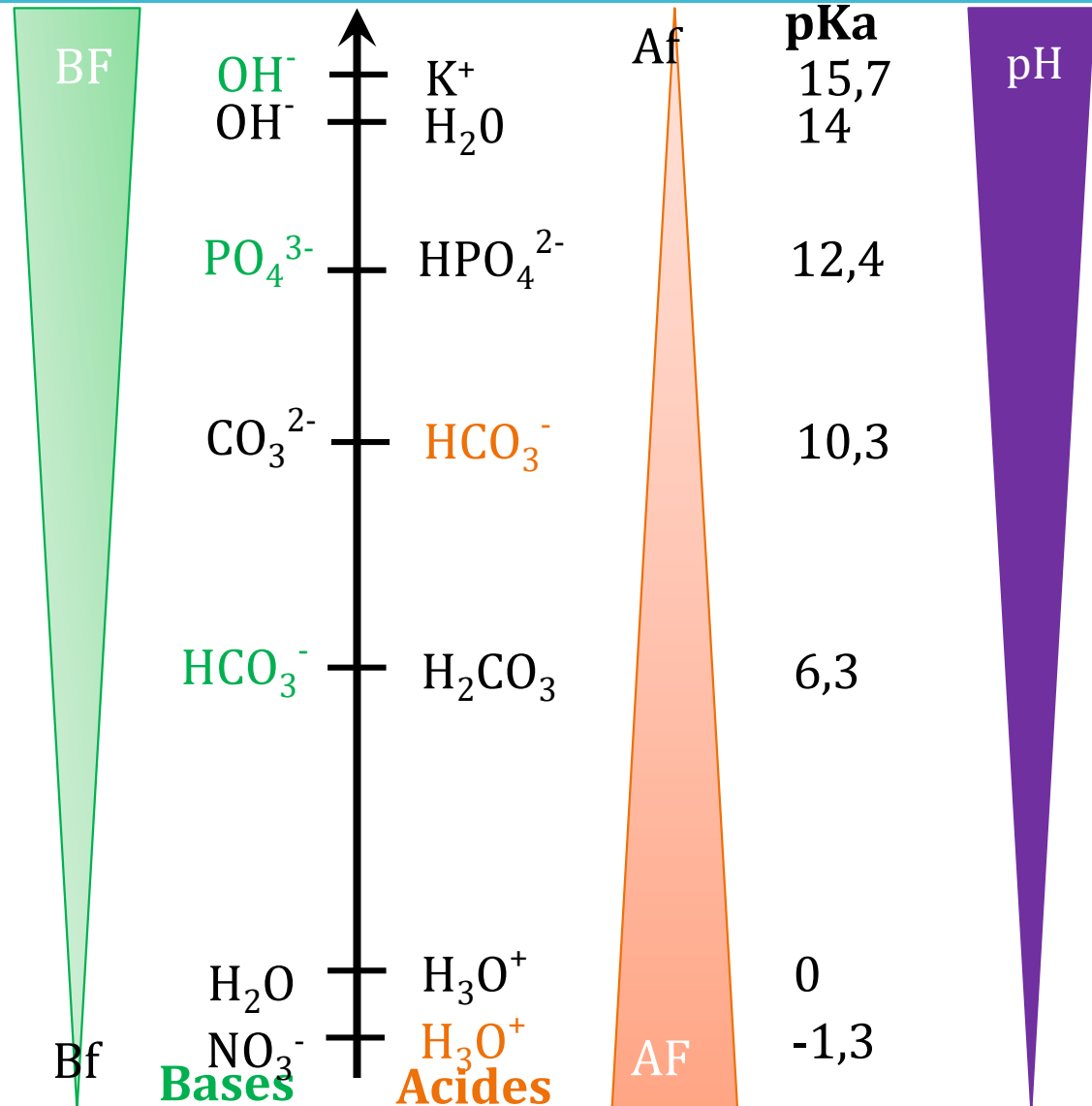
PASS – LASS / Pharmacie

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

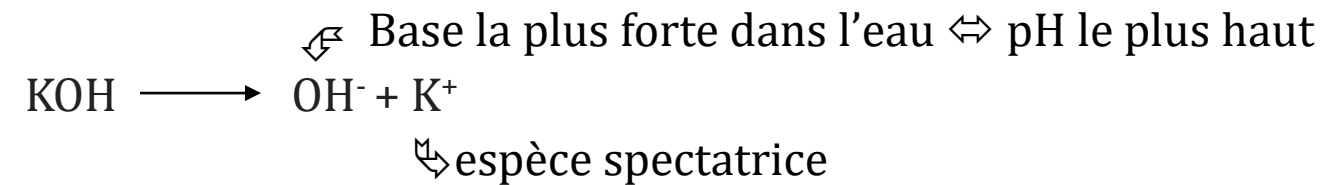
HNO_3 , KCl , KOH , NaHCO_3 et Na_3PO_4

- 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

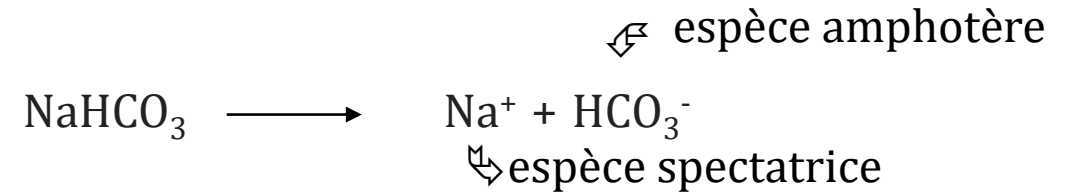
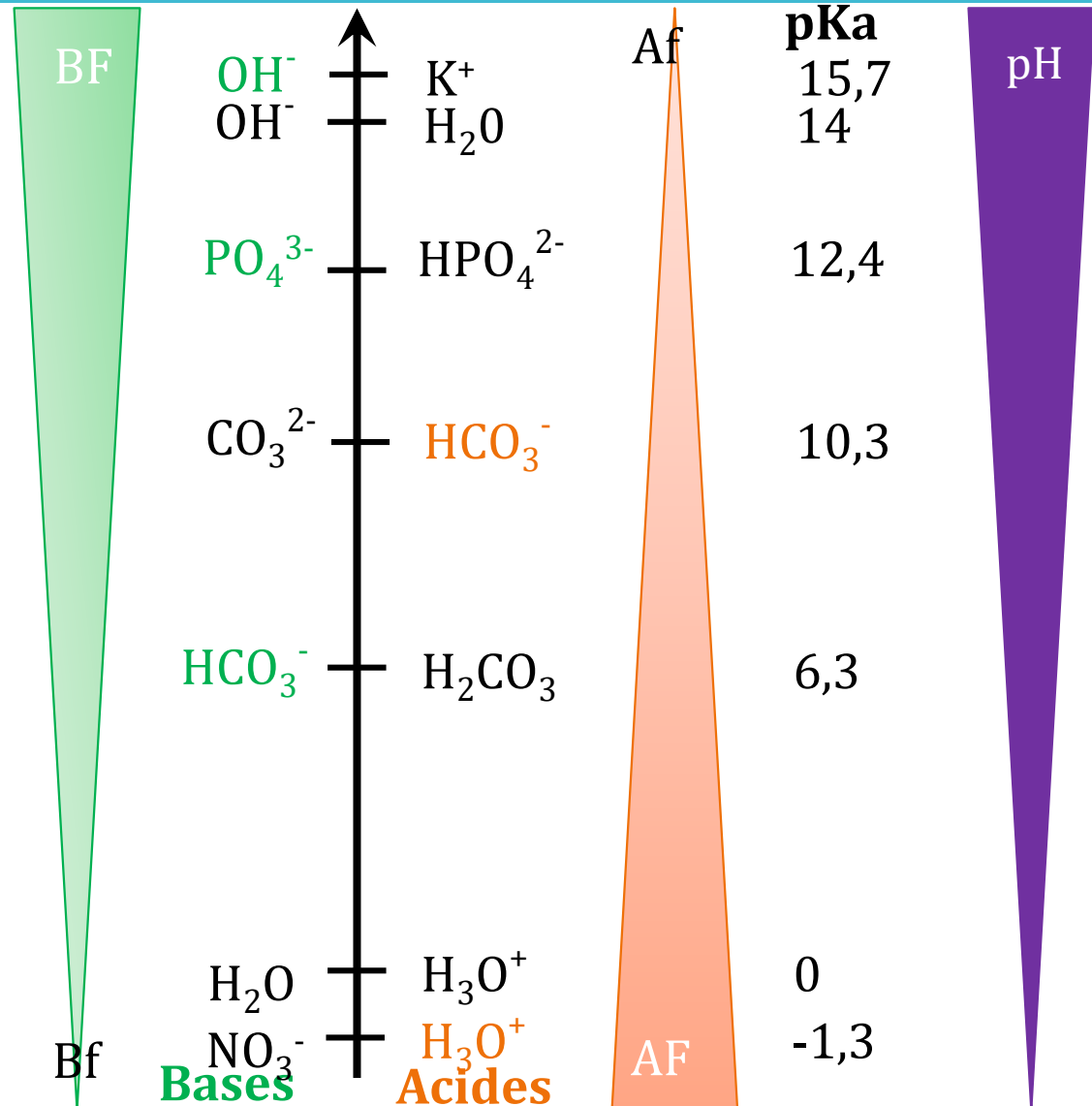
Calculer le pH d'une solution acido-basique



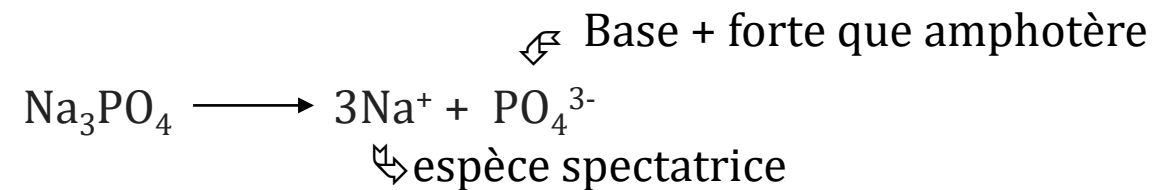
↳ acide le plus fort dans l'eau ⇔ pH le plus bas



Calculer le pH d'une solution acido-basique



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



$$\text{pH} (\text{HNO}_3) < \text{pH} (\text{KCl}) < \text{pH} (\text{NaHCO}_3) < \text{pH} (\text{Na}_3\text{PO}_4) < \text{pH} (\text{KOH})$$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

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

Quel est le pH de la solution résultante ?

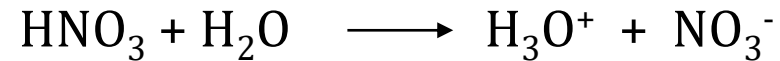
2 - Quel est le pH d'une solution aqueuse, à 25°C, préparée en dissolvant 0,26 g d'hydroxyde de calcium dans $5,0 \cdot 10^2$ mL d'eau?

3 - Quel est le pH d'une solution aqueuse de NaH_2PO_4 0,15 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 $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Calculer le pH d'une solution acido-basique

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



Acide fort

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log C \quad \Leftrightarrow \quad \text{AF avec } C \geq 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$C = \frac{C_i \times V}{V_T} = \frac{0,10 \times 5,0}{25} = 0,02 \text{ mol/L}$$

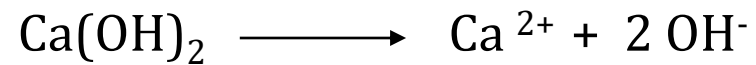


Validation de la
condition
d'application

$$\text{pH} = 1,7$$

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

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

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

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 :

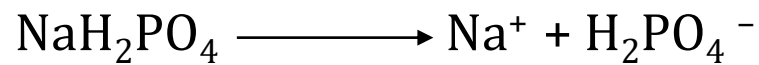
$pH = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ Si monoacide de concentration C : $[\text{H}_3\text{O}^+] = C \Rightarrow pH = -\log C$

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

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

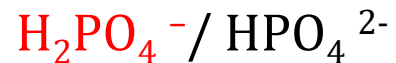
Calculer le pH d'une solution acido-basique

3 - Quel est le pH d'une solution aqueuse de NaH_2PO_4 0,15 mol/L ?



Espèce acido-basique : H_2PO_4^-

Acide dans le couple



$$\text{p}K_{a_2} = 7,2$$

Amphotère \Leftrightarrow

Base dans le couple



$$\text{p}K_{a_1} = 2,1$$

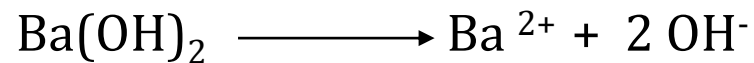
$$\text{pH} = \frac{1}{2}\text{p}K_{a_1} + \frac{1}{2}\text{p}K_{a_2}$$

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

$$\text{pH} = 4,65$$

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

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



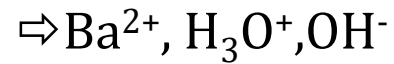
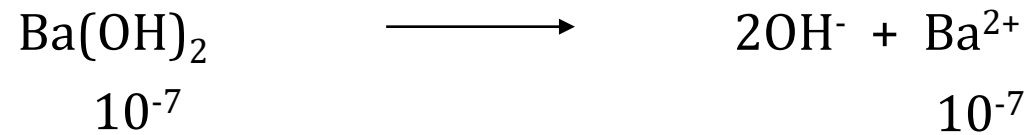
BF avec $C \geq 10^{-5}$ mol/L



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 $V_2=400$ mL d'une solution d'acétate de sodium à $C_2=0,2$ mol/L. Quel est le pH de la solution obtenue ?

Mélange d'acide faible (acide acétique) et base faible (acétate de sodium)
d'un **même couple** ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$) \Leftrightarrow solution tampon

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

\Rightarrow Trouver $[A^-]$ et $[AH]$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

$$\begin{array}{l|l} [A^-] = [CH_3COO^-] = \frac{C_2V_2}{V_1 + V_2} & [AH] = [CH_3COOH] = \frac{C_1V_1}{V_1 + V_2} \\ [CH_3COO^-] = 0,16 \text{ mol/L} & [CH_3COOH] = 0,02 \text{ mol/L} \end{array}$$

Le rapport des concentrations est bien dans l'intervalle [0,1 – 10] retenu pour la validité d'une solution tampon

Application numérique :

$$pH = 4,8 + \log \frac{0,16}{0,02}$$

$$\mathbf{pH = 5,70}$$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

Quelle est la molarité de la solution tampon?

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

$$\text{Molarité} = 0,02 + 0,16$$

$$\text{Molarité} = 0,18 \text{ mol/L}$$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

Définir la capacité tampon.

Quelle est la capacité tampon de la solution A vis-à-vis des ions hydroxydes?

Capacité tampon: concentration molaire en ions OH^- ou H_3O^+ qu'il faut ajouter pour faire changer le pH de 1 litre de la solution tampon de 1 unité autour du pKa

Addition d'ions $\text{OH}^- \Rightarrow$ augmentation du pH jusqu'à $\text{pKa} + 1$

Addition d'ions $\text{OH}^- \Rightarrow$ réaction de OH^- avec l'acide pour donner la base conjuguée
 $\Rightarrow n_{\text{A}^-}$ augmente et n_{AH} diminue

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{n_{\text{A}^-} + n_{\text{OH}^-}}{n_{\text{AH}} - n_{\text{OH}^-}}$$

$$5,8 = 4,8 + \log \frac{0,16 + n_{\text{OH}^-}}{0,02 - n_{\text{OH}^-}} \qquad 5,8 - 4,8 = 1 = \log \frac{0,16 + n_{\text{OH}^-}}{0,02 - n_{\text{OH}^-}}$$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

$$10 = \frac{0,16 + n_{OH^-}}{0,02 - n_{OH^-}}$$

$$10 (0,02 - n_{OH^-}) = 0,16 + n_{OH^-}$$

$$0,2 = 0,16 - 11 n_{OH^-}$$

$$n_{OH^-} = \frac{0,2 - 0,16}{11}$$

$n_{OH^-} = 0,0036 \text{ mol} \Leftrightarrow \text{capacité tampon } 0,0036 \text{ mol/L}$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

Quelle est la capacité tampon de la solution tampon vis-à-vis des ions hydronium?

Addition d'ions H_3O^+ \Rightarrow diminution du pH jusqu'à $pK_a - 1$

Addition d'ions H_3O^+ \Rightarrow réaction de H_3O^+ avec la base pour donner l'acide conjugué
 $\Rightarrow n_{A^-}$ diminue et n_{AH} augmente

$$pH = pKa + \log \frac{n_{A^-} - n_{H_3O^+}}{n_{AH} + n_{H_3O^+}}$$

$$3,8 = 4,8 + \log \frac{0,16 - n_{H_3O^+}}{0,02 + n_{H_3O^+}}$$

$$3,8 - 4,8 = -1 = \log \frac{0,16 - n_{H_3O^+}}{0,02 + n_{H_3O^+}}$$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

$$0,1 = \frac{0,16 - n_{H_3O^+}}{0,02 + n_{H_3O^+}}$$

$$0,1(0,02 + n_{H_3O^+}) = 0,16 - n_{H_3O^+}$$

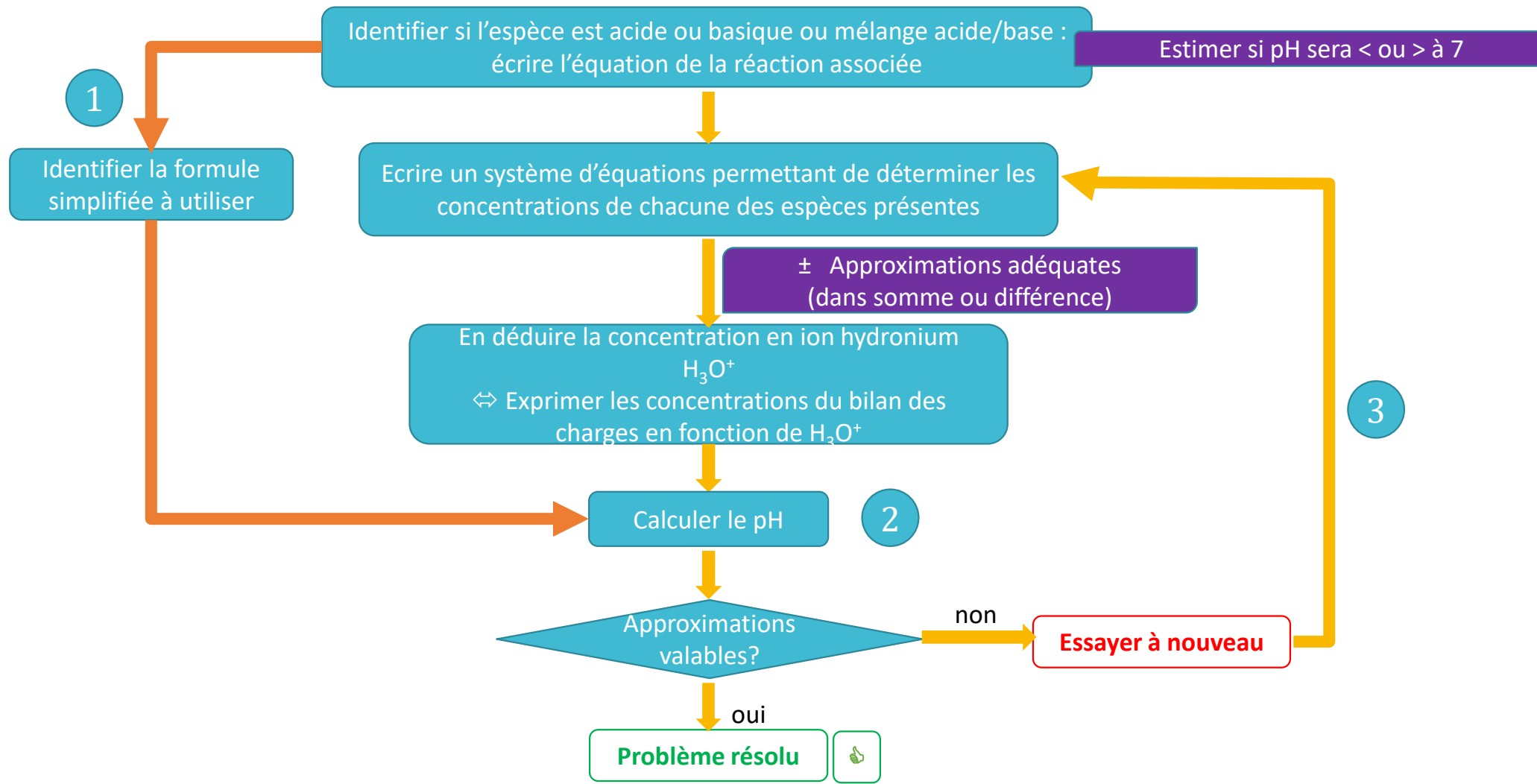
$$0,16 - 0,002 = 1,1n_{H_3O^+}$$

$$n_{H_3O^+} = 0,14 \text{ mol}$$

$$n_{H_3O^+} = 0,14 \text{ mol} \Leftrightarrow \text{capacité tampon } 0,14 \text{ mol/L}$$

Calculer le pH d'une solution acido-basique

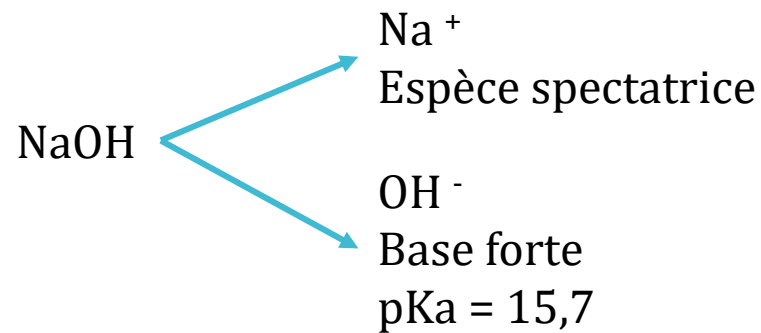
METHODOLOGIE : Calcul du pH



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^-
↳ Neutralisation d'une partie de l'acide
↳ 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