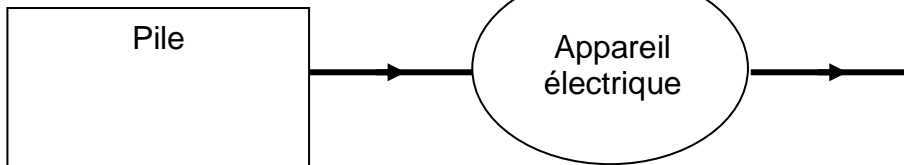


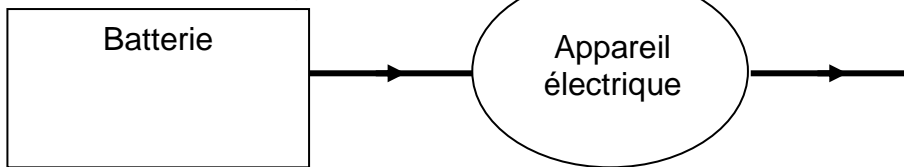
I. Piles et batteries : réservoirs d'énergie

rectangle = réservoir d'énergie
ovale = convertisseur d'énergie

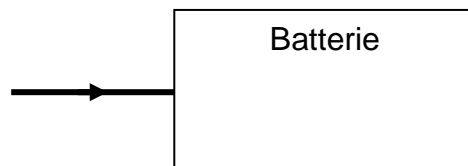
- **Pile :**



- **Batterie :- décharge**



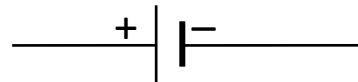
- recharge



II. Réactions d'oxydoréduction :

À l'intérieur d'une pile se produisent des réactions qui mettent en jeu des électrons.

Indiquer le sens du courant, et le sens des électrons :



- Un réducteur (Réd) est une espèce chimique capable de un ou plusieurs électrons. La réaction associée s'appelle une, dans une pile elle a lieu à la borne appelée l'anode.

Oxydation du réducteur : $\text{Réd}_1 = \text{Ox}_1 + n e^-$

Couple 1 : $\text{Ox}_1 / \text{Réd}_1$

Exemple : = +

$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$

- Un oxydant (Ox) est une espèce chimique capable de un ou plusieurs électrons. La réaction correspondante s'appelle une, dans une pile elle a lieu à la borne appelée la cathode.

Réduction de l'oxydant : $\text{Ox}_2 + n e^- = \text{Réd}_2$

Couple 2 : $\text{Ox}_2 / \text{Réd}_2$

Exemple : + =

H^+ / H_2

- Lorsqu'un réducteur rencontre un oxydant, une oxydation et une réduction se déroulent simultanément. Il se produit une **réaction d'oxydoréduction**. Autant d'électrons sont produits par l'oxydation, que d'électrons sont consommés par la réduction.

Équation de la réaction : $\text{Réd}_1 + \text{Ox}_2 \rightarrow \text{Ox}_1 + \text{Réd}_2$

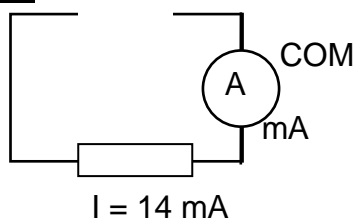
Exemple :

III. Comment déterminer la polarité de la pile ?

Rappels : - L'ampèremètre indique une valeur positive de l'intensité si le courant entre par mA
 - Conventionnellement, le courant sort par la borne de la pile.

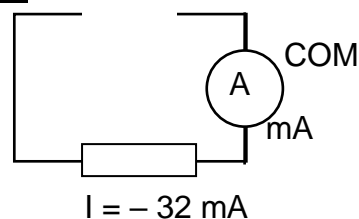
Avec un ampèremètre : Il faut faire débiter la pile.

Cas n°1 :

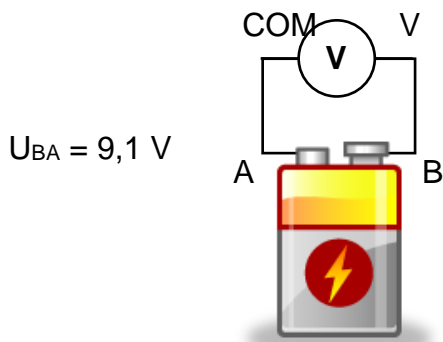


Représenter la pile sur chaque schéma

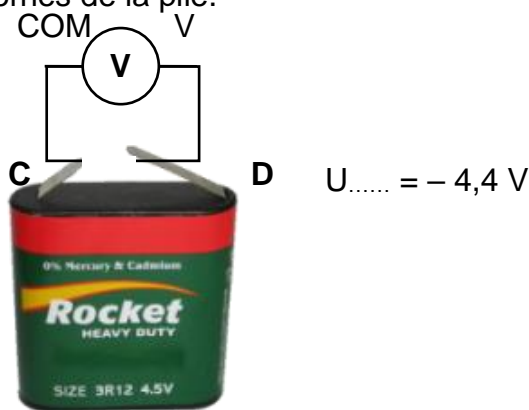
Cas n°2 :



Avec un voltmètre : Il suffit de placer le voltmètre aux bornes de la pile.



$U_{BA} = 9,1 \text{ V}$



$U..... = -4,4 \text{ V}$

$U_{BA} = V_B - V_A > 0$ donc $V_B > V_A$.
 La borne positive est

$U..... = V... - V... < 0$ donc $V... < V...$.
 La borne positive est

IV. La pile à hydrogène :

Consulter l'animation <http://www.labotp.org/TP1S/1S-TPC11-PileCombustible.swf>

Q1. Quels sont les deux réactifs mis en jeu ?

Q2. Quelle est l'espèce chimique, produit de la réaction ?

Q3. Écrire la demi-équation de la réaction se produisant à l'anode en précisant s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.

Q4. Même question pour la cathode.

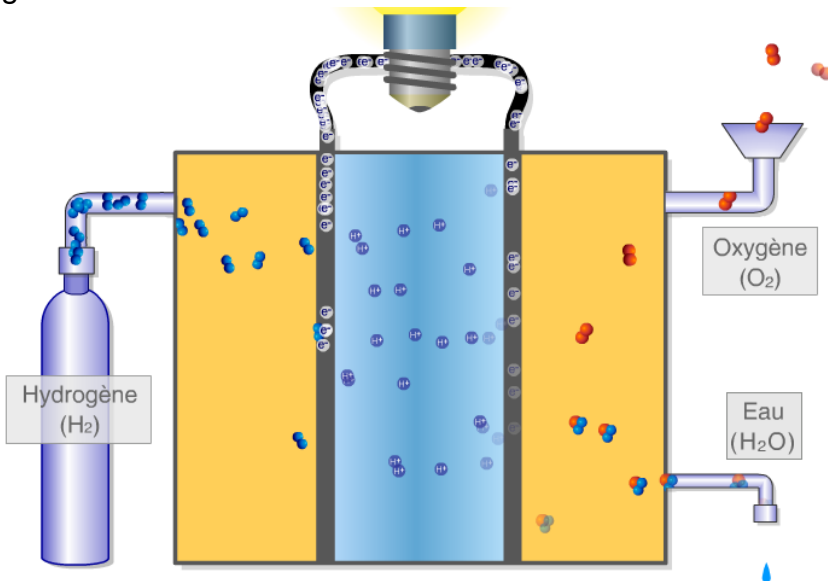
Q5. Écrire l'équation globale de fonctionnement de la pile :

Q6. Compléter les phrases :

Le dioxygène est un car il..... des électrons et le dihydrogène est un car il des électrons

L'anode est le siège d'une

La cathode est le siège d'une



V. S'entraîner à écrire des équations d'oxydo-réduction :

Voir <http://www.labotp.org/Oxydoreduction.html>

✓ Établir une demi-équation d'oxydoréduction :

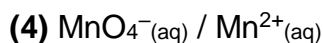
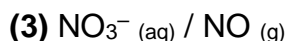
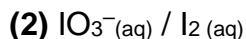
1. Débuter l'écriture de la demi-équation : $\text{Ox} + e^- \rightleftharpoons \text{Réd}$
2. Assurer, ou vérifier, la **conservation** des éléments chimiques autres que H et O.
3. Assurer la conservation de l'élément **O** avec des molécules d'eau $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$.
4. Assurer la conservation de l'élément **H** avec des ions hydrogène $\text{H}^+_{(aq)}$.
5. Assurer la **conservation de la charge électrique** en ajustant le nombre n d'électrons.

- Écrire la demi-équation de réduction mettant en jeu le couple **(1)** $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(aq)} / \text{Cr}^{3+}_{(aq)}$

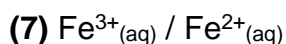
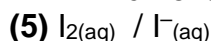
- Écrire la demi-équation d'oxydation mettant en jeu le couple **(6)** $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}$

- Écrire l'équation d'oxydoréduction qui a lieu entre $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ et Cu.

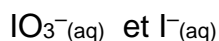
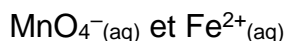
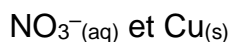
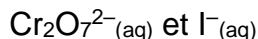
- Écrire les demi-équations de réduction mettant en jeu les couples suivants :



- Écrire les demi-équations d'oxydation mettant en jeu les couples suivants :



- Écrire les équations d'oxydo-réduction faisant intervenir les réactifs suivants :



<ul style="list-style-type: none"> • Pratiquer une démarche expérimentale pour réaliser une pile et modéliser son fonctionnement. (TPC13) • Relier la polarité de la pile aux réactions mises en jeu aux électrodes. (TPC13) à la borne + : consommation d'électrons réaction de réduction $Ox + n e^- = Réd$ à la borne - : libération d'électrons réaction d'oxydation $Réd = Ox + n e^-$ • Recueillir et exploiter des informations sur les piles ou les accumulateurs dans la perspective du défi énergétique (activité documentaire 4 page 331). • Reconnaître l'oxydant et le réducteur dans un couple. (Exercices 5 et 6 p 338, 12 p 339) L'oxydant consomme des électrons. Le réducteur libère des électrons. • Écrire l'équation d'une réaction d'oxydo-réduction en utilisant les demi-équations redox. (Exercice 19 et 20 page 341) Voir http://www.labotp.org/Oxydoreduction.html 	<p>☺ ☺ ☺ ☺</p>	<p>⊗ ⊗ ⊗ ⊗</p>
--	---	---

Méthode pour écrire une équation d'oxydoréduction

<p>1/2 équations</p>	<p>❶ Écrire reduction $Ox_1 + e^- = Red_1$ en laissant de la place OU oxydation $Red_2 = Ox_2 + e^-$</p>
	<p>❷ Respecter la conservation de la matière pour les éléments autres que H et O</p>
	<p>❸ Conservation de la matière pour l'élément O : rajouter des molécules d'eau H₂O</p>
	<p>❹ Conservation de la matière pour l'élément H : rajouter des protons H⁺</p>
	<p>❺ Respecter la conservation de la charge électrique : en ajustant le nombre d'électrons</p>
<p>Équation globale</p>	<p>Multiplier les ½ équations par des coefficients, afin qu'autant d'électrons soient produits et consommés.</p>
	<p>Ajouter membre à membre les deux demi-équations</p>
	<p>Simplifier éventuellement les formules apparaissant dans les deux membres de l'équation (souvent pour H⁺ et H₂O).</p>