

Chap 1 : Une transformation chimique n'est pas toujours totale.

I) Le pH et sa mesure :

1) Rappels sur les acides et les bases :

Rappeler les définitions selon **Brönsted** des acides et des bases. Donner un exemple à chaque fois.

Acide :

Base :

Demi-équation acido-basique :

Réaction acido-basique :

Espèces acides	Espèces basiques	Couples acide/base	Demi-équation acido-basique
ion méthylammonium CH_3NH_3^+	méthylamine	.	.
acide nitreux	ion nitrite NO_2^-	.	.
acide éthanoïque	ion éthanoate	.	.
ion hydrogénocarbonate HCO_3^-	ion carbonate CO_3^{2-}	.	.

2) pH d'une solution :

Les solutions étudiées seront toujours des solutions **aqueuses** diluées.

Toutes les solutions aqueuses contiennent des ions oxonium H_3O^+ . Pour faciliter l'étude de ces solutions, le chimiste danois SÖRENSEN créa la notion de potentiel hydrogène : le **pH**.

La relation liant le pH à la concentration en ions oxonium est : Inversement :

Exemples :

Calculer le pH d'une solution aqueuse contenant des ions oxonium de concentration $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.	
Calculer la concentration en ions oxonium d'une solution aqueuse de $\text{pH} = 8,2$.	

Observations : Quelle est le sens d'évolution du pH en fonction de la concentration en ions oxonium?

$\text{pH} < 7$	$\text{pH} = 7$	$\text{pH} > 7$

3) Mesure du pH d'une solution :

<p>Une détermination approchée du pH peut-être faite avec</p> <p>Pour une mesure plus précise on utilise un</p> <p>Etalonnage du : Il est constitué d'une sonde et d'un boîtier électronique qui affiche la valeur du pH.</p> <p>Avant chaque mesure, rincer la sonde à l'eau déminéralisée et l'essuyer délicatement.</p> <p>Placer la sonde dans une solution tampon de $\text{pH} = 7,0$. Agiter. Régler la valeur affichée sur le pH-mètre sur 7,0.</p> <p>Recommencer la même opération avec une solution tampon de $\text{pH} = 4,0$ ou 9,0 selon le domaine de pH de la mesure à effectuer.</p>	
--	--

II) Une transformation chimique n'est pas toujours totale :

1) Expérience :

On mesure le pH de deux solutions aqueuses :

Solutions	pH
acide chlorhydrique $c = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L ⁻¹	
acide éthanöique $c = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L ⁻¹	

2) Etude de la solution d'acide chlorhydrique :

Elle résulte de la mise en solution dans l'eau du **gaz chlorure d'hydrogène HCl**.

Calculer la concentration **réelle** (finale) en ions oxonium de la solution connaissant son **pH** :

Compléter le tableau d'avancement suivant, pour un volume V de solution :

Equation de la réaction					
Etat initial (mol)	Avancement x =				
Etat en cours de transformation (mol)					
Etat final si la transformation est totale					
Etat final réel					

Conclusion :

Taux d'avancement final d'une réaction :	Taux d'avancement de cette réaction :

3) Etude de la solution d'acide éthanoïque :

Calculer la concentration en ions oxonium de la solution connaissant son pH :

Compléter le tableau d'avancement suivant, pour un volume $V = 1 \text{ L}$ de solution :

Equation de la réaction					
Etat initial (mol)	Avancement $x =$				
Etat en cours de transformation (mol)					
Etat final si la transformation est totale					
Etat final réel					

Conclusion :

<u>Taux d'avancement final de cette réaction :</u>	Interprétation :

4) Une réaction chimique peut se faire dans les deux sens :

Expérience :

Préparer deux béchers contenant une solution d'acide éthanóique (= acide) de concentration molaire

$c=1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Introduire les électrodes du pH-mètre étalonné : $\text{pH} = \dots\dots\dots$

L'équation de la réaction de l'acide éthanóique avec l'eau est :

Cette réaction n'est pas totale.

Expérience 1 : Ajouter dans le premier bécher quelques gouttes d'acide éthanóique pur. Noter la nouvelle valeur du pH :	Observations et interprétation :
Expérience 1 : Ajouter dans le second bécher quelques cristaux d'acétate de sodium Noter la nouvelle valeur du pH :	Observations et interprétation :

Conclusion :

5) Interprétation microscopique de l'état d'équilibre :

Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide éthanóique et l'eau :

Si on appelle v_1 la vitesse de la réaction dans le sens 1, et v_2 dans le sens 2, que peut-on dire de l'évolution de ces vitesses au cours de la transformation?