

Acides et bases – solutions acides et basiques

I. Couples acido-basiques

- Au sens de Bronsted, un acide est une espèce chimique capable de un proton H^+
- Au sens de Bronsted, une base est une espèce chimique capable de un proton H^+
- Lorsqu'un acide perd un proton H^+ , il se transforme en une espèce chimique capable de capter ce proton, soit en une base.
La base qui se forme est appelée base conjuguée de cet acide.
Demi-équation correspondante :
- On peut définir un couple appelé « couple acide/base »
- Exemples :

Nom de l'acide	Formule de l'acide	Formule de la base	Nom de la base	Couple
Chlorure d'hydrogène	HCl		Ion chlorure	
Acide éthanoïque	CH ₃ – COOH		Ion éthanoate	
Acide méthanoïque		HCOO ⁻	Ion méthanoate	
Acide carboxylique			Ion carboxylate	
Ion ammonium		NH ₃	Ammoniac	
Ion Méthylammonium	CH ₃ – NH ₄ ⁺		amine	
Acide nitrique	HNO ₃		Ion nitrate	
Acide sulfurique	H ₂ SO ₄		Ion hydrogénosulfate	
Dioxyde de carbone aqueux		HCO ₃ ⁻	Ion hydrogénocarbonate	
Eau	H₂O		Ion hydroxyde	
Ion hydronium Ou oxonium		H₃O⁺	Eau	

Remarque : l'eau est une espèce amphotère : elle peut jouer le rôle d'acide (couple H₂O/OH⁻) ou le rôle de base (H₃O⁺ / H₂O)

II. Réaction acido-basique :

- Une réaction au cours de laquelle la base B d'un couple capte un **proton** H^+ cédé par l'acide HA d'un autre couple est appelée **réaction acido-basique**.
- Exemple : réaction entre l'acide éthanoïque et l'ion hydroxyde :

Couples mis en jeu :

L'acide cède son proton :

La base capte ce proton :

Bilan de la réaction :

- Ecrire la réaction qui a lieu entre l'acide éthanoïque et l'ammoniac

III. Notion d'équilibre chimique :

- Mise en évidence : on réalise les 2 expériences suivantes :

Réaction 1 : entre 10 mmol d'acide éthanoïque et 10 mmol d'ion hydroxyde.

- Compléter le tableau d'avancement :

		$CH_3COOH_{(aq)} + OH_{(aq)}^- \longrightarrow CH_3COO_{(aq)}^- + H_2O_{(l)}$			
Etat initial	0				
Etat intermédiaire	x				
Avancement maximal	x_{max}				

- Déterminer l'avancement maximal x_{max}
- On mesure la quantité d'ion éthanoate formé à la fin de la réaction par une méthode expérimentale. On trouve $x_f = 10 \text{ mmol}$. Commenter ce résultat

Réaction 2 : entre 10 mmol d'acide éthanoïque et 10 mmol d'ion méthanoate.

- Compléter le tableau d'avancement :

		$CH_3COOH_{(aq)} + HCOO_{(aq)}^- \longrightarrow CH_3COO_{(aq)}^- + HCOOH_{(aq)}$			
Etat initial	0				
Etat intermédiaire	x				
Avancement maximal	x_{max}				

- Déterminer l'avancement maximal x_{max}
- On mesure la quantité d'ion éthanoate formé à la fin de la réaction par une méthode expérimentale. On trouve $x_f = 2,4 \text{ mmol}$. Commenter ce résultat

- Compléter le tableau d'avancement dans lequel on a fait apparaître l'état final de la réaction

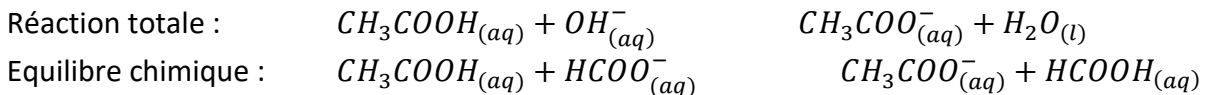
		$CH_3COOH_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)} \rightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + HCOOH_{(aq)}$			
Etat initial	0				
Etat intermédiaire	x				
Etat final	x_f				
Avancement maximal	x_{max}				

- Conclusion :

Une réaction est dite **quasi-totale** si l'avancement final x_f de la réaction est quasiment égal à son avancement maximal x_{max} .

Lorsque $x_f < x_{max}$, les réactifs et les produits restent présents en quantités non négligeables dans l'état final. La réaction est appelée **équilibre chimique** ou **réaction équilibrée**.

- Convention d'écriture des réactions :



IV. pH des solutions

- Le pH est défini dans une solution aqueuse par rapport à la concentration en ion oxonium selon la relation :
- La concentration en ion oxonium d'une solution aqueuse se calcule de façon suivante, lorsqu'on connaît le pH de la solution :
- Produit ionique de l'eau :
L'eau réagit avec elle-même selon l'équation :
- Des ions oxonium H_3O^+ et hydroxyde OH^- cohabitent **dans toutes les solutions aqueuses** et leurs concentrations sont liées par la relation

relation valable **dans toutes les solutions aqueuses**.

- A 25°C :
- Dans l'eau pure où on a l'égalité $[H_3O^+] = [OH^-]$
- Dans une solution acide, on a majoritairement des ions H_3O^+ (apparus lors de la réaction de l'acide dans l'eau) et donc : $[H_3O^+] > [OH^-]$

V. Réaction des acides avec l'eau – acides forts et acides faibles

- Lorsqu'on introduit un acide dans l'eau, il réagit avec la base H₂O.
- Le tableau d'avancement descriptif de cette réaction est :

		$AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow A^{-}_{(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}$			
Etat initial	0		Excès		
Etat intermédiaire	x		Excès		
Etat final	x _f		Excès		
Avancement maximal	x _{max}		Excès		

- Exemple n°1 :

Une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH = 2,0

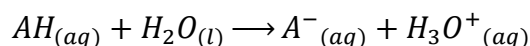
Le volume de cette solution est $V = 1,0 \text{ L}$

Rappel : concentration d'une solution $C = \frac{n_0}{V}$

où n_0 est la quantité d'acide chlorhydrique initialement introduit dans le volume V pour fabriquer la solution.

- Calculer la valeur de n_0 :
- Détermination de x_{max} :
- Détermination de x_f :
- Comparaison entre x_{max} et x_f :

Un acide est fort si sa réaction avec l'eau est quasi-totale :



Conséquence : dans une solution aqueuse d'acide fort $x_f = x_{\text{max}}$,

Or $x_f =$ et $x_{\text{max}} =$ d'où

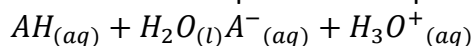
Le pH d'une solution d'acide fort se calcule alors de façon suivante :

- Exemple n°2 : Une solution d'acide éthanoïque de concentration $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH = 3,4

- Calculer la valeur de n_0 :
- Détermination de x_{max} :
- Détermination de x_f :
- Comparaison entre x_{max} et x_f :

Généralisation :

Un acide est faible si sa réaction avec l'eau est un équilibre chimique :



Conséquence : dans une solution aqueuse d'acide faible

Or $x_f =$ et $x_{\text{max}} =$ D'où

Le pH d'une solution aqueuse d'acide faible vérifie la relation

VI. Réaction des bases avec l'eau - bases fortes et bases faibles

- Lors de la dissolution d'une base B avec l'eau, il y a réaction acido basique qui fait intervenir les deux couples : B / BH⁺ et H₃O⁺/H₂O (l'eau joue le rôle d'acide dans cette réaction)



		$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH_{(aq)}^+ + OH_{(aq)}^-$			
Etat initial	0	n_0		0	0
Etat intermédiaire	x	$n_0 - x$		x	x
Etat final	x_f	$n_0 - x_f$		x_f	x_f
Avancement maximal	x_{max}	$n_0 - x_{max} = 0$		x_{max}	x_{max}

- Une base est forte si elle réagit quasi-totalement avec l'eau.

La réaction de l'acide avec l'eau s'écrit : $B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow BH_{(aq)}^+ + OH_{(aq)}^-$

or $x_f = x_{max}$ puisqu'il s'agit d'une base forte
 et $x_{max} = n_0 = C \cdot V$ si C est la concentration de la solution aqueuse de base forte
 et $[OH^-] = \frac{x_f}{V}$
 D'où $[OH^-] = \frac{x_{max}}{V} = \frac{n_0}{V} = C$

Avec le produit ionique de l'eau, on obtient : $[H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} = \frac{K_e}{C}$

Et avec $pH = -\text{Log}[H_3O^+]$, on arrive à $pH = -\text{Log} \frac{K_e}{C} = -\text{Log}K_e + \text{Log}C$
 soit à 25°C : $pH = 14 + \text{Log}C$

Exemple : Une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $pH = 12$

- Une base est faible si sa réaction avec l'eau conduit à un équilibre (réaction limitée ou partielle).

La réaction de l'acide avec l'eau s'écrit : $B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH_{(aq)}^+ + OH_{(aq)}^-$

Si C est la concentration de la solution aqueuse en base faible apportée, alors : $pH < 14 + \text{Log}C$

Exercice pH des solutions aqueuses

I. Reconnaître les réactions acido-basiques parmi les équations suivantes :

colonne 1- indiquer oui si la réaction est acido basique
 colonne 2 – si la réaction est acido basique, identifier l'acide dans les réactifs
 colonne 3 – si l'eau intervient, préciser son rôle : solvant, acide ou base.

Equations chimiques	oui ou non	acide (réactifs)	rôle de l'eau : solvant, acide ou base
$\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-(\text{aq})$			
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + \text{Na}(\text{s}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + 1/2 \text{H}_2$			
$\text{HCl}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{HO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
$\text{HCl}(\text{g}) + \text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{s}) + \text{NH}_4^+(\text{s})$			
$(\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa})_{(\text{s})} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq})$			
$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{In}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{HIn}(\text{aq})$			
$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + \text{HO}^-(\text{aq})$			

II. Relier pH et concentration :

Remplir le tableau suivant ; détailler chaque calcul :

$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH
$2,00 \times 10^{-05}$		
		3,40
	$3,20 \times 10^{-08}$	
		11,30
$3,45 \times 10^{-11}$		

III. pH du sang

A 37°C, le pK_e=13,72.

- Déterminer les concentrations en ions oxonium et hydroxyde d'une solution aqueuse neutre à cette température.
- Calculer le pH de cette solution à 37°C.
- Le pH du sang est de 7,35. Est-ce une solution acide, basique ou neutre ?

IV. Acide faible ou fort ?

Une solution d'acide propanoïque de concentration en solution apportée $C=1,00 \cdot 10^{-2} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a un pH=3,45 à 25°C.

- Donner l'équation de la réaction de l'acide avec l'eau.
- Construire le tableau d'avancement relatif à cette réaction pour un volume $V = 1,00 \text{ L}$
 A partir de tableau, déterminer l'avancement maximal x_{max} et l'avancement final x_f .
 En déduire si l'acide propanoïque est un acide fort ou faible ?
- A partir du tableau, déterminer à l'état final, la concentration en acide propanoïque $[\text{CH}_3\text{COOH}]_f$ et la concentration en ions propanoate $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_f$
 En déduire le pourcentage de molécules d'ion propanoïque qui se sont transformées en base.

V. Base faible ou forte ?

Soit une solution préparée par dissolution dans l'eau d'ammoniac gazeux. On rappelle que l'ammoniac est une base. On obtient une solution aqueuse S de volume $V=10,0\text{mL}$, de concentration $C=1,0 \times 10^{-2} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

1. La mesure du pH de la solution S donne 10,6.

- Ecrire l'équation de la réaction de l'ammoniac $\text{NH}_3(\text{aq})$ avec l'eau.
- A partir d'un tableau d'avancement établi pour un volume $V = 1,00 \text{ L}$, déterminer x_{max} et x_f . En déduire si l'ammoniac est une base forte ou faible.

