

# Matière d'examen de juin

Pour vous faciliter la vie après le confinement, je vous invite à préparer déjà vos examens de juin.

Voici la matière déjà vue sur laquelle vous serez interrogés lors des examens de Juin

## Compétences à développer

Décrire une réaction acide -base comme un transfert de protons, une oxydoréduction comme un transfert d'électrons.

## Appliquer

- Déterminer l'état d'oxydation d'un atome constitutif d'une molécule ou un ion.
- Calculer le pH d'une solution d'acide fort, d'acide faible, de base forte.
- Construire et traiter des tableaux, tracer des courbes de titrage d'un monoacide en vue de déterminer l'indicateur à utiliser et la concentration du titré.
- Utiliser une table de potentiels d'oxydoréduction et une échelle d'acido- basicité pour interpréter des situations de la vie courante (par exemple : les correcteurs d'acidité, l'anodisation, la galvanoplastie).

## Transférer

- Utiliser une table de potentiels d'oxydoréduction pour prévoir des phénomènes de la vie courante, des processus industriels, des phénomènes naturels, ... .
- Associer le pH d'un milieu présent dans l'environnement de l'élève (par exemple : boissons, engrais, piscines, milieux biologiques, ) à certains comportements et à certaines propriétés de ce milieu.
- Utiliser une échelle des  $K_a$  pour prévoir des phénomènes de la vie courante, des processus industriels, des phénomènes naturels,...)
- Elaborer un protocole et mener une expérience permettant de doser un composé à l'aide d'un titrage (acide-base ou oxydoréducteur).

## Pré-requis

- UAA 5 à 8 de chimie
- Logarithmes en base 10

### **Savoirs disciplinaires Réactions acide-base**

- Acide et base de Brönsted
- Autoprotolyse de l'eau
- pH
- Couple acide/base, pKa
- Titration, titrant, titré
- Indicateur
- Point d'équivalence

### **Réactions d'oxydo-réduction**

- Etat d'oxydation
- Oxydant, réducteur
- Oxydation, réduction
- Couple oxydant/réducteur
- Table de potentiels

### **Connaître**

- Décrire et illustrer les caractéristiques de l'échelle de pH.
- Modéliser une réaction acide-base selon Brönsted et comparer avec le modèle d'Arrhenius.

### **Savoir-faire disciplinaires**

- Extraire des informations d'une table (potentiel d'oxydoréduction, couples acide-base).
- Extraire des informations (valence, état d'oxydation, masse atomique relative, électronégativité) du tableau périodique des éléments.
- Déterminer la charge d'un ion à l'aide du tableau périodique des éléments.
- Tracer un graphique  $\text{pH} = f(V)$ .
- Respecter un protocole expérimental caractéristique de la chimie

Quel est le pH initial de la solution de :

- a)  $C_6H_5-COOH_{(aq)}$  0,01 mol/l acide faible pH= 3,11
- b)  $KOH_{(aq)}$  0,01 mol/l Base forte pH = 12 (2points)

Sans négliger les variations de volume, calculer le pH de la solution obtenue :

- c) après addition de 5 ml de  $KOH_{(aq)}$
- d) après addition de 10 ml de  $KOH_{(aq)}$
- e) après addition de 15 ml de  $KOH_{(aq)}$

1. On titre 20 mL de  $Na_2CO_3$  0,1 M par HCl 0,1M

- a) Quelle est l'équation ?
- b) Quel est le volume de HCl utilisé pour atteindre l'équilibre ?
- c) Que vaut le pH à l'équilibre ? solution d'acide faible 1 point
  
- d) Que vaut le pH après ajout de 5mL de HCl?
- e) Que vaut le pH après 30 mL de HCl ?

1. On titre 20 mL de HCOOH 0, 5 M par Na OH 0.5M

- a) Quel est le volume de NaOH utilisé pour atteindre l'équilibre ?
- b) Que vaut le pH à l'équilibre ?
- c) Que vaut le pH après ajout de 5mL de NaOH ?
- d)** Que vaut le pH après 30 mL de NaOH ?

1. On titre 20 mL de HI 0,05 M par NaOH 0,1M

- a) Quelle est l'équation ?
- b) Quel est le volume de NaOH utilisé pour atteindre l'équilibre ?
- c) Que vaut le pH à l'équilibre ? Que vaut le pH après ajout de 5mL de NaOH ?
- d) Que vaut le pH après 30 mL de NaOH ?

On titre 10 ml d'une solution d'ammoniac 0,1 mol/l par une solution de HCl 0,1 mol/l.

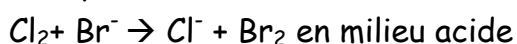
Quel est le pH initial de la solution de

- a) ammoniac 0, 1 mol/L
- b)  $HCl_{(aq)}$  0,1 mol/l

Sans négliger les variations de volume, calculer le pH de la solution obtenue :

- c) après addition de 5 ml de  $HCl_{(aq)}$
- d) après addition de 10 ml de  $HCl_{(aq)}$
- e) après addition de 15 ml de  $HCl_{(aq)}$

a) L'équation suivante traduit une réaction redox :



Dans chaque équation :

- Identifie l'oxydant et le réducteur parmi les réactifs et les produits
- Repère les couples Ox/Red et les écrire
- écrire les équations d'oxydation et de réduction
- Pondérer l'équation redox globale.

Les objets d'argents perdent leur éclat au cours du temps car l'argent ( $\text{Ag}_{(s)}$ ) s'oxyde en  $\text{Ag}^+$  et se recouvrent d'une couche noirâtre de  $\text{Ag}_2\text{O}_{(s)}$ . Afin de leur rendre leur éclat, il suffit de plonger les objets dans un récipient contenant de l'eau chaude salée ( $50^\circ\text{C}$ ) et dont le fond est tapissé d'une feuille de papier aluminium.

Écrit l'équation d'oxydation, de réduction et d'oxydoréduction de cette réaction. Identifie l'oxydant et le réducteur dans les réactifs et dans les produits et les deux couples redox .

On donne les équations non équilibrées de réactions redox spontanées dans des conditions standard:

- $\dots\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + \dots\text{Ag}(\text{s}) \rightarrow \dots\text{Hg}(\text{l}) + \dots\text{Ag}^+(\text{aq})$
- $\dots\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + \dots\text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \dots\text{Hg}(\text{l}) + \dots\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
- $\dots\text{Hg}(\text{s}) + \dots\text{Au}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow \dots\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + \dots\text{Au}(\text{s})$
- $\dots\text{Ag}^+(\text{aq}) + \dots\text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \dots\text{Ag}(\text{s}) + \dots\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$

On demande

- Équilibre ces équations-bilans (faire les deux demi-équations: oxydation et réduction et l'équation redox).
- indique les oxydants et les réducteurs dans les réactifs et dans les produits

On donne un tableau de couples rédox:

	forme oxydée	forme réduite	
pouvoir oxydant croissant ↑	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (aq)	Mn <sup>2+</sup> (aq)	↓ pouvoir réducteur
	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> (aq)	Cr <sup>3+</sup> (aq)	
	Br <sub>2</sub> (aq)	Br <sup>-</sup> (aq)	
	I <sub>2</sub> (aq)	I <sup>-</sup> (aq)	

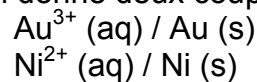
Sachant qu'une réaction rédox n'est possible qu'entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort des deux couples rédox en présence, complète le tableau suivant. Si aucune réaction n'a lieu, indique-le. (Il n'est pas demandé d'équilibrer les équations).

substances initiales	substances finales
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (aq) + Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> (aq) + H <sup>+</sup> (aq) →	.....
I <sub>2</sub> (aq) + Br <sup>-</sup> (aq) →	.....
Br <sub>2</sub> (aq) + I <sup>-</sup> (aq) →	.....
Br <sup>-</sup> (aq) + I <sup>-</sup> (aq) →	.....
I <sup>-</sup> (aq) + Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> (aq) + H <sup>+</sup> (aq) →	.....

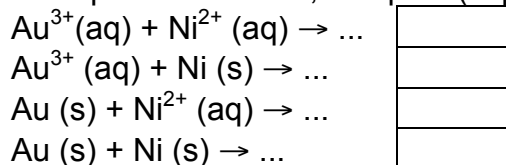
Equilibre l'équation redox suivante :  $Pb^{2+} + Al \rightarrow Al^{3+} + Pb$

Ecrit la réaction d'oxydation, de réduction, retrouve le réducteur et l'oxydant dans les réactifs et les produits et donne les deux couples redox

1. On donne deux couples dont le premier est le plus oxydant :



Voici quatre réactions, indique I (impossible) ou P (possible)



Explique pourquoi ces réactions sont possibles ou impossible et quand c'est possible équilibre la réaction en indiquant les oxydants et les réducteurs.