



Royaume du Maroc
Ministère de l'Éducation Nationale
du Préscolaire & des Sports

CENTRE RÉGIONAL DES MÉTIERS DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION
Casablanca-Settat

Complément de formation en chimie:

Réactions acido-basiques

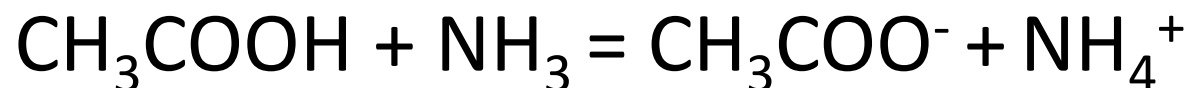
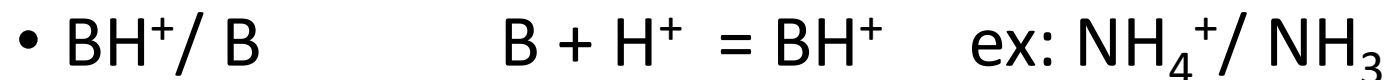
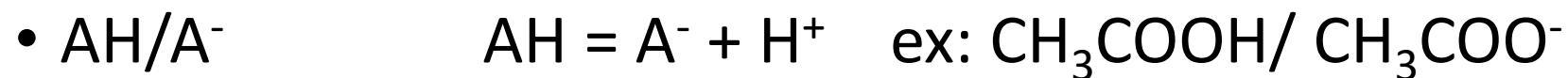
Plan

- Définitions: Acide, Base, espèce ampholyte
- Autoprotolyse de l'eau
- Le produit ionique de l'eau
- Forces des acides et des bases
- Coefficient de dissociation d'un acide
- L'échelle de pH
- Diagramme de prédominance pour un couple acide/base faibles

Définitions: Acide, Base

- Définition selon Brönsted et Lowry:
- Un acide est une espèce chimique susceptible de **céder** un proton
- Une base est une espèce chimique susceptible **d'accepter** un proton

- **Couple Acide/Base :**



Définitions: Espèce ampholyte

- Une espèce pouvant être à la fois une base et un acide est une espèce **ampholyte**

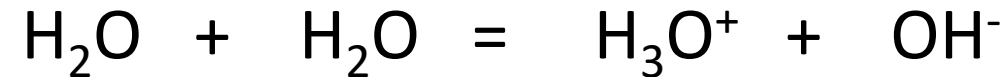
$AH + H_2O = A^- + H_3O^+$ Couple AH/A^- et H_3O^+ / H_2O (eau joue le rôle de base)

$B + H_2O = BH^+ + OH^-$ couple BH^+/B et H_2O / OH^- (eau joue le rôle d'acide)

- Caractère **amphotère** de l'eau ou composé **ampholyte**
- **Autre exemple:**
- $H_2CO_3^- / HCO_3^-$
- HCO_3^- / CO_3^{2-}

Autoprotolyse de l'eau

- La réaction d'autoprotolyse de l'eau est :



Acide 1 base 2 base 1 acide 2

- H_3O^+ (ion hydronium ou oxonium)
- OH^- (ion hydroxyde)

Le produit ionique de l'eau



- $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$ à 25°C (dépend de la T);
- si $[\text{H}_3\text{O}^+] \nearrow$ suite à l'ajout d'un acide alors $[\text{OH}^-] \searrow$ pour que K_e reste constant

$$\text{p}K_e = -\log K_e = 14,0$$

- Dans l'eau pure, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ à 25°C

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

pH = 7,0 à 25°C pour l'eau pure

Force des acides et des bases

- Acide fort  acide complètement dissocié dans l'eau (base conjuguée indifférente)



- base forte  réaction totale (acide conjugué indifférent)



- H_3O^+  acide le plus fort pouvant exister dans l'eau
- OH^-  base la plus forte pouvant exister dans l'eau

Force des acides et des bases

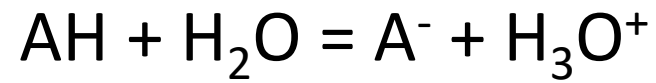
- Exemple d'acides forts qui se dissocient totalement dans l'eau:
- acide chlorhydrique: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- acide nitrique: $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- acide perchlorique: $\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{ClO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- Exemple de bases fortes : La soude NaOH, la potasse KOH

Force des acides et des bases

- Un acide faible  n'est pas complètement dissocié dans l'eau
- Ex.:
- l'acide éthanoïque: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- L'acide cyanhydrique: $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} = \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Force des acides et des bases

- K_a = constante d'acidité du couple AH/A^- dans l'eau à l'équilibre :



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} = \frac{[base][H_3O^+]}{[acide]}$$

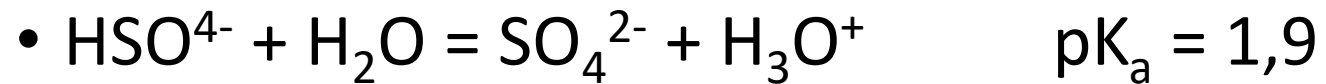
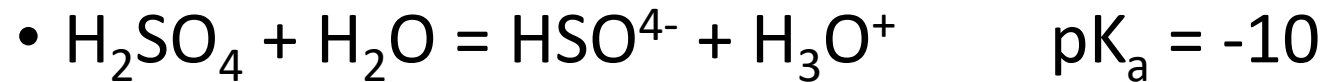


$$pK_a = -\log K_a$$

- Plus la force de l'acide augmente  plus K_a est grand  plus le pK_a est petit

Force des acides et des bases

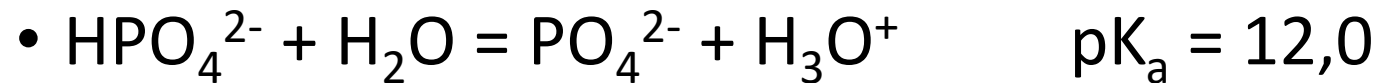
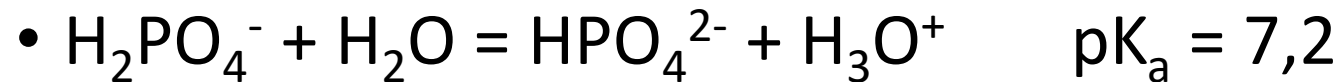
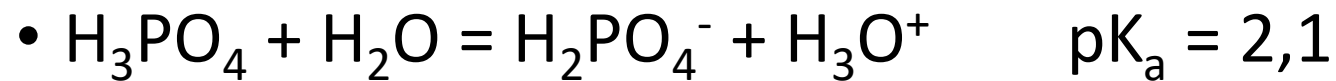
- L'acide sulfurique est un **diacide**:



1^{ère} acidité forte

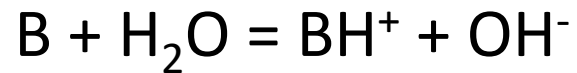
2^{ème} acidité faible

- L'acide phosphorique H_3PO_4 est un **triacide**:



Force des acides et des bases

- Une base faible $\longrightarrow$ réaction partielle sur l'eau,
- Ex de base faible: l'ammoniac NH_3 , l'acétate CH_3COO^- et le phosphate PO_4^{3-}



$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} = \frac{[\text{acide}][\text{OH}^-]}{[\text{base}]}$$

- K_b = constante de basicité du couple BH^+/B dans le solvant eau
- $\text{p}K_b = -\log K_b$
- Plus la base est forte $\longrightarrow$ plus K_b élevé $\longrightarrow$ plus $\text{p}K_b$ petit

Force des acides et des bases

- La valeur du pK_a d'un couple acide/base AH/A^- permet de classer les acides selon leur force **par rapport à l'acide H_3O^+** du couple de référence H_3O^+/H_2O
- K_b est relié à K_a par le produit ionique K_e :

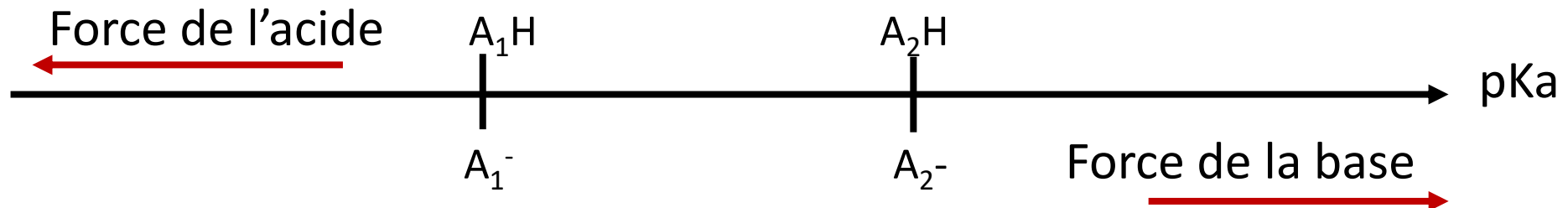
$$K_a K_b = [H_3O^+][OH^-] = K_e \quad \longrightarrow \quad pK_a + pK_b = pK_e = 14,0 \text{ à } 25^\circ C$$



La **connaissance de K_a** suffit pour déterminer la force d'un acide ou de sa base conjuguée

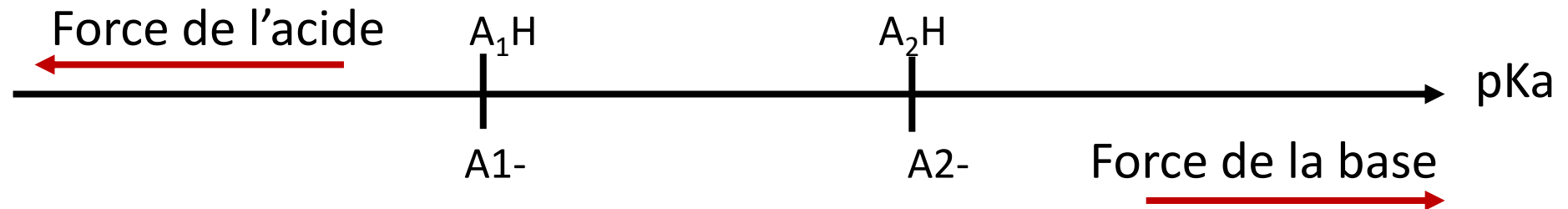
Force des acides et des bases

- Un acide est d'autant plus fort que le **pKa** de son couple est **faible**
- Une base est d'autant plus forte que le **pKa** de son couple est **grand**
- Dans un couple acide/base, plus un **acide est faible** et plus sa **base conjuguée est forte**
- Plus une **base est faible**, et plus son **acide conjugué est fort**



Force des acides et des bases

Acide fort	$\longleftrightarrow$	base spectatrice
Acide faible	$\longleftrightarrow$	base faible
Acide spectateur	$\longleftrightarrow$	base forte



Force des acides et des bases

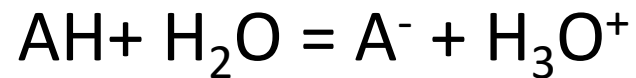
		pKa à 25 °C	
Force croissante ↑ de la base			
$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	15,9	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	
HO^-	14	H_2O	
CO_3^{--}	10,3	HCO_3^-	
NH_3	9,2	NH_4^+	
HCO_3^-	6,35	$\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$	
CH_3COO^-	4,8	CH_3COOH	
HCOO^-	3,7	HCOOH	
H_2O	0	H_3O^+	
NO_3^-	- 1,8	HNO_3	
Cl^-	- 6,3	HCl	Force croissante ↓ de l'acide

Force des acides et des bases

- Ex.: à concentration identique:
- $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ $\text{pK}_a = 4,8$
- $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$ $\text{pK}_a = 3,8$
- L'acide éthanoïque CH_3COOH est plus faible que l'acide méthanoïque HCOOH
- L'ion éthanoate est une base plus forte que l'ion méthanoate
- Si on augmente la dilution, on déplace l'équilibre dans le sens 1, on augmente le coefficient de dissociation de l'acide

Coefficient de dissociation d'un acide

- Le coefficient de dissociation α d'un acide est la quantité de matière de l'acide dissocié dans l'eau à l'équilibre par rapport à la quantité de matière totale d'acide initialement présente



$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}}}{[\text{AH}]_{\text{éq}}}$$

α est compris entre 0 et 1

- Si $\alpha=0$ l'acide n'est pas du tout dissocié
- Si $\alpha=1$ l'acide est totalement dissocié
- la valeur de α permet de savoir si l'acide est faiblement ou fortement dissocié

L'échelle de pH

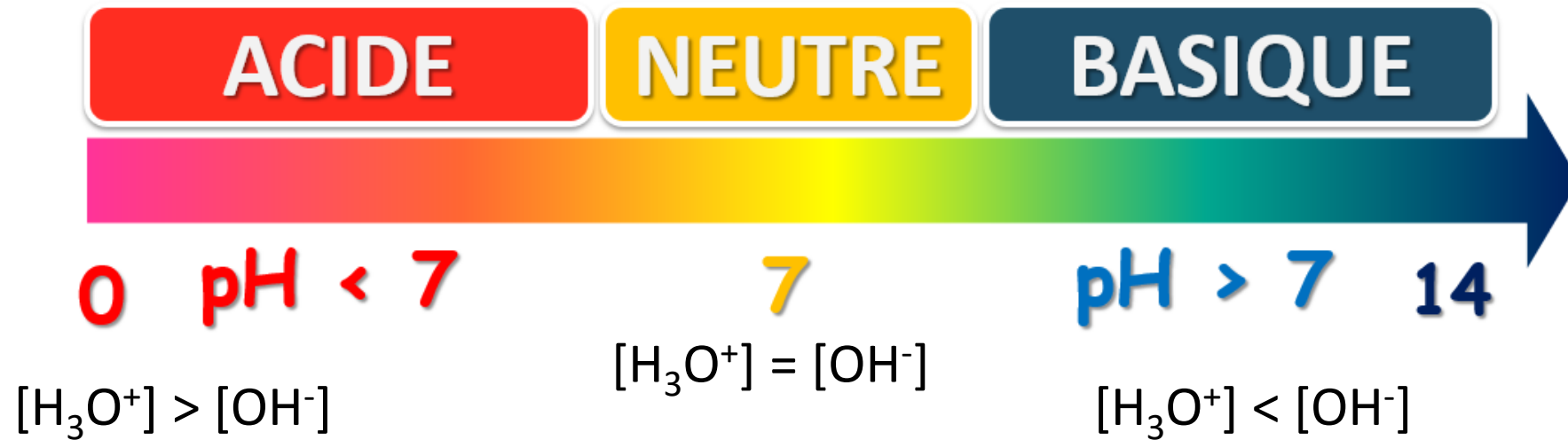


Diagramme de prédominance pour un couple acide/base faibles

- La relation qui permet de calculer le pH d'une solution contenant à la fois **un acide faible et sa base conjuguée**:

A l'équilibre:
$$K_a = \frac{[base]_{\text{éq}} [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[acide]_{\text{éq}}}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[base]_{\text{éq}}}{[acide]_{\text{éq}}}$$

- Permet de prédire, selon le pH de la solution, quelle forme acide ou basique d'un couple acide/base prédomine en solution

Diagramme de prédominance pour un couple acide/base faibles

- La base du couple prédomine si :

$$[\text{base}]_{\text{éq}} > 10 [\text{acide}]_{\text{éq}} \quad \longrightarrow \quad \text{pH} > \text{pK}_a + 1$$

- Acide du couple prédomine si:

$$[\text{acide}]_{\text{éq}} > 10 [\text{base}]_{\text{éq}} \quad \longrightarrow \quad \text{pH} < \text{pK}_a - 1$$

- Si proportions en acide et base sont égales $\longrightarrow \text{pH} = \text{pK}_a$

Diagramme de prédominance pour un couple acide/base faibles

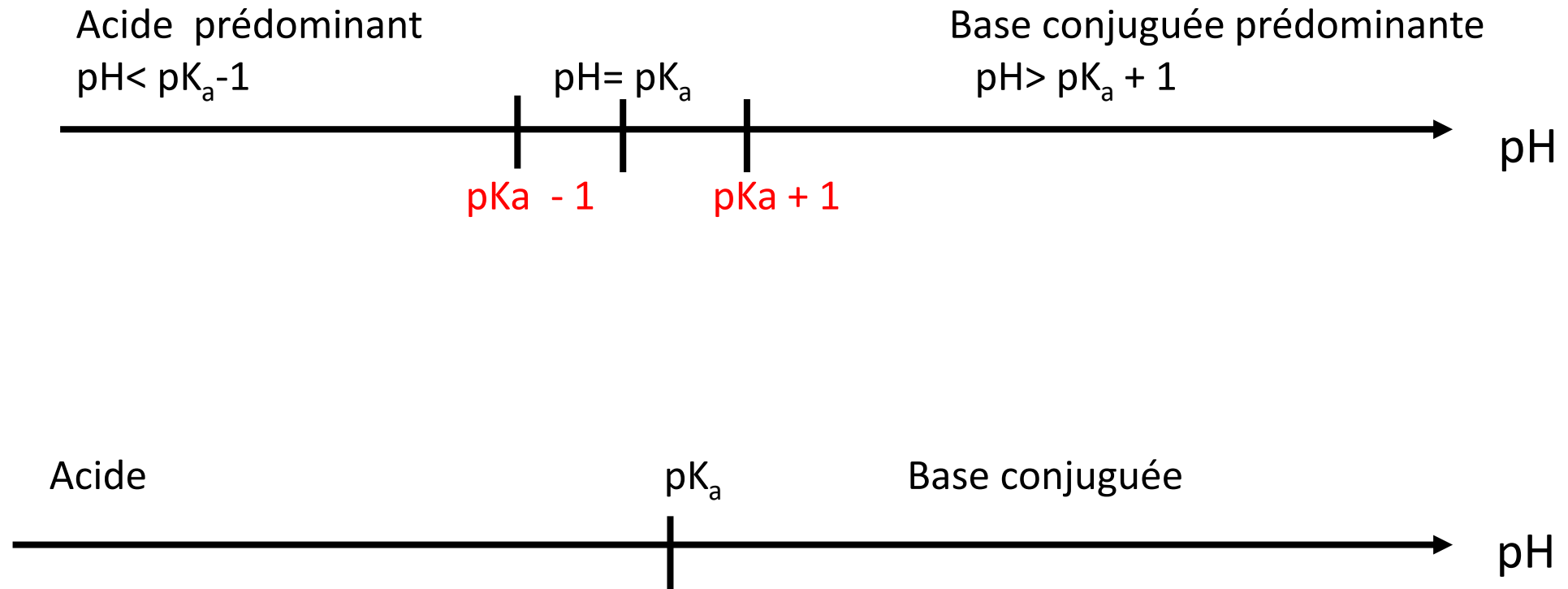
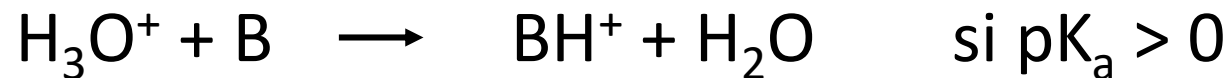


Diagramme de prédominance pour un couple acide/base faibles

- Acide fort et base forte: ex titrage d'un acide fort par une base forte



- Acide fort et base faible: ex titrage d'une base faible par un acide fort



- Acide faible et base forte: ex titrage d'un acide faible par une base forte

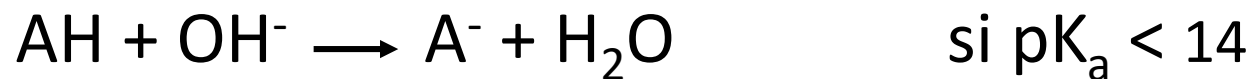
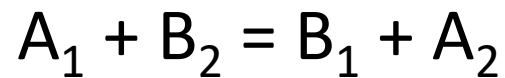


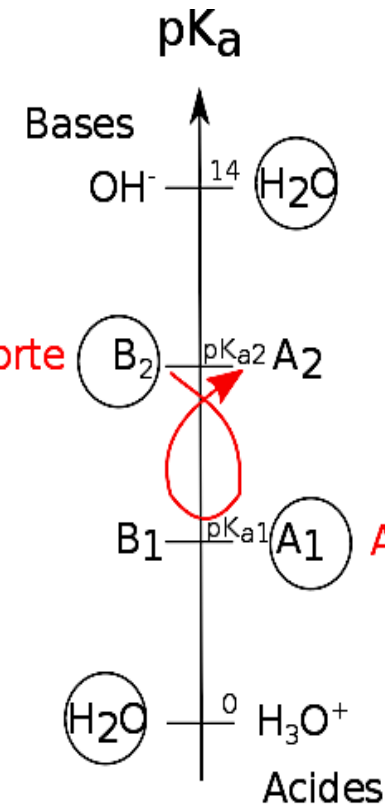
Diagramme de prédominance pour un couple acide/base faibles

- Réaction entre un acide faible et une base faible: réaction entre l'acide le plus fort et la base la plus forte $pK_a(A_1/B_1) < pK_a(A_2/B_2)$



La force de la base augmente

Base la plus forte

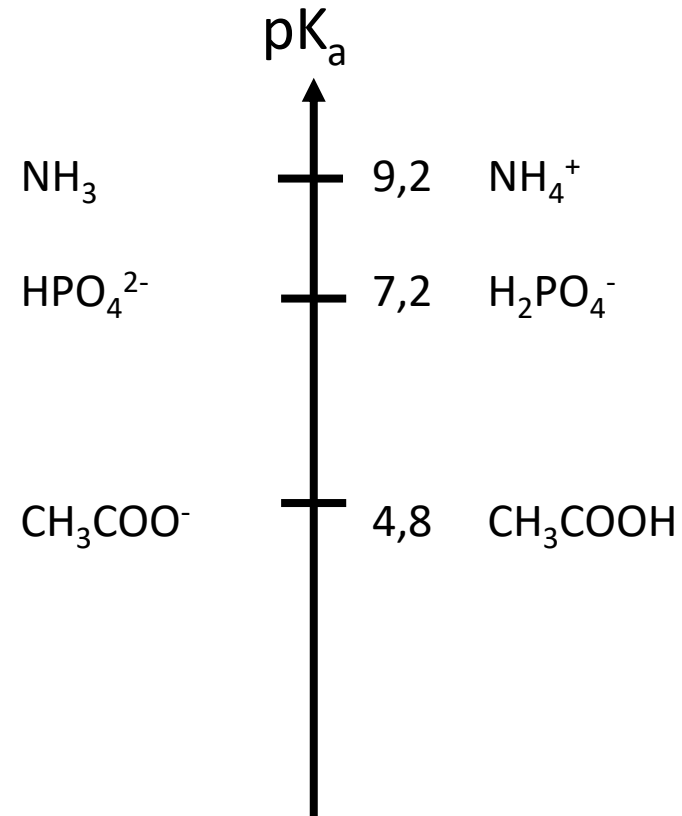


Acide le plus fort

La force de l'acide augmente

Diagramme de prédominance pour un couple acide/base faibles

- Exemple:



pH de solutions aqueuses d'acide

- Solution **d'acide fort** AH: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[\text{AH}]$ ($\text{pH} < 6,5$)
- Solution **d'acide faible** AH: $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log[\text{AH}])$ ($\text{pH} < 6,5$ et $\text{pH} < \text{pK}_a - 1$)
- Le calcul du pH utilise la conservation de la matière, l'électroneutralité de la solution et les constantes d'équilibre K_e et K_a

pH de solutions aqueuses d'acide

- Solution de **base forte** B: $\text{pH} = 14 + \log[B]$ *(pH>7,5)*
- Solution de **base faible** B: $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_e + \text{pK}_a + \log[B])$
(pH>7,5 et pH>pKa+1)

Solution tampon

- Une solution **tampon** est une solution dont le pH **varie peu** par ajout modéré d'acide (fort) ou de base (forte) ou par dilution.
- Elle est constituée d'un mélange acide faible base faible conjugués en proportions voisines

Références bibliographiques

- Grécias, P., RÉDOGLIA, S. (2013). *1^{ère} année Chimie MPSI-PTSI*. Compétences prépas. Édition Lavoisier, pARIS.
- UHL, L. (2013). *Les mille et une questions de la chimie en prépa. 1^{ère} année PCSI* (nouveau programme). Ellipses édition.
- SEVIN, A. (dir). (2016). *Chimie générale, LICENCE, PACES, CAPES* (2^{ème} édition). Dunod.
- BAUDIN, J.B. (2002). *Chimie terminale S obligatoire*. Nathan.