À retenir !

- L'autoprotolyse de l'eau a toujours lieu en solution aqueuse → on peut toujours écrire : $K_e = \frac{[H_3O^+]_f \times [HO^-]_f}{(c^0)^2} = 1{,}0 \times 10^{-14}$ (25°C)
- Savoir calculer le pH d'une solution d'acide ou de base FORTE (= qui réagissent totalement avec l'eau)

$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{totale}} H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

acide fort de cc c_A

$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = 100\%$

$pH = -log\left(\frac{c_A}{c^0}\right)$

$B^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{totale}} BH_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$

$\tau = 100\%$

base forte de cc c_B

$\rightarrow [HO^-]_f = c_B \rightarrow [H_3O^+]_f = \frac{K_e}{c_B}$

$\rightarrow pH = -log\left(\frac{K_e}{c_B}\right)$

- Savoir calculer le pH d'une solution d'acide faible (= qui réagit partiellement avec l'eau)

En raisonnant sur 1L de solution :

	$CH_3COOH_{(aq)}$	$+ H_2O_{(l)}$ ⇆	$H_3O^+_{(aq)}$	$+ CH_3COO^-_{(aq)}$
E.I	c_A	excès	0	0
E.F	$c_A - x_f$	excès	x_f	x_f

$\tau < 100\%$

avancement volumique ($mol.L^{-1}$)

$K_A = \frac{[H_3O^+]_f \times [Base]_f}{c^0 \times [Acide]_f}$

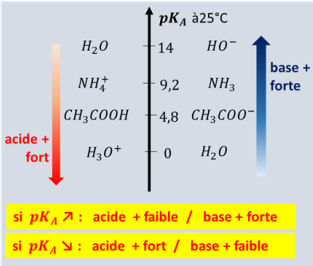
$K_A = 10^{-pKa}$

$K_A = \frac{x_f^2}{c^0(c_A - x_f)}$ → résoudre : $a\,x_f^2 + b x_f + c = 0$ → x_f

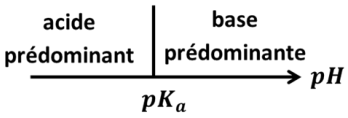
$\rightarrow pH = -log\left(\frac{x_f}{c^0}\right)$

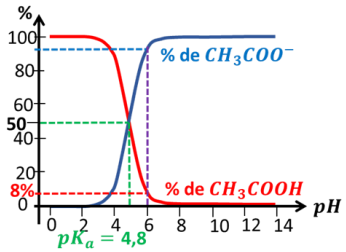
- Savoir exploiter les diagrammes :

- Citer les propriétés d'une solution tampon



$pH = pK_A + log\left(\frac{[base]_f}{[acide]_f}\right)$





EXERCICES. FORCE DES ACIDES ET DES BASES

Donnée pour tous les exercices : produit ionique de l'eau à 25°C : $K_e = 1{,}0 \times 10^{-14}$

Exercice 1. Calculs de pH de solutions aqueuses d'acides et de bases fortes

1. Calculer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique obtenue par dissolution de $n_0 = 2{,}4 \times 10^{-4}$ mol de chlorure d'hydrogène $HCl_{(g)}$ (un acide fort) dans V_0 = 200 mL d'eau.
2. L'acide nitrique pur $HNO_{3(l)}$ est un liquide incolore et inodore de masse volumique 1,4 g.cm^{-3}. C'est un acide fort en solution aqueuse. Calculer le volume d'acide nitrique à dissoudre dans de l'eau pour obtenir 1,000 L de solution d'acide nitrique de pH = 1,6. Donnée : $M(HNO_3) = 63{,}0\ g.mol^{-1}$
3. Calculer le pH d'une solution aqueuse de concentration molaire en ion amidure NH_2^- (base forte) apporté est $c_b = 1{,}5 \times 10^{-5}\ mol.L^{-1}$
4. Calculer le pH d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium $NaOH_{(s)}$ (composé ionique et base forte) de concentration molaire en soluté apporté $c_b = 2{,}5 \times 10^{-3}\ mol.L^{-1}$

Exercice 2. Acide faible ou fort ?

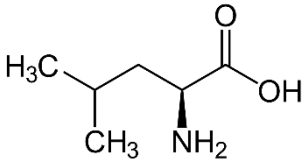
L'acide nitrique HNO_3, l'acide sulfurique H_2SO_4, le chlorure d'hydrogène HCl et l'acide éthanoïque CH_3CO_2H sont quatre acides. Trois d'entre eux sont des acides forts et le 4ème est un acide faible mais lequel ??!! Pour identifier l'intrus, on réalise des solutions aqueuses avec chacun des acides et on mesure le pH de la solution obtenue après dissolution dans l'eau distillée (à 25°C) :

acide	quantité dissoute en mole	volume de solution aqueuse obtenue	pH mesuré
HNO_3	10,0 mmol	1,00 L	2,00
HCl	15,0 mmol	500 mL	1,52
CH_3CO_2H	10,0 mmol	1,00 L	3,33
H_2SO_4	40,0 μmol	250 mL	3,50

Travail à faire : à l'aide des mesures de pH, identifier l'intrus !

Exercice 3. La leucine, un acide alpha-aminé

La leucine est un acide aminé dans la formule topologique est donnée ci-contre.

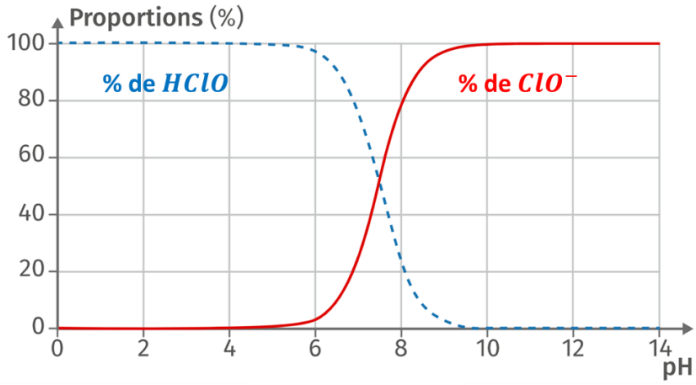


1. Identifier les deux groupes caractéristiques présents dans la molécule.
2. En solution aqueuse, un transfert intramoléculaire d'un ion hydrogène a lieu du groupe carboxyle vers le groupe amine. Écrire la formule topologique de l'amphion formé.
3. L'amphion est une espèce amphotère. Écrire les deux couples acide/base auxquels il appartient.
4. Établir sur un même diagramme les domaines de prédominance des espèces appartenant aux couples de la leucine sachant que les pK_a sont de 2,4 et 9,9. Quelle espèce prédomine à $pH = 8{,}4$?

Exercice 4. L'eau de Javel

L'eau de Javel est une solution aqueuse fréquemment utilisée comme désinfectant ou comme décolorant. L'espèce active contenue dans l'eau de Javel est l'ion hypochlorite ClO^-. C'est une base faible. Le diagramme de distribution associé à son couple $HClO/ClO^-$ est donné ci-dessous.

1. Déterminer la valeur du pK_A du couple.
2. Une solution d'eau de Javel de concentration molaire en soluté apporté de 60 $\mu mol.L^{-1}$ a un pH de 8,5. Déterminer les concentrations molaires en acide hypochloreux $HClO$ et en ions hypochlorite dans cette eau de Javel.



Exercice 5. L'acide benzoïque

Une solution de volume $V = 100\ mL$ est obtenue par dissolution totale dans l'eau d'un échantillon de $1{,}0\ mmol$ d'acide benzoïque de formule $C_6H_5CO_2H$. L'acide benzoïque est un acide faible.

Donnée : $pK_a = 4{,}2$ à 25°C pour le couple $C_6H_5CO_2H/C_6H_5CO_2^-$

1. Écrire l'équation de la réaction associée à la constante d'acidité de l'acide benzoïque.
2. À l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer le pH de la solution.
3. Quelle quantité d'acide aurait-on dû introduire pour obtenir une solution de pH égal à 4,2 ?

Exercice 6. Déterminer une constante d'acidité

L'acide lactique de formule brute $C_3H_6O_3$ est un acide faible. On prépare une solution aqueuse d'acide lactique de concentration molaire en soluté apporté $c_a = 1{,}0 \times 10^{-2}\ mol.L^{-1}$. Une mesure de son pH à 25°C donne la valeur 3,0.

1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide avec l'eau.
2. Déterminer la constante d'acidité du couple de l'acide lactique. Vérifier que $pK_a = 3{,}9$.
3. Comparer la force de l'acide lactique avec celle de l'acide éthanoïque (de $pK_a = 4{,}8$).
4. Comparer les forces de leurs bases conjuguées.

Exercice 7. Le pH d'une eau distillée

L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- est une espèce amphotère appartenant aux deux couples acide/base : H_2CO_3/HCO_3^- de $pK_{a1} = 4{,}2$ et HCO_3^-/CO_3^{2-} de $pK_{a2} = 10{,}3$ à 25°C.

Du dioxyde de carbone $CO_{2(g)}$ présent dans l'air se dissout dans de l'eau laissée à l'air libre.

1. Écrire l'équation de la réaction entre $CO_{2(g)}$ et l'eau, formant l'acide carbonique H_2CO_3.
2. Écrire l'équation de la réaction de l'acide carbonique avec l'eau.
3. Une eau distillée (initialement de pH égal à 7,0) est laissée à l'air libre. Son pH baisse alors jusqu'à la valeur de 5,5. Justifier cette baisse à l'aide de la question précédente.
4. Indiquer sur un même diagramme, les domaines de prédominance des trois espèces chimiques et en déduire l'espèce prédominante dans l'eau distillée laissée à l'air libre.