

Acides et bases

Buts:

- Connaître et savoir utiliser les termes suivants: pH, acide, base, tampon, neutralisation
- Effectuer des calculs de pH

1

Acides et bases

La chimie des acides et bases est présente partout. Les sucs gastriques sont très acides, l'eau pure est neutre (ni acide, ni basique).

Selon la théorie de Brønsted-Lowry, on peut définir:

Acide : donneur de protons (H^+ ou bien H_3O^+)

Base : accepteur de protons

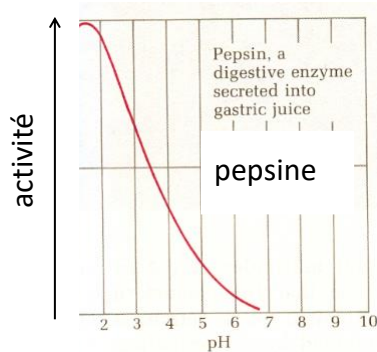
La digestion des aliments:

Les protéines sont attaquées dans l'estomac par la pepsine en milieu acide pour obtenir des protéines solubles (hydrolysées)

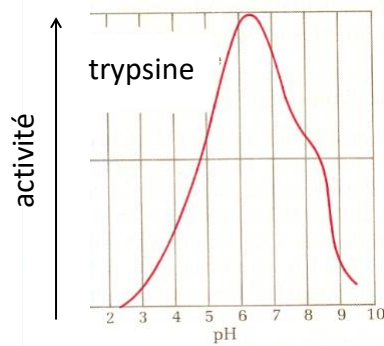
Les graisses sont digérées dans l'intestin en milieu plutôt basique (qui favorise la solubilisation des graisses)

2

D'où l'importance du pH?



enzyme digestive
suc gastrique



enzyme digestive
intestin grêle

- L'activité des enzymes (bio-catalyseurs) dépend fortement du pH!
- Résorption des médicaments (les molécules neutres peuvent passer les membranes)

3

Acides courants

Nom	Sources/utilisations
Acide chlorhydrique (HCl)	Nettoyage des métaux; préparation des aliments; affinage des minerais; principal constituant de l'acide gastrique.
Acide sulfurique (H_2SO_4)	Fabrication d'engrais et d'explosifs; production de colorants et de colles; batteries d'automobiles; dépôt électrolytique de cuivre.
Acide nitrique (HNO_3)	Fabrication d'engrais et d'explosifs; production de colorants et de colles.
Acide acétique (CH_3COOH)	Fabrication de plastique et de caoutchouc; agent de conservation alimentaire; constituant actif du vinaigre.
Acide citrique [$C_2H_3O(COOH)_3$]	Constituant des agrumes tels que citrons et limes; agent de réglage du pH dans les aliments et boissons.
Acide carbonique (H_2CO_3)	Composé présent dans les boissons gazeuses par suite de la réaction du dioxyde de carbone avec l'eau; tampon biologique.
Acide fluorhydrique (HF)	Nettoyage des métaux; givrage du verre et gravure sur verre.
Acide phosphorique (H_3PO_4)	Fabrication d'engrais; tampon biologique; agent de conservation dans les boissons.

4

Acide phosphorique

L'acide phosphorique qui donne ce goût acide au **Coca-Cola** présente des risques pour la santé d'après certaines études.

En effet, des taux élevés d'acide phosphorique favorisent les **calculs rénaux** et le **dysfonctionnement des reins**. Des chercheurs américains ont fait une étude sur 500 personnes à qui une insuffisance rénale venait d'être diagnostiquée. En les comparant avec un groupe témoin et en récoltant des informations sur les habitudes alimentaires, plus spécifiquement sur la consommation de boissons, ils se sont aperçus qu'**à partir de deux verres de Coca-Cola par jour les risques de faire une insuffisance rénale étaient multipliés par deux**, rapporte la journaliste santé, Isabelle Eustache. Elle précise que c'était également le cas avec le Coca-Cola « Light » et qu'aucune association n'a pu être établie pour les autres sodas, qui utilisent pour la plupart de l'acide citrique.

L'acide phosphorique est également connu pour ralentir la digestion, favoriser les maladies osseuses comme l'ostéoporose et freiner l'assimilation du calcium par les os. Si la consommation de Coca-Cola reste modérée et non quotidienne ces problèmes ne devraient pas apparaître.

<http://www.dangersalimentaires.com/2011/04/coca-cola-une-boisson-dangereuse-et-cancerigene/> consulté le 18.10.2015

5

Quelques bases

Nom	Sources/utilisations
Hydroxyde de sodium (NaOH)	Traitement du pétrole; fabrication de savon et de plastique.
Hydroxyde de potassium (KOH)	Traitement du coton; dépôt électrolytique; fabrication de savon, batteries, piles.
Bicarbonate (hydrogénocarbonate) de sodium (NaHCO ₃)	Antiacides; ingrédient dans les pâtisseries; source de CO ₂ .
Carbonate de sodium (Na ₂ CO ₃)	Fabrication du verre et du savon; produit de nettoyage général; adoucisseur d'eau.
Ammoniac (NH ₃)	Détergent; fabrication d'engrais et d'explosifs; production de fibres synthétiques.

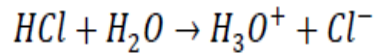
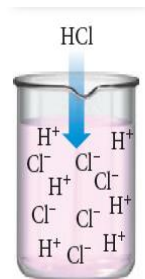


<https://image.migros.ch/original/f2dca5f7e14feb6f5ad20fd637834567622a9f2b/patisserie-bicarbonat-de-sodium.jpg> 23.11.2016

6

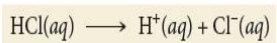
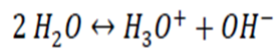
Acides et bases

Pour chaque réaction acido-basique, il faut associer un acide à une base.



Acide + base \rightarrow acide conjugué + base conjuguée

L'eau pure peut aussi libérer des protons:



$$K_{eq} = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+} a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{H}_2\text{O}}^2} = a_{\text{H}_3\text{O}^+} a_{\text{OH}^-} = K_w$$

7

Autoprotolyse de l'eau

On trouve souvent l'approximation : $K_w \cong [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$

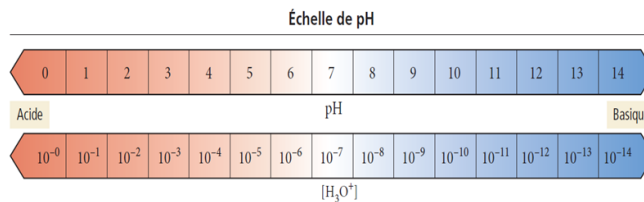
$$pK_w = -\log_{10} K_w = 14$$

$$pH = -\log_{10}(a_{\text{H}_3\text{O}^+}) \cong -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$pOH = -\log_{10}(a_{\text{OH}^-}) \cong -\log_{10}[\text{OH}^-]$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

Température [K]	K_w	pK_w
273	$0.115 \cdot 10^{-14}$	
298	$1.008 \cdot 10^{-14}$	14.00
313	$2.95 \cdot 10^{-14}$	
323	$9.5 \cdot 10^{-14}$	

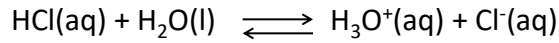


Une augmentation de 1 unité sur l'échelle de pH correspond à une diminution de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ selon un facteur 10.

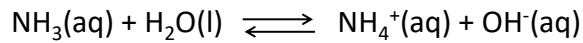
8

Acides et bases

Selon la définition de Bronsted-Lowry, un acide (donneur de proton) et une base (accepteur de proton) sont toujours présent simultanément.



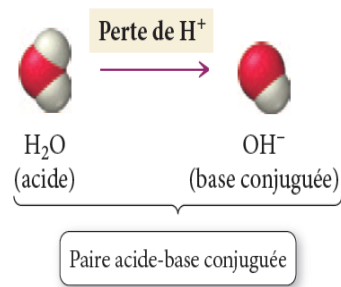
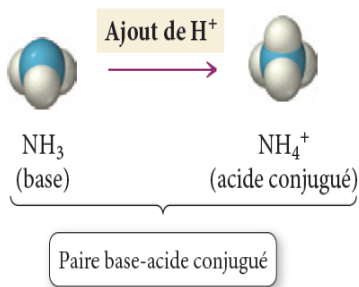
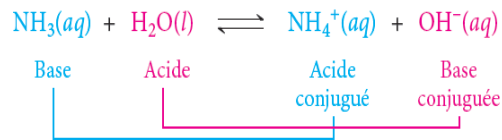
acide base



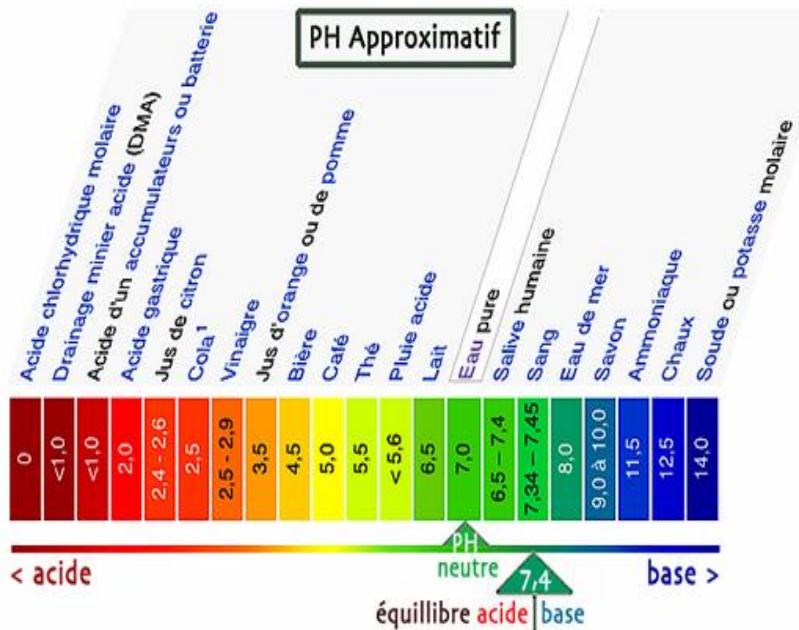
base acide

9

Acide et base conjuguée



10



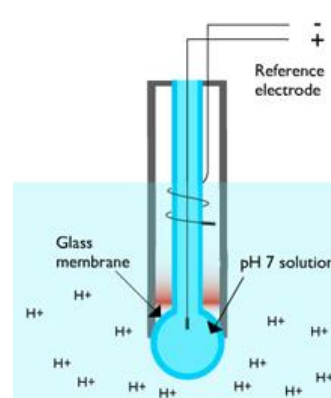
http://wikichimiegroupe1.dberard1.profweb.ca/index.php/Solution_tampon consulté le 2.8.2015

11

Mesurer le pH pH mètre



Électrode de verre

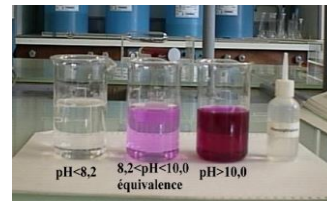
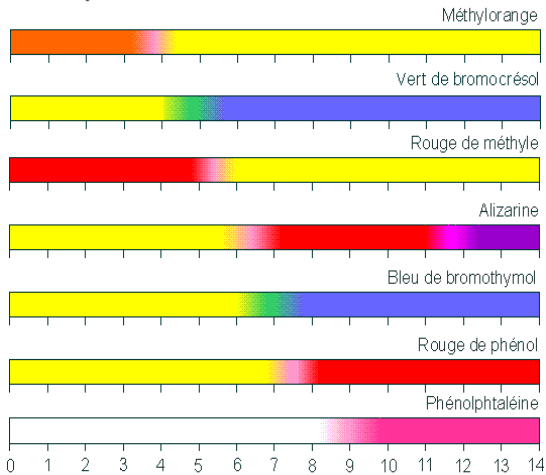


<http://www.fondriest.com/reviews/science-library/water-quality/ph>

12

Mesurer le pH Indicateurs colorés

Voici une palette d'indicateurs :

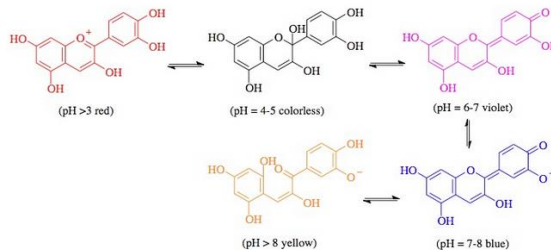


http://www.edu.ge.ch/po/claparede/ph7/images/indicateur_petit.gif (1.12.2015)
<http://fitemen.iutlan.univ-rennes1.fr/CHIMIE/CHIMIE2/TP2/tp2ind.htm> (1.12.2015)

13

Mesurer le pH Indicateur chou rouge

Les molécules responsables de la couleur du chou rouge font partie de la famille des anthocyanines (flavonoïdes).



Il y a plusieurs structures en équilibre (selon pH).

En cuisine, les recettes de chou rouge indiquent l'addition d'un peu de vinaigre, ce qui contribue à garder la couleur violette.

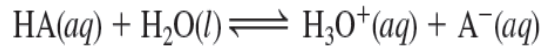
En lavant la casserole après le repas avec un détergent, la couleur vire au bleu.

<https://www.discoveryexpresskids.com/blog/test-ph-levels-with-red-cabbage>

14

Les acides et bases faibles

Considérons un acide que l'on met dans l'eau:



Si l'équilibre est fortement déplacé vers la droite, l'acide est **complètement dissocié**. C'est un **acide fort**.

Tableau 4.3 Acides forts

Acide chlorhydrique (HCl)	Acide nitrique (HNO ₃)
Acide bromhydrique (HBr)	Acide perchlorique (HClO ₄)
Acide iodhydrique (HI)	Acide sulfurique (H ₂ SO ₄) (<i>diprotique</i>)

Dans l'autre cas, il reste une fraction importante d'acide **non-dissocié** en solution. On a alors affaire à un **acide faible**.

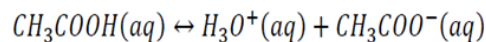
15

Acides faibles

Tableau 4.4 Quelques acides faibles

Acide fluorhydrique (HF)	Acide sulfureux (H ₂ SO ₃) (<i>diprotique</i>)
Acide acétique (CH ₃ COOH)	Acide carbonique (H ₂ CO ₃) (<i>diprotique</i>)
Acide formique (HCOOH)	Acide phosphorique (H ₃ PO ₄) (<i>triprotique</i>)

Lorsque l'on prépare une solution de CH₃COOH (acide acétique) 0.01 M, on obtient une solution de pH = 3.39, correspondant à [H₃O⁺] = 10^{-3.39} = 4.11 × 10⁻⁴. (Pour un acide fort: pH = 2.)

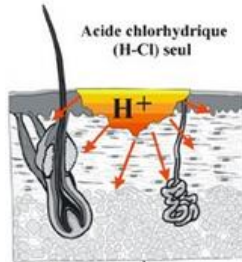


$$K_{eq} = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+(aq)} a_{\text{CH}_3\text{COO}^-(aq)}}{a_{\text{CH}_3\text{COOH}(aq)}} = 1.76 \cdot 10^{-5} = K_a \text{ à } 298 \text{ K.}$$

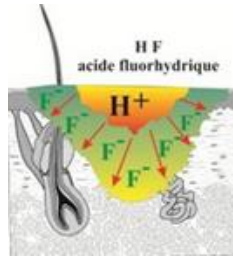
Constante d'acidité des acides (K_a)

16

Acide fluorohydrique



L'acide provoque une corrosion



corrosion +
nécrose
par chélation
du calcium
intracellulaire

L'acide fluorohydrique HF, génère une double action: corrosive par les ions H^+ de l'acide; toxique par les ions fluorures F^- qui, du fait de la destruction de la couche superficielle de la peau ou de l'œil par l'acide, vont pouvoir pénétrer en profondeur, **chélater le calcium et le magnésium**, perturbant ainsi les équilibres biologiques. Les résultats sont des **nécroses très importantes** et des perturbations de différents cycles métaboliques.

<http://www.prevor.com/fr/la-danger-de-l-acide-fluorhydrique-hf> consulté le 24.11.2015)

17

Constante d'acidité des acides K_a

Acide	Base conjuguée	pK_a à 298 K
$HCOOH(aq)$	$HCOO^-(aq)$	3.75
$CH_3COOH(aq)$	$CH_3COO^-(aq)$	4.77
$H_3PO_4(aq)$	$H_2PO_4^-(aq)$	2.12
$H_2PO_4^-(aq)$	$HPO_4^{2-}(aq)$	7.21
$HPO_4^{2-}(aq)$	$PO_4^{3-}(aq)$	12.67

$$pK_a = -\log_{10}(K_a)$$

$$K_a = 10^{-pK_a}$$

$K_a > 1$: acide fort

En général, pour un acide faible, la fraction dissociée n'est pas très grande.

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{c_{total} - x} \approx \frac{x^2}{c_{total}}$$

$$[H^+] = \sqrt{c_{total} K_a}$$

$$pH = -\log_{10}[H^+] \approx -\log_{10}(c_{total} \cdot K_a)^{0.5} = -0.5 * \log_{10}(c_{total} \cdot K_a)$$

18

Calculer le pH d'une solution d'un acide

Acide	Base conjuguée	pK _a à 298 K
HCOOH(aq)	HCOO ⁻ (aq)	3.75
CH ₃ COOH(aq)	CH ₃ COO ⁻ (aq)	4.77
H ₃ PO ₄ (aq)	H ₂ PO ₄ ⁻ (aq)	2.12
H ₂ PO ₄ ⁻ (aq)	HPO ₄ ²⁻ (aq)	7.21
HPO ₄ ²⁻ (aq)	PO ₄ ³⁻ (aq)	12.67

$$pH = -\log_{10}[H^+] \approx -\log_{10}(c_{total} \cdot K_a)^{0.5} = -0.5 \cdot \log_{10}(c_{total} \cdot K_a)$$

Calculer le pH d'une solution 0.01M de l'acide formique:

$$pH = -0.5 \cdot \log_{10}(c_{total} \cdot K_a) = -0.5 \cdot (\log_{10}(c_{total}) - pK_a) = -0.5 \cdot (-2 - 3.75) = 2.875$$

19

Calcul du K_a à partir du pH

Une solution d'acide faible (HA) 0.1 mol/l a un pH de 4.25.
Trouvez le K_a de l'acide.



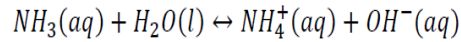
$$\begin{aligned} pH &= -\log[H_3O^+] \\ 4.25 &= -\log[H_3O^+] \\ [H_3O^+] &= 5,6 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} K_a &= \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{c_{total} - x} \approx \frac{x^2}{c_{total}} \\ &= \frac{(5,6 \times 10^{-5} \text{ mol/L})(5,6 \times 10^{-5} \text{ mol/L})}{0,100 \text{ mol/L}} \\ &= 3,1 \times 10^{-8} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

20

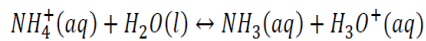
Bases faibles

De manière analogue aux acides, il y a aussi des bases faibles.
L'ammoniaque est une base faible:



Pour cet équilibre, on trouve que $\text{p}K_b = 4.75$

On peut aussi écrire :



Avec : $\text{p}K_a = 9.25$. Nous avons ici : $\text{p}K_a + \text{p}K_b = \text{p}K_w = 14$

	$\text{p}K_a$	$\text{p}K_b$
$\text{NH}_3(\text{aq})$	9.25	4.75
$\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq})$	10.66	3.34

21

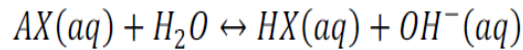
Acides at bases conjugué

	Acid, HA		Base, A ⁻		
Stronger acid ↑ Weaker acid	HClO ₄	} Strong acids. 100% dissociated in aqueous solution.	ClO ₄ ⁻	} Very weak bases. Negligible tendency to be protonated in aqueous solution.	
	HCl		Cl ⁻		
	H ₂ SO ₄		HSO ₄ ⁻		
		HNO ₃		NO ₃ ⁻	
		H ₃ O ⁺	} Weak acids. Exist in solution as a mixture of HA, A ⁻ , and H ₃ O ⁺ .	H ₂ O	} Weak bases. Moderate tendency to be protonated in aqueous solution.
		HSO ₄ ⁻		SO ₄ ²⁻	
		H ₃ PO ₄		H ₂ PO ₄ ⁻	
		HNO ₂		NO ₂ ⁻	
		HF		F ⁻	
		CH ₃ CO ₂ H		CH ₃ CO ₂ ⁻	
	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻			
	H ₂ S	HS ⁻			
	NH ₄ ⁺	NH ₃			
	HCN	CN ⁻			
	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻			
	H ₂ O	OH ⁻			
	NH ₃	} Very weak acids Negligible tendency to dissociate.	NH ₂ ⁻	} Strong bases. 100% protonated in aqueous solution.	
	OH ⁻		O ²⁻		
	H ₂		H ⁻		
				Stronger base ↓ Weaker base	

http://wps.prenhall.com/wps/media/objects/602/616516/Chapter_15.html

22

Calcul du pH d'un sel provenant d'un acide faible



$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[HX][OH^-]}{[AX]} = \frac{x^2}{c_{total} - x} \approx \frac{x^2}{c_{total}}$$

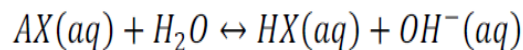
$$[OH^-] = x = \sqrt{c_{total} \cdot K_b}$$

$$pOH = -0.5 \log(c_{total} \cdot K_b)$$

$$pH = 14 - pOH$$

23

Calcul du pH d'un sel provenant d'un acide faible



$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[HX][OH^-]}{[AX]} = \frac{x^2}{c_{total} - x} \approx \frac{x^2}{c_{total}}$$

$$[OH^-] = x = \sqrt{c_{total} \cdot K_b}$$

$$pOH = -0.5 \log(c_{total} \cdot K_b)$$

$$pH = 14 - pOH$$

Exemple: Calcul du pH d'une solution 0.1 M d'acétate de sodium.

Le pK_a de l'acide acétique est égal à **4.77**, donc

$$pK_b = 14 - 4.77 = \mathbf{9.23}$$

$$pOH = -0.5 * (\log(0.1) - 9.23) = -0.5 * (-1 - 9.23) = \mathbf{5.115}$$

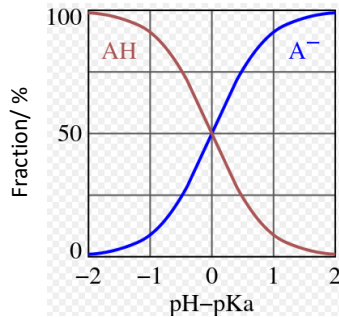
$$pH = 14 - pOH = 14 - 5.115 = \mathbf{8.885}$$

24

Constante d'acidité des acides K_a

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{c_{total} - x} \approx \frac{x^2}{c_{total}}$$

$$pH - pK_a = \log_{10} \left(\frac{[A^-]}{[HA]} \right)$$



25

pKa des médicaments

acides faibles, pK_a bases faibles, pK_a

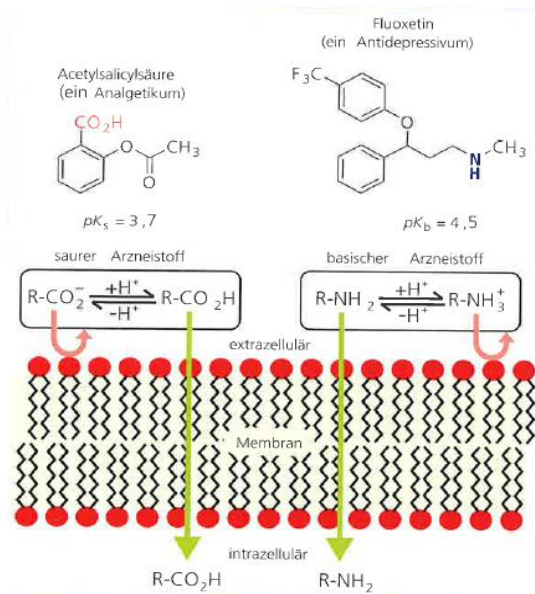
Amoxicillin	2.4	Alprenolol	9.6
Acetazolamide	7.2	Allopurinol	9.4, 12.3
Ampicillin	2.5	Amphetamine	9.8
Aspirin	3.5	Atropine	9.7
Chlorothiazide	6.8, 9.4*	Chlorpheniramine	9.2
Ciprofloxacin	6.1, 8.7*	Cocaine	8.5
Cephalexin	3.6	Codeine	8.2
Ethacrynic acid	2.5	Diazepam	3.0
Furosemide	3.9	Diphenhydramine	8.8
Ibuprofen	4.4, 5.2*	Amoxicillin	7.4
Levodopa	2.3	Ephedrine	9.6
Methotrexate	4.8	Epinephrine	8.7
Methyldopa	2.2, 9.2*	Imipramine	9.5
Penicillamine	1.8	Lidocaine	7.9
Pentobarbital	8.1	Methadone	8.4
Phenobarbital	7.4	Methamphetamine	10.0
Phenytoin	8.3	Methyldopa	10.6
Propylthiouracil	8.3	Metoprolol	9.8
Salicylic acid	3.0	Morphine	7.9
Sulfadiazine	6.5	Nicotine	7.9, 3.1*
Sulfapyridine	8.4	Norepinephrine	8.6
Theophylline	8.8	Phenylephrine	9.8
Tolbutamide	5.3	Pilocarpine	6.9, 1.4*
Warfarin	5.0	Pseudoephedrine	9.8

* denotes more than one ionizable group

http://pharmacy.nova.edu/Pharmacodynamics/Modules/AcidsSaltsBases/Main_P5.html

26

pH et médicaments



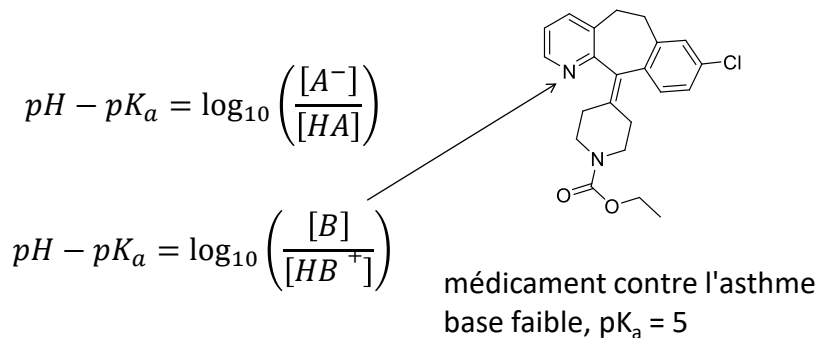
Typiquement, les médicaments acides et neutres sont absorbés dans l'estomac, les médicaments basiques ne le sont pas.

Pour traverser la membrane cellulaire, il ne faut pas que le médicament soit chargé.

Dans l'intestin, le pH varie de 6.5 à 8 et permet ainsi de former les espèces neutres qui traversent la membrane.

27

Exemple Loratadine



$$\left(\frac{[B]}{[HB^+]} \right)$$

à pH = 2 (estomac): 10^{-3} 99.9 % des molécules sont chargée
à pH = 8 (intestin): 10^3 99.9 % des molécules sont neutre

—————> absorption dans l'intestin

28

pH dans le corps humain

Les cellules cancéreuses ont souvent un pH légèrement acide (entre 5.5 et 6.5). Ce pH est lié à l'activité renforcée de ces cellules qui se développent rapidement.

Cette propriété peut être exploitée pour la chimiothérapie en utilisant des médicaments qui sont actifs en milieu légèrement acide, mais inactifs en milieu neutre ou faiblement alcalin correspondant aux cellules saines.

29

Neutralisations

Lorsque l'on combine un acide avec une base, on obtient une réaction de neutralisation de la forme générale:

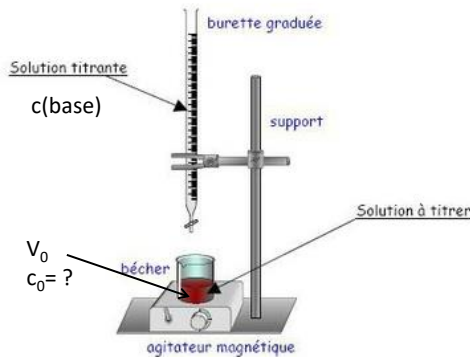
acide + base → sel + eau



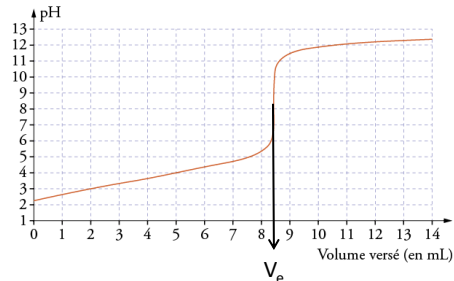
30

Neutralisations

Pour **déterminer la concentration d'un acide**, on effectue un titrage avec une base forte. Au point d'équivalence (lorsque l'acide aura été neutralisé par la quantité équivalente de la base) on observe un saut du pH qui peut être visualisé à l'aide d'indicateurs colorés ou mesuré par un pH-mètre.



au point d'équivalence:
 $n_0(\text{acide}) = n(\text{base})$
 $V_0(\text{acide}) \times c_0(\text{acide}) = V_e(\text{base}) \times c(\text{base})$



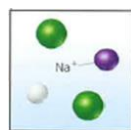
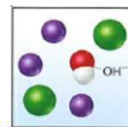
<http://accres-ens-lyon.fr/accres/thematiques/biodiversite/accompagnement-pedagogique/accompagnement-au-lycee/pomme-pomme-pomme/activites-pedagogiques/pomme-sucree-ou-pomme-acide-quelle-pomme-choisir>
<https://www.annabac.com/annales-bac/propos-de-l-acide-fumarique>

31

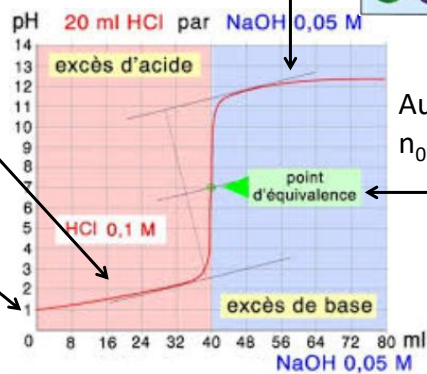
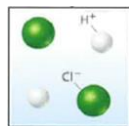
Titrage d'un acide fort (HCl) par une base forte (NaOH)

Après le point d'équivalence
 $\text{pH} = 14 + \log [\text{NaOH}] =$
 $14 + \log [(n(\text{NaOH}) - n_0(\text{HCl})) / V_{\text{total}}]$

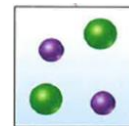
Avant le point d'équivalence
 $\text{pH} = -\log [(n_0(\text{HCl}) - n(\text{NaOH})) / V_{\text{total}}]$



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

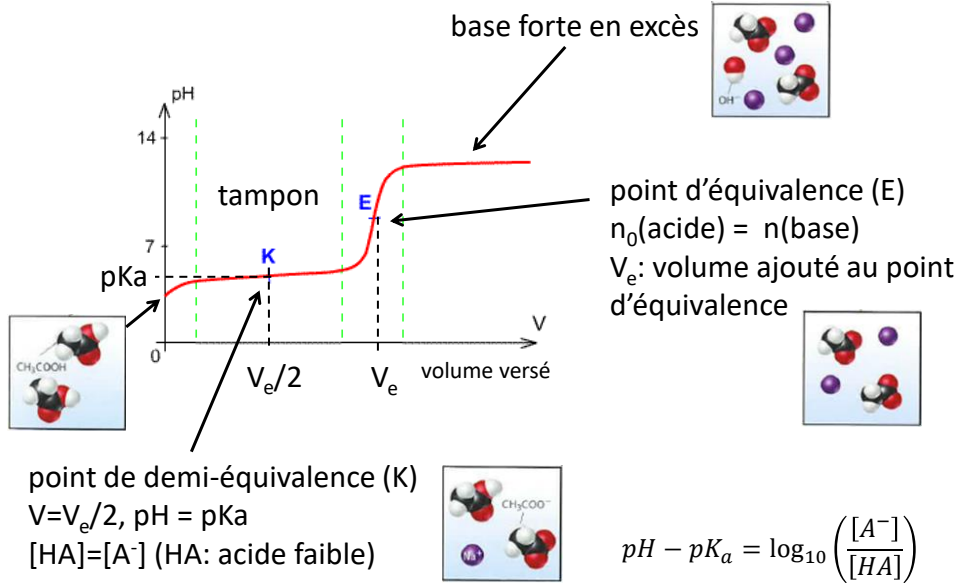


Au point d'équivalence
 $n_0(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})$



32

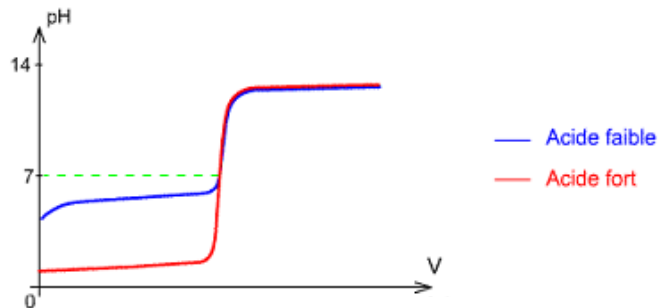
Titrage acide faible – base forte



33

Titrage acide faible – base forte

Le saut au point d'équivalence est plus grand pour un acide fort

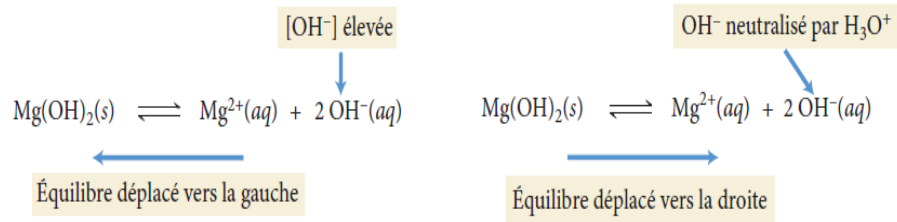


<http://www.reviz.fr/terminale/chimie/dosage-acide-faible/comparaison-dosages-acide-faible-et-acide-fort.html>

34

Effet du pH sur la solubilité

L'ingrédient actif du lait de magnésie est $\text{Mg}(\text{OH})_2$.



On voit ici que $\text{Mg}(\text{OH})_2$ est plus soluble en milieu acide (l'équilibre est déplacé selon Le Chatelier).

La solubilité d'un composé ionique dont l'anion est basique augmente avec une acidité croissante (pH décroissant).

Exemple: Dissolution $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$, hydroxyapatite (dents).

35

Solutions tampon

36

Solutions tampons

Une solution tampon est une solution dont **le pH ne change que très faiblement** lorsque l'on ajoute une petite quantité d'acide ou de base. Cette propriété est très importante pour des liquides biologiques.

Le sang humain est naturellement tamponné avec un pH qui vaut 7.4.

37

Solutions tampon

L'acide acétique (HA) en solution n'est que partiellement dissocié :



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} - \text{p}K_a = \log_{10} \left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \right)$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \right)$$

38

Solutions tampon

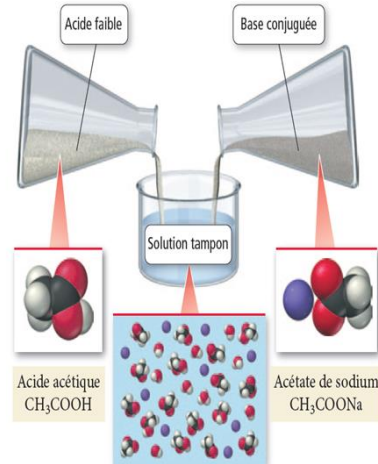
$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$$

-Les tampons contiennent des quantités importantes et semblables d'un acide faible (HA) et de sa base conjuguée (A⁻)

-L'acide faible neutralise une base ajoutée

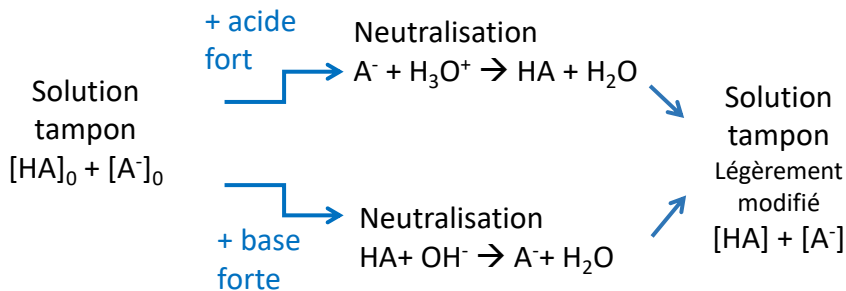
-La base conjuguée neutralise un acide ajouté

Préparation d'une solution tampon



39

Solutions tampon



-Un tampon est efficace lorsque sa concentration ($[HA]_0$, $[A^-]_0$) est beaucoup plus grande que la concentration des espèces acides ou basiques qui peuvent survenir.

-Un tampon est efficace pour un pH proche du pK_a .

$$[HA] = [HA]_0 \pm \Delta[HA]$$

$$[A^-] = [A^-]_0 \mp \Delta[A^-]$$

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$$

40

Exemple

On a un litre de solution tampon contenant 0.05 mol CH_3COOH ($\text{p}K_a = 4.77$) et 0.05 mol CH_3COONa . Calculer le pH lors que l'on ajoute 0.001 mol HCl (volume négligeable).

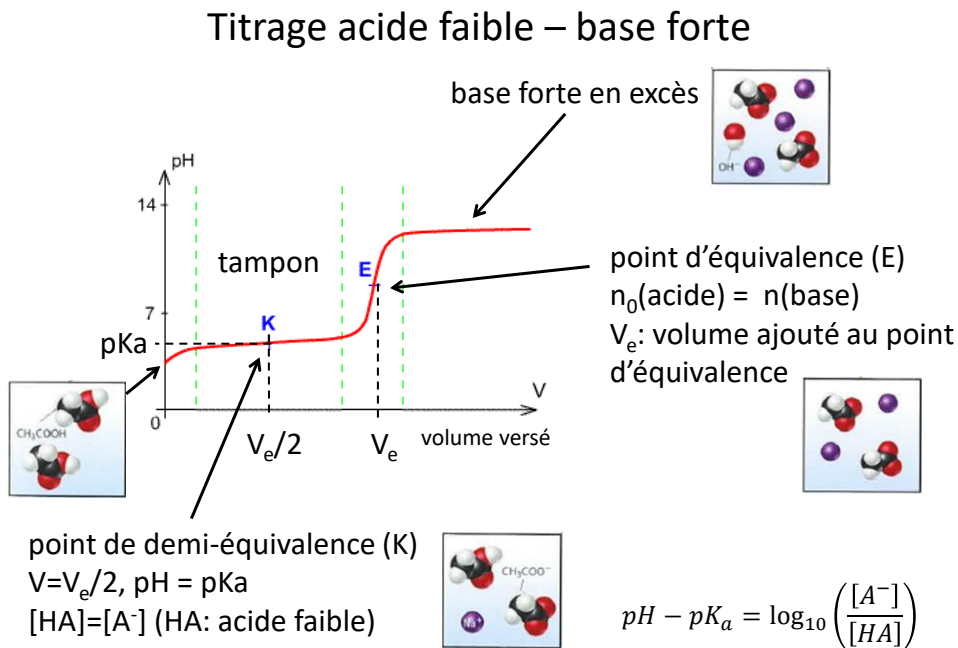
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right)$$

Avant: $\text{pH} = \text{p}K_a + \log_{10}\frac{0.05}{0.05} = \text{p}K_a = 4.77$

Après: $\text{pH} \cong \text{p}K_a + \log_{10}\frac{0.05-0.001}{0.05+0.001} = 4.77 - 0.018 = 4.752$

Sans tampon: $\text{pH} = -\log(0.001) = 3$

41



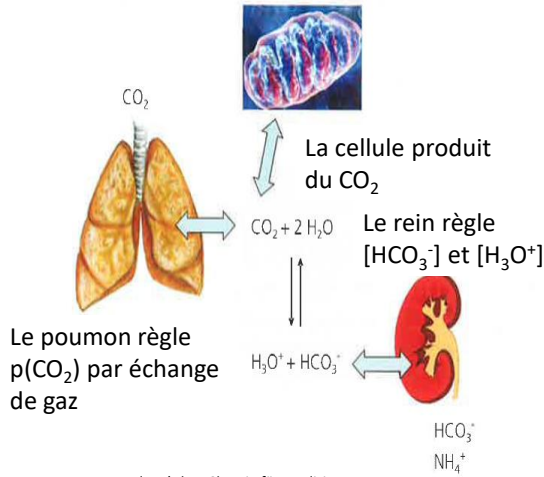
<http://www.reviz.fr/terminale/chimie/dosage-acide-faible/evolution-ph-au-cours-dosage.html>

42

Stabilisation du pH dans le sang

Tampon pour stabiliser le pH du sang: $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$

$\text{p}K_a = 6.1$ à 37°C (6.37 à 25°C)



Le pH sanguin varie entre 7.37 et 7.43

Pour obtenir ce pH, il faut que $[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3] \approx 20$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right)$$

Autres tampons dans le sang: hémoglobine et phosphate

43

pH dans le sang

Alcalose : $\text{pH} > 7.45$

Alcalose respiratoire (causée par hyperventilation, $p(\text{CO}_2)$ dans le sang trop faible)

Alcalose métabolique (nécessite une analyse du sang pour en déterminer l'origine)

Acidose: $\text{pH} < 7.35$

Acidose respiratoire (inhalation de fumée, asthme...)

Acidose métabolique (libération d'acide lactique suite à des brûlures sévères, diabète ...)

Valeurs normales:

pH: 7.4 ± 0.05

$p(\text{CO}_2) = 35-45 \text{ mmHg}$

$[\text{HCO}_3^-] = 22-25 \text{ mmol/l}$

44

Tampons phosphate

Le tampon phosphate est important à l'intérieur des cellules.

Pour préparer une solution tampon avec un **pH égal à 7.4**, on peut préparer une solution de KH_2PO_4 et K_2HPO_4 . En effet, le pK_a pour $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ est égal à **7.2**. Le rapport de concentration nécessaire est alors donné par :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log_{10} \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} = 7.4 = 7.2 + \log_{10} \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$$

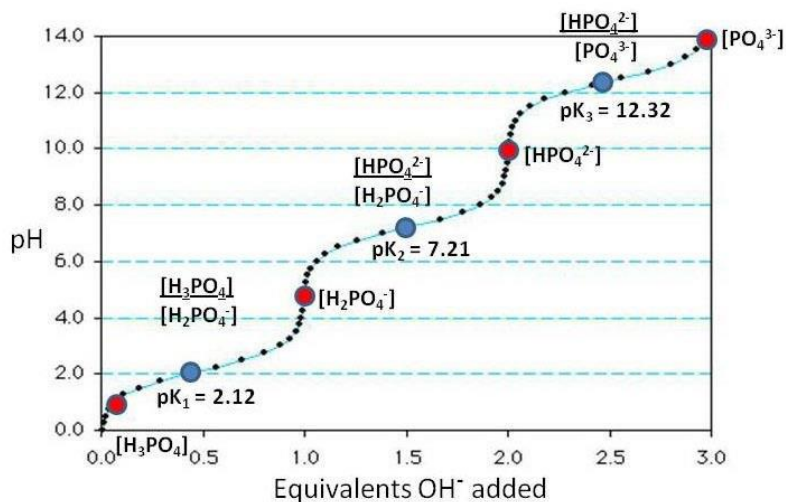
$$\text{Donc : } \log_{10} \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} = 0.2 \text{ et alors : } \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} = 1.585$$

Donc, en mélangeant 1.585 moles de K_2HPO_4 avec 1 mole de KH_2PO_4 on peut obtenir une solution tampon avec un $\text{pH} = 7.4$.

45

Remarque: Acides polyprotiques

Exemple: Titrage acide phosphorique H_3PO_4



https://www.researchgate.net/publication/269763545_PRACTICAL_MITOCHONDRIOLOGY_Pitfalls_and_Problems_in_Studies_of_mitochondria_with_a_Description_of_Mitochondrial_Functions/figures?lo=1 ; 28.11.2018

46

Résumé: calculs de pH

$$pK_a + pK_b = pK_w = 14$$

Solution	pH
Acide fort ($K_a > 10^3$)	$pH = -\log_{10}[H^+]$
Base forte	$pH = -\log_{10}[H^+] = 14 - pOH = 14 + \log_{10}[OH^-]$
Acide faible	$pH \approx -0.5 \cdot \log_{10}(c_{total}) + 0.5pK_a$
Base faible	$pH \approx 7 + 0.5 \cdot \log_{10}(c_{total}) + 0.5pK_a$
Sel d'un acide faible (AcONa)	$pH \approx 7 + 0.5 \cdot \log_{10}(c_{total}) + 0.5pK_a$
Sel d'une base faible (NH ₄ Cl)	$pH \approx -0.5 \cdot \log_{10}(c_{total}) + 0.5pK_a$
Solution tampon	$pH = pK_a + \log_{10} \frac{[base]}{[acide]}$