

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⁻**

AP1/

→ 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^-	$C_3H_6O_3/C_3H_5O_3^-$

AP2/

→ 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

AP3/

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	$...../CO_3^{2-}$		

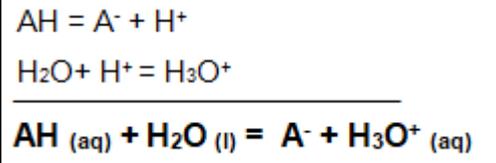
DOC3/ Dissociation d'un acide

■ 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.

■ 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.

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

AP4/

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

.....

.....

.....

.....

→ 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

.....

.....

.....

.....

AP5/

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 éthanöique
Concentration C en espèce apportée	$C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	
Valeur du pH de la solution	pH = 2	pH = 3,4
$[\text{H}_3\text{O}^+]$		
Coefficient de dissociation de l'acide α		
Conclusion : acide fort ou faible ??		

AP6/

Influence de la dilution sur un acide fort

pH de l'acide chlorhydrique (acide fort) suivant sa concentration		
Concentration de la solution	$C = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$C = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
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

AP7/

Influence de la dilution sur un acide faible

Coefficients de dissociation de l'acide éthanöique suivant la concentration de la solution			
C	$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
pH	3,4	3,9	
$[\text{H}_3\text{O}^+]$			
Coefficient de dissociation			$\alpha = 12,5 \%$

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

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