

EXERCICES DE CHIMIE

1. ACIDES - BASES

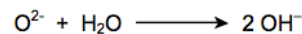
Ex 1 :

Complétez le tableau suivant :

Solution	C H ₃ O ⁺ en Mol/L	C OH ⁻ en Mol/L	pH	Solution
A	6 10 ⁻⁴	$10^{-14} / 6 \cdot 10^{-4} = 1,67 \cdot 10^{-11}$	3,22	acide
B	2,080 10 ⁻⁶	$10^{-14} / 2,080 \cdot 10^{-6} = 4,78 \cdot 10^{-9}$	5,68	acide
H ₃ PO ₄ à 6 10 ⁻³ mol/L (car 3H ⁺ libérés)	$3 \times 6 \cdot 10^{-3} = 1,8 \cdot 10^{-2}$	$10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-2} = 5,56 \cdot 10^{-13}$	1,74	acide
Na ₂ O 0,62 g/L base car fixe H ⁺	1 10 ⁻¹²	0,01	12	basique

Attention, nous avons une concentration en g/L et on parle toujours d'une en mol/L, il faut transformer 0,62 g en mol... $M = m/n$ $M = 62 \text{ g/mol}$ donc $n = m/M = 0,62 / 62 = 0,01 \text{ mol}$

Ensuite, il faut tenir compte que Na₂O produit 2 OH⁻ :



$$C_{\text{OH}^-} = 2 \cdot C_{\text{Na}_2\text{O}} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ex 2 :

Les solutions suivantes sont-elles acides, basiques, neutres ? Justifie en te basant sur la théorie.

H₃PO₄, acide car dans l'eau libère 3H⁺

MgSO₄, dans l'eau on a deux ions: Mg²⁺ et SO₄²⁻ l'ion Mg ne peut rien fixer et ne donne pas H⁺, l'ion sulfate peut fixer H⁺ donc plutôt basique (acide sulfurique est un acide fort donc sa base est faible, ici la solution est considérée comme neutre car l'ion sulfate ne fixe pas facilement un proton)

KBr, K⁺ et Br⁻ sont les ions en solution, K⁺ ne fixe rien et ne donne pas de proton, Br⁻ vient d'un acide fort donc base faible donc plutôt neutre mais la réponse basique est acceptée car Br⁻ peut fixer un proton.

NaOH. Na⁺ et OH⁻ ions en solution ici Na⁺ ne fixe pas et ne donne pas proton, OH⁻ peut fixer un proton et devenir de l'eau... Donc basique

Ex 3 :

On doit d'abord trouver le nombre de moles de la substance, puis la concentration molaire, identifier les ions formés avec l'équation de dissociation (ionisation), attribuer la concentration trouvée à un ion et enfin le pH en vérifiant d'abord la nature de la substance.

- a) c'est une base, donc ions formés OH⁻ donc 4g de NaOH se dissocie en Na⁺ et OH⁻ même proportion donc quantité de moles de NaOH est identique à celle de OH⁻. $M_{(\text{NaOH})} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$ or nous avons 4 g donc $n = 4/40 = 0,1 \text{ mol}$. Ce nombre de mole est dissout dans 350 mL d'eau donc 0,35 L

Règle de trois 0,1 mol dans 0,35 L

0,1 / 0,35 dans 1 L donc 0,286 mol/L c'est la concentration en ions OH⁻

$$\text{donc } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{0,286} = 3,49 \cdot 10^{-14} \quad \text{pH} = 13,45$$

- b) 100 mL de H₂SO₄ à 0,03 mol/L mélangés à 100 mL de H₂SO₄ à 0,08 mol/L Substance acide qui peut libérer deux H⁺ donc la concentration finale sera à multiplier par deux car deux H⁺ libérables¹.

¹ Nous n'appliquerons que la formule apprise en classe qui est seulement pour les acides forts. Les puristes chimistes envisageront « notre » formule pour le premier H⁺ libéré et une autre ($\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_a - \frac{1}{2} \log C_a$, K_a est la constante d'équilibre de la réaction de l'acide avec l'eau et C_a la concentration initiale de l'acide mis en solution) pour le 2^e, car l'hydrogénosulfate est quant à lui un acide faible. Trop complexe pour un cours de sciences de base.

100 mL à 0,03 mol/L donnera 0,03 / 10 moles donc $n = 3 \cdot 10^{-3}$ mol
 100 mL à 0,08 mol/L donnera 0,08 / 10 moles donc $n = 8 \cdot 10^{-3}$ mol
 au total nous aurons $3 \cdot 10^{-3} + 8 \cdot 10^{-3} = 1,1 \cdot 10^{-2}$ mol dans 200 mL de solution
 donc la concentration sera égale à $1,1 \cdot 10^{-2} \times 5 = 5,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L = $[H_2SO_4]$
 donc $[H_3O^+] = 2 \times 5,5 \cdot 10^{-2} = 1,1 \cdot 10^{-1}$ mol/L pH = 0,96

Ex 4 : Première étape trouver la concentration de NaOH en trouvant la concentration de $[H_3O^+]$, on part de la formule $[H_3O^+] = 10^{-pH}$. On trouve la concentration d'ions OH^- , comme il y a autant d'ion OH^- que d'ion Na^+ et que de NaOH dissocié au départ, on trouve alors la concentration de NaOH. Lecture molaire est une mole de NaOH se dissocie en une mole de Na^+ et une mole de OH^- .

$[H_3O^+] = 10^{-13,5} = 3,16 \cdot 10^{-14}$ mol/L $[OH^-] = 10^{-14} / 3,16 \cdot 10^{-14} = 3,16 \cdot 10^{-1}$ mol/L.

Nous avons donc besoin de $3,6 \cdot 10^{-1}$ mol pour un litre de solution, or nous en avons 100 mL donc 10 fois moins. Nous avons $3,16 \cdot 10^{-1} / 10 = 3,16 \cdot 10^{-2}$ mol dans 100 mL.

Une mole de NaOH pèse (23 + 16 + 1) donc 40 g. Pour avoir $3,16 \cdot 10^{-2}$ mol de NaOH nous devons avoir $m = M \times n$ donc $m = 3,16 \cdot 10^{-2} \times 40$ donc 1,26 g à dissoudre dans 100 mL d'eau.

2. OXYDORÉDUCTION

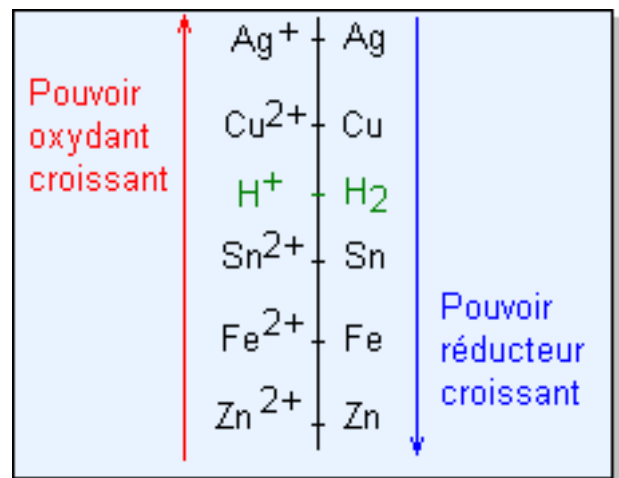
A partir du tableau suivant résous ces exercices :

Ex 1 :

On plonge une lame de zinc dans 100mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration $C=0,2\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Quels sont les couples rédox qui interviennent dans cette expérience ? Écrire l'équation de la réaction qui se produit.

Solution nitrate d'argent $AgNO_3$ donne ions : Ag^+ et NO_3^- ion spectateur



Ex 2 :

Je voudrais placer dans l'échelle d'oxydant et de réducteur le couple suivant H^+/H_2 par rapport aux couples Cu^{2+}/Cu et Fe^{2+}/Fe , je sais que le premier de ces deux couples a un oxydant fort.

Je réalise deux expériences pour vérifier s'il y a réaction entre HCl (donneur H^+) et les deux solides Cu et Fe. D'après mes observations, le Cu ne réagit pas avec H^+ alors que le Fe réagit.

Que puis-je conclure ?

Où se trouve le couple H^+/H_2 par rapport aux deux autres ? Remplace-le sur l'échelle.

Si réaction entre H^+ et Fe cela veut dire que Fe est un réducteur fort et H^+ un oxydant fort

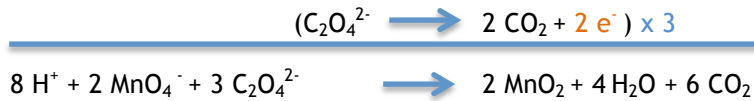
Si pas réaction entre H^+ et Cu cela veut dire que Cu est réducteur faible et H^+ réducteur faible



Ex 3 :

Écrire l'équation ionique et moléculaire de $MnO_4^- + C_2O_4^{2-} \rightarrow CO_2 + MnO_2$ en milieu acide.

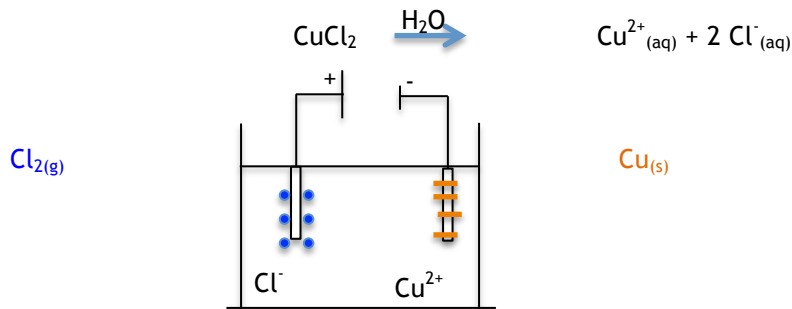




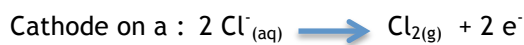
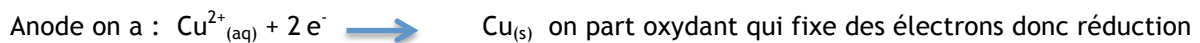
Ex 4 :

Dans un berlin contenant de l'eau distillée, 13,5 g de chlorure de Cuivre II sont dissous. Après électrolyse de la solution, 6,4 g de cuivre sont déposés à l'électrode négative. Calculer la masse de dichlore Cl_2 produit.

Electrolyse donc dépôt toujours d'un métal à l'anode (réduction) et formation d'un gaz à la cathode ici Cl_2 (oxydation)



En solution nous avons deux ions, le négatif va être attiré sur borne positive (cathode), le positif ira se placer sur la borne négative (anode). Nous verrons une réaction de réduction sur l'anode et donc un dépôt de cuivre solide, et à l'anode, il y a oxydation du Cl^- en $\text{Cl}_2(\text{g})$ qui s'échappe.



Redox complète d'électrolyse :



On doit donc maintenant résoudre le problème stoechiométrique

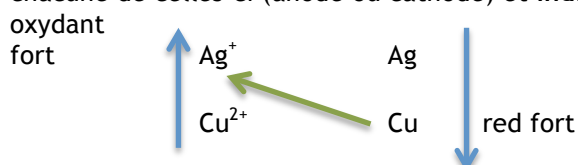
Lecture molaire : 1 mol de CuCl_2 donne une mole de Cl_2

Réellement on a au départ 13,5 g de CuCl_2 donc pour trouver la correspondance avec le nombre de mole on passe par formule $M = m/n$ donc $n = m/M$ $M(\text{CuCl}_2) = 64 + (2 \times 35) = 134 \text{ g/Mol}$ $n = 0,1007 \text{ Mol}$ donc 0,1 Mol on obtient donc 6,4 g de $\text{Cu}(\text{s})$ et 7 g de $\text{Cl}_2(\text{g})$

Ex 5 :

Voici les deux couples ox/red d'une pile Cu^{2+}/Cu (ligne 31) et Ag^+/Ag (ligne 23).

Représente le schéma conventionnel de cette pile. **Donne** les demi-équations, **précise** où a lieu chacune de celles-ci (anode ou cathode) et **indique** l'équation d'oxydoréduction complète.



Réaction spontanée quand red fort donne des électrons à ox fort, on part donc du cuivre solide qui donne à l'ion argent.



On a donc les demi-équations suivantes :



IL EST BIEN ENTENDU QUE LES EXERCICES DU LIVRE, DES DIFFÉRENTES IE ET CEUX QUI SE TROUVENT DANS LA PARTIE THÉORIE OU COMPLÉMENTS THÉORIQUES PEUVENT SERVIR DE MODÈLE POUR L'EXAMEN.

BON TRAVAIL !