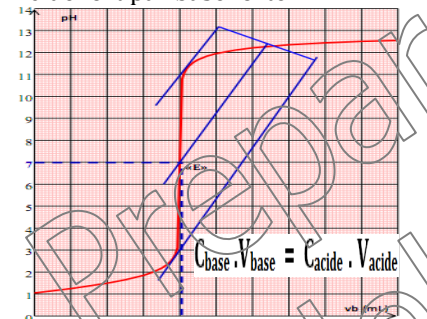
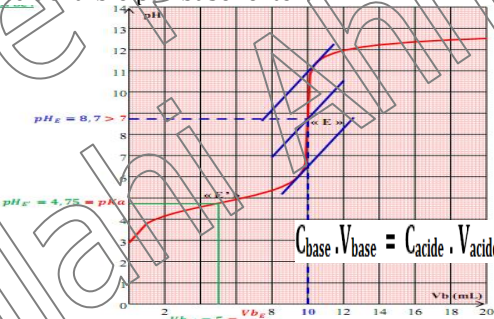
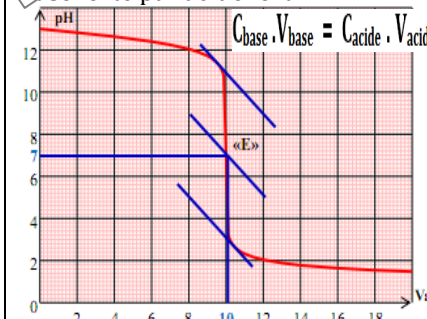
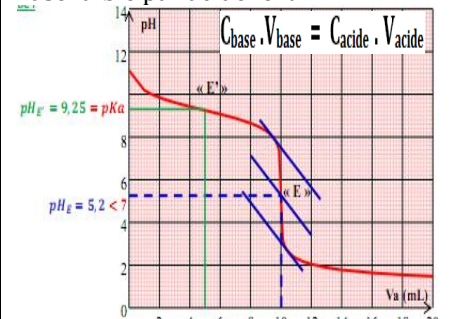


Solution	Acide fort	Acide faible	Base forte	Base faible
Définition et exemple	c'est un acide qui réagit totalement avec l'eau. Ex : HCl ; HNO ₃ ; H ₂ SO ₄	c'est un acide dont la réaction sur l'eau n'est pas totale. Ex : R-COOH ; RNH ₃ ⁺	c'est une base qui réagit totalement avec l'eau. Ex : NaOH ; Mg(OH) ₂	c'est une base dont la réaction sur l'eau n'est pas totale. Ex : R-COO ⁻ ; RNH ₂
Equation de dissociation	$AH + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$ Ex : HNO ₃ + H ₂ O → NO ₃ ⁻ + H ₃ O ⁺	$AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$ Ex : NH ₄ ⁺ + H ₂ O → NH ₃ + H ₃ O ⁺	$B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$ Ex : NaOH → Na ⁺ + OH ⁻	$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$ CH ₃ NH ₂ + H ₂ O → CH ₃ NH ₃ ⁺ + OH ⁻
Le degré d'ionisation	$\alpha = \frac{[A^-]}{[AH]_0} = \frac{[H_3O^+]}{c}$ { Pour un acide fort $\alpha \approx 1$ Pour un acide faible $\alpha \ll 1$		$\alpha = \frac{[BH^+]}{[B]_0} = \frac{[OH^-]}{c}$ { Pour une base forte $\alpha \approx 1$ Pour une base faible $\alpha \ll 1$	
L'influence de la dilution	Augmente le PH : (PH _f = PH _i + log n) $n = \frac{V_f}{V_i}$: le facteur de dilution	augmenter son degré d'ionisation $\alpha_f > \alpha_i$	diminue le PH : (PH _f = PH _i - log n) $n = \frac{V_f}{V_i}$: le facteur de dilution	augmenter son degré d'ionisation $\alpha_f > \alpha_i$
Constante d'acidité	$K_a > 1$ et $Pk_a < 0$	$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]}$	$Pk_a \geq 14$	$K_a = \frac{[B] \cdot [H_3O^+]}{[BH^+]}$
PH	$PH = -\log C$	$PH = \frac{1}{2}(Pk_a - \log C)$	$PH = 14 + \log C$	$PH = \frac{1}{2}(Pk_e + Pk_a + \log C)$
Classification	<ul style="list-style-type: none"> ❖ C₁ = C₂ et PH₁ > PH₂ ⇔ A₂H plus fort que A₁H ❖ PH₁ = PH₂ et C₁ > C₂ ⇔ A₂H plus fort que A₁H ❖ C₁ ≠ C₂ ; PH₁ ≠ PH₂ et Pk_{a1} > Pk_{a2} ⇔ A₂H plus fort que A₁H 		<ul style="list-style-type: none"> ❖ C₁ = C₂ et PH₁ > PH₂ ⇔ B₁ plus forte que B₂ ❖ PH₁ = PH₂ et C₁ > C₂ ⇔ B₁ plus forte que B₂ ❖ C₁ ≠ C₂ ; PH₁ ≠ PH₂ et Pk_{a1} > Pk_{a2} ⇔ B₁ plus forte que B₂ 	
Courbe de dosage de	Acide fort par base forte 	Acide faible par base forte 	Base forte par acide fort 	Base faible par acide fort 

- ➔ **Acide base selon Bronsted** : Un acide est une substance chimique capable de libérer des protons. Une base est une substance chimique capable de capter des protons.
- ➔ **Définition d'une réaction acide base** : une réaction acide base est un transfert de proton de l'acide vers la base.
- ➔ **Définition d'un indicateur coloré** : indicateur coloré est une espèce chimique dont la couleur varie en fonction du pH de la solution dans laquelle il se trouve.
- ➔ **Le choix de l'indicateur** : L'indicateur coloré le plus adopté est celui dont PH_E ∈ Zone de virage.
- ➔ **Caractéristiques de la réaction acide-base** : La réaction de dosage est une réaction acide-base, elle est totale, instantanée et exothermique.
- ➔ **L'équivalence acido-basique** : Lors d'un dosage, l'équivalence est atteinte quand les réactifs ont réagi dans les proportions stœchiométriques.
- ➔ **Solution tampon** : est un mélange d'un acide et d'une base dans des proportions particulières, elle est caractérisée par :
(PH = Pk_a ; PH varie légèrement avec la dilution modérée et l'ajout de H₃O⁺ ou OH⁻ en faibles proportions)

- ➔ **Préparation d'une solution tampon** :
 - $n_a = n_b$ pour le mélange d'un acide faible et sa base conjuguée
 - $n_a = 2n_b$ pour le mélange d'un acide faible et base forte
 - $n_b = 2n_a$ pour le mélange d'une base faible et acide fort

الحياة تجارب ومن لم يتعلم من الضربة الأولى فهو يستحق الثانية إحدى صلواتك ستكون الأخيرة فحافظ عليها ما دام قلبك ينبض فقل لا إله إلا الله محمد رسول الله

