Toute une histoire de force …….

Activité **D**irigée

DOC1/ Acides et bases au sens de Bronsted

■ On appelle « **acide au sens de Bronsted** », noté AH, toute espèce chimique (ionique ou moléculaire) capable de donner un proton H^+ au cours d'une réaction chimique : $AH = A^- + H^+$

■ On appelle « **base au sens de Bronsted** »,notée A^-, toute espèce chimique (ionique ou moléculaire) capable de capter un proton au cours d'une réaction chimique : $A^- + H^+ = AH$

↳ Suivant les conditions expérimentales : AH se transforme en A- ou A^- se transforme en AH

↳ Ces deux espèces sont dites conjuguées et forment un **couple acide base AH/A^-**

APP1 Ecrire la demi-équation acido-basique associée à chaque couple suivant :

H_2O/HO^-	H_3O^+/H_2O	NH_4^+/NH_3	NH_3/NH_2^-	$C_3H_6O_3/C_3H_5O_3^-$

APP2 Compléter les couples acide/base suivants

H_2O/….	…/H_2O	…/HS^-	HS^-/…	HNO_3/…	…/HSO_4^-	…/SO_4^{2-}
…/ClO^-	C_2H_5OH/…		…/CH_3NH_2		$C_6H_8O_6$/…..	

DOC2/ Polyacides et polybases

■ Un polyacide a la propriété de pouvoir libérer plusieurs protons. La libération des protons se fait toujours de manière successive

■ Une polybase a la propriété de pouvoir capter plusieurs protons. La capture des protons se fait toujours de manière successive

APP3 L'acide phosphorique H_3PO_4 est un triacide ; il peut céder 3 protons successivement

Equations	H_3PO_4 =		
Couples	H_3PO_4/……..		

L'ion carbonate CO_3^{2-} est un dibase ; il peut capter 2 protons successivement

Equations	CO_3^{2-} +	
Couples	……../CO_3^{2-}	

DOC3/ Dissociation d'un acide

■ Lorsque l'on introduit un acide AH dans de l'eau, il peut y avoir une réaction au cours de laquelle un échange de proton se fait entre l'acide AH et l'eau : **l'acide AH se dissocie en A^-**

Cette dissociation se fait généralement partiellement : cette réaction est donc un équilibre chimique, et à l'équilibre, il restera dans la solution l'espèce AH.

$AH = A^- + H^+$

$H_2O + H^+ = H_3O^+$

$$\mathbf{AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = A^- + H_3O^+_{(aq)}}$$

■ Lorsque la quantité restante de l'acide AH est ultra faible dans l'état final, et donc indétectable, on considère qu'elle est nulle, et donc que la réaction de dissociation est totale : **l'acide est dit fort**.

On peut alors écrire $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow A^- + H_3O^+_{(aq)}$

DOC4/ Coefficient de dissociation d'un acide

■ Le coefficient de dissociation d'un acide est une grandeur qui indique le pourcentage d'espèce AH dissociée par rapport à la quantité initiale.

$$\alpha = \frac{n_{AH(dissocié)}}{n_{AH(nitial)}}$$

APP4

→ Montrer que le coefficient de dissociation d'un acide peut s'écrire $\alpha = \frac{n_{H_3O^+(final)}}{n_{AH(initial)}}$

.....

.....

.....

.....

→ Montrer que le coefficient de dissociation d'un acide peut s'écrire $\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C}$

.....

.....

.....

.....

→ Montrer que, **dans le cas** (uniquement) **d'un acide fort** le coefficient de dissociation est de 1

.....

.....

.....

.....

→ Montrer que, **dans le cas** (uniquement) **d'un acide fort** on a la relation pH = -log C où C représente la concentration en quantité de matière de l'acide AH introduite dans l'eau initialement

.....

.....

.....

.....

APP5 *Acide fort ou acide faible ?*

On donne le pH de 2 solutions d'acide de même concentration C

	Solution de chlorure d'hydrogène (=acide chlorhydrique)	*Solution d'acide éthanoïque*
Concentration C en espèce apportée	$C = 1{,}0.10^{-2}$ mol.L^{-1}	
Valeur du pH de la solution	pH = 2	pH = 3,4
$[H_3O^+]$		
Coefficient de dissociation de l'acide α		
Conclusion : acide fort ou faible ??		

APP6 *Influence de la dilution sur un acide fort*

pH de l'acide chlorhydrique (acide fort) suivant sa concentration		
Concentration de la solution	$C = 2{,}5.10^{-2}$ mol.L^{-1}	$C = 2{,}5.10^{-3}$ mol.L^{-1}
pH de la solution:		

Conclusion : lors de la dilution d'un acide fort, le pH *augmente/diminue*

Lors d'une dilution par 10, le pH ……

APP7 *Influence de la dilution sur un acide faible*

Coefficients de dissociation de l'acide éthanoique suivant la concentration de la solution			
C	$1{,}0.10^{-2}$ mol.L^{-1}	$2{,}0.10^{-3}$ mol.L^{-1}	$1{,}0.10^{-3}$ mol.L^{-1}
pH	3,4	3,9	
$[H_3O^+]$			
Coefficient de dissociation			α = 12,5 %

Conclusion : Lors de la dilution d'un acide faible :

- la concentration d'un acide faible *diminue/augmente*,
- le coefficient de dissociation *diminue/augmente*