

EQUILIBRE CHIMIQUE - pH du vivant**Compétences**

- savoir utiliser les symboles $\rightarrow$, $\leftarrow$, $\rightleftharpoons$ dans l'écriture des réactions chimiques pour rendre compte des situations observées
- Savoir définir la constante d'acidité K_a et le pK_a d'un couple dans l'eau. un acide (base) faible, un acide (base) fort(e).
- Calculer le pH d'une solution aqueuse d'acide fort ou de base forte de concentration usuelle
- Savoir établir le diagramme de prédominance d'un couple acido-basique et identifier l'espèce prédominante d'un couple acide-base connaissant le pH du milieu et le pK_a du couple, en particulier pour les acides carboxyliques, les acides α -aminés et les amines.
- Savoir définir une solution tampon et son rôle dans le milieu biologique
- Extraire et exploiter des informations pour montrer l'importance du contrôle du pH dans un milieu biologique

Compétences expérimentales

- Mettre en évidence l'influence des quantités de matières mises en jeu sur l'élévation de température observée
- Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour déterminer une constante d'acidité

Plan

- 1- Réaction totale
- 2- Réaction équilibrée
- 3- Constante d'acidité
- 4- Force des acides et des bases
 - 4.1- Classement des acides
 - 4.2- diagramme de prédominance
 - 4.3- Précisions sur les indicateurs colorés
- 5- Calcul du pH
 - 5.1- D'un acide ou base FORT(E)
 - 5.2- D'un acide ou base faible
- 6- Réaction entre acide fort et une base forte
- 7- pH et milieu biologique
 - 7.1- les acides α -aminés
 - 7.2- l'effet tampon

TP : constante d'acidité d'un couple acido/basique BBT

1- Réaction totale

Une réaction est si l'avancement(.....) est égal à l'avancement (.....). Au moins l'un des réactifs est On utilise alors le symbole dans le bilan de l'équation chimique.

Exemple : La combustion du carbone dans le dioxygène qui produit est une réaction totale .

Ecrire l'équation bilan :

Exercice maison : On brûle 6 g de charbon dans 6L de dioxygène. Quelle quantité de dioxyde de carbone forme-t-on ? (le volume molaire est $V_m = 24\text{L/mol}$)

2- Réaction équilibrée

Lorsque l'avancement final d'une réaction chimique n'atteint pas l'avancement maximal, la réaction est dite équilibrée. On a alors $x_f \dots\dots\dots x_{\max}$. On dit qu'il y a
..... Aucun des réactifs ne vient à disparaître totalement. Il n'y a pas de réactif limitant. Une fois l'équilibre obtenu, les proportions en réactifs et en produits ne varient plus. A l'état final, les réactifs et les produits sont donc présents dans la solution.

Au niveau microscopique la réaction se produit dans les deux sens. On utilise alors le symbole dans le bilan de l'équation chimique. Le sens $\rightarrow$ est le sens direct, le sens $\leftarrow$ est le sens inverse. A chaque fois qu'une réaction se fait dans le sens direct, une autre se fait dans le sens inverse, laissant les concentrations en réactifs et produits constantes.

On peut alors définir une constante à partir des concentrations des réactifs et des produits. Cette constante s'appelle
et se note

Exercice : Des solutions d'ammoniac sont utilisées pour les décolorations capillaires. Une solution d'ammoniac de concentration $C_{\text{NH}_3}=1,0.10^{-3} \text{ mol/L}$ a un pH égal à 9,1.
1- la solution est-elle acide ou basique ?
2- A partir du pH, calculez la concentration en ion oxonium à l'état final puis celle en ions hydroxyde. La comparer à la concentration en ammoniac.
3- L'ammoniac est-elle une base faible ou forte ?

Equation bilan :					
	Avancement en mol	Quantité de matière			
Etat Initial	0				
En cours	x				
Etat Final	x_f				
	$x_{\max}$				

3- Constante d'acidité

Tout acide (ou base) réagit avec l'eau. Car l'eau est

Cette réaction donne lieu à un équilibre chimique. La constante associée à cet équilibre s'appelle la..... et se note

Exemple soit le couple AH/A-

La réaction entre AH et l'eau est :

La constante d'acidité vaut

$K_A =$

Le pK_A d'un couple acido basique est :

$pK_A =$

et

$K_A =$

Remarques :

- le pK_A et le K_A s'expriment sans unité.
- Les concentrations sont celles à l'état final et doivent être exprimées en mol/L
- la constante d'acidité de dépend QUE de la température.
- Chaque couple acide base possède son propre pK_A .

Exemple écrire la constante d'acidité du couple NH_4^+/NH_3

Le pK_A de ce couple vaut 9,2. Quelle est la valeur de sa constante d'acidité

Ex n°17-26 p342

4- Force des acides et des bases

4.1- Classement des acides

La constante d'acidité permet de classer les différents acides entre eux. Plus la constante d'acidité sera élevée (pK_A petit), plus l'acide concerné sera fortement dissocié dans l'eau et produira beaucoup d'ion H_3O^+ . Plus l'acide sera dit fort.

Pour un couple dont le $pK_A \leq 0$ on parle d'acide fort.

Inversement plus le K_A d'un couple est petit (pK_A grand), moins l'acide réagira avec l'eau, on parlera d'acide faible, mais plus sa base conjuguée sera forte.

Pour un couple dont le $pK_A \geq 14$ on parle de base forte.

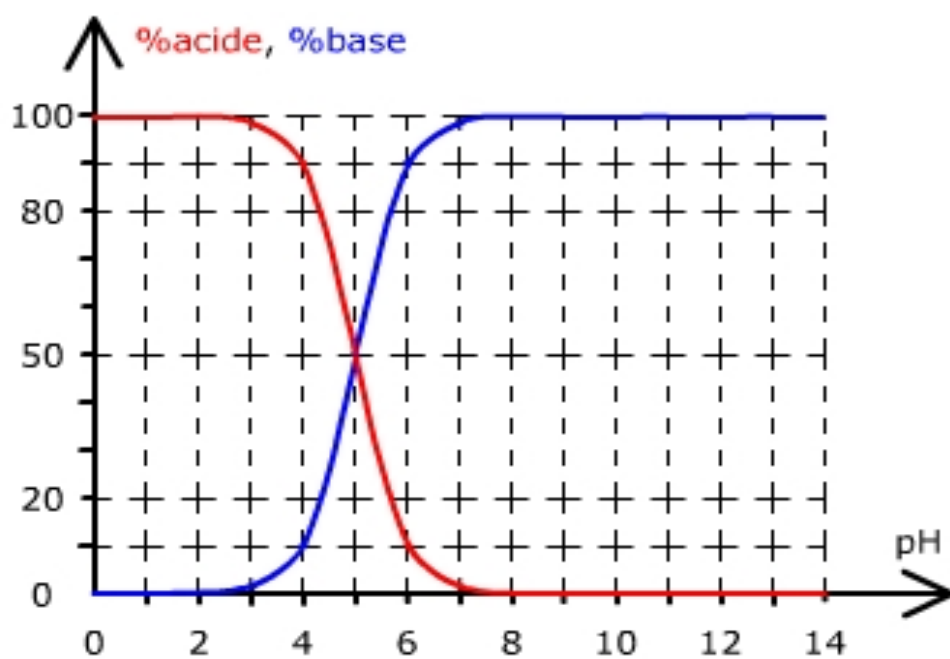
	pKa à 25 °C	
Force croissante ↑ de la base		
$C_2H_5O^-$	15,9	C_2H_5OH
HO^-	14	H_2O
CO_3^{--}	10,3	HCO_3^-
NH_3	9,2	NH_4^+
HCO_3^-	6,35	CO_2, H_2O
CH_3COO^-	4,8	CH_3COOH
$HCOO^-$	3,7	$HCOOH$
H_2O	0	H_3O^+
NO_3^-	-1,8	HNO_3
Cl^-	-6,3	HCl
		Force croissante ↓ de l'acide

Le chimiste a l'habitude de classer les acides selon une échelle des pK_A

4.2- diagramme de prédominance

1- relation entre pH et pK_A

2- diagramme de prédominance



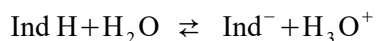
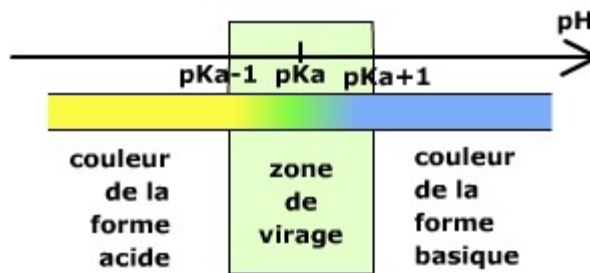
Ex n°18 p342
Ex (BAC) n°29 p342

4.3- Précisions sur les indicateurs colorés

Les indicateurs colorés sont des couples acido-basique dont la forme acide et basique n'a pas la même couleur.

On le note généralement IndH/Ind⁻

L'indicateur coloré est un acide faible : il se trouve donc en équilibre chimique avec sa base conjuguée lorsqu'il est en solution aqueuse.



5- Calcul du pH

5.1- D'un acide ou base FORT(E)

Un acide fort est totalement dans l'eau et produit autant d'ions que d'acide fort introduit. L'avancement final x_f est à l'avancement maximal.

calcul du pH d'une solution de concentration C_A en acide fort

calcul du pH d'une solution de concentration C_B en base forte

attention cependant ces formules restent valables que si le pH n'est pas compris entre 6 et 8. Entre un pH de 6 et 8, l'autoprotolyse de l'eau n'est plus négligeable et le calcul est plus compliqué.

5.2- D'un acide ou base faible

Un acide faible n'est pas totalement dissocié dans l'eau. Il ne produit pas autant d'ions H_3O^+ que d'acide introduit.

Ainsi on peut affirmer que : $[\text{H}_3\text{O}^+]_f \dots\dots C_A$

et donc le pH est plus que si l'acide était fort.

A partir du même raisonnement, une base faible ne produit pas autant d'ions HO^- que de base introduite.

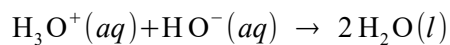
Ainsi on peut affirmer que alors $[\text{HO}^-]_f \dots\dots C_B$

et donc le pH est plus que si la base était forte.

6- Réaction entre acide fort et une base forte

La réaction entre un acide fort et une base forte est totale. La réaction chimique est exothermique, elle s'accompagne d'une élévation de température. Celle-ci dépend de la de réactifs introduits.

exemple entre acide chlorhydrique et soude



Les acides forts et les bases fortes sont corrosives
le contact avec la peau s'accompagne de brûlure



Quelques exemples d'acides forts :

acide chlorhydrique

acide nitrique HNO_3

acide sulfurique H_2SO_4

Quelques exemples de bases fortes

Soude ($\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$)

potasse ($\text{K}^+ + \text{HO}^-$)

ATTENTION : le mélange d'un acide fort (ou une base forte) avec l'eau s'accompagne d'une élévation de la température : **On ne donne jamais à boire à un acide !**

7- pH et milieu biologique

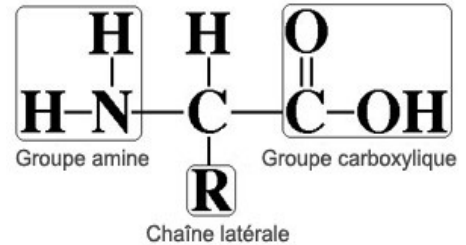
7.1- les acides α -aminés

Les acides α - aminés interviennent dans de nombreux processus biologiques.

pourquoi acide ?

pourquoi alpha ?

pourquoi aminé ?



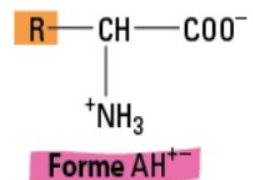
Un acide α - aminé présente à la fois une fonction acide et une fonction base c'est donc un

La partie acide est : la partie basique est :

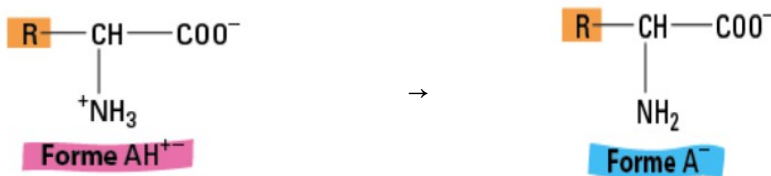
et il se réarrange donc de la manière suivante :

On voit apparaître des charges localisées si bien qu'on parlera

On parle aussi de car il porte à la fois une charge positive et une charge négative tout en étant globalement neutre.



L'acide α -aminé sous sa forme de zwitterion peut un proton :



La demi-équation associée à ce couple sera : $AH^{\pm}/A^{-}$:

il peut également un proton :



La demi-équation associée à ce couple sera : $AH_2^{+}/AH^{\pm}$:

7.2- l'effet tampon

Définition :

Une solution tampon est une solution dont le pH varie très peu avec l'ajout modéré d'une base ou d'un acide pour par dilution modérée.

Une solution tampon est constitué d'un acide faible et de sa base conjuguée ayant la même concentration ou des concentrations voisines.

Le pH d'une telle solution est proche de son pKa.

Le sang est régulé par un ensemble de solutions tampons afin d'éviter toute variation de pH qui altérerait la processus biochimiques.