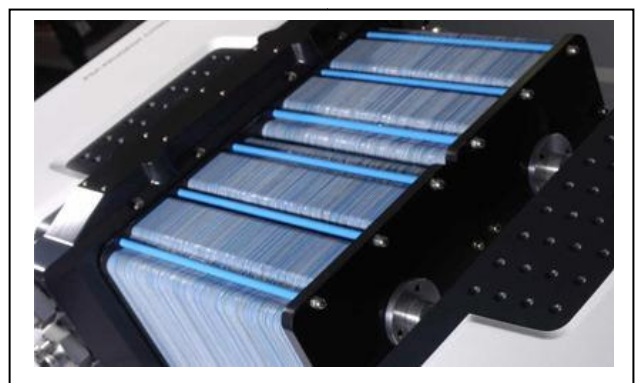
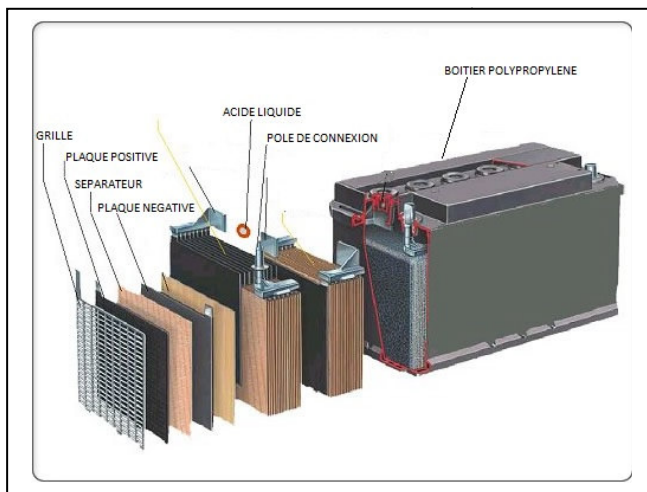
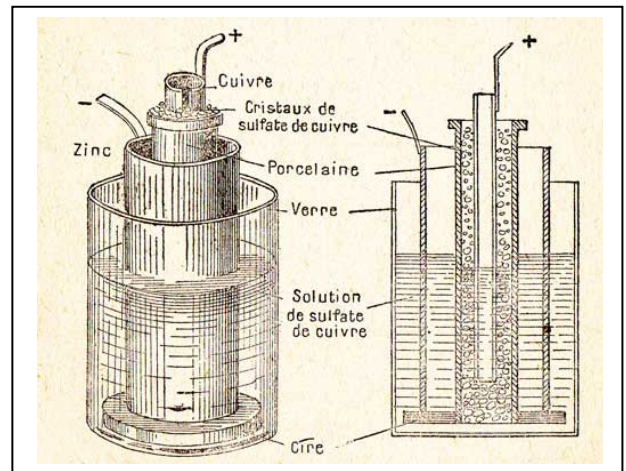


Physique appliquée

BTS 1 Electrotechnique



Cours sur l'électrochimie

1. Historique.....	3
1.1. La pile de volta.....	3
1.2. La pile Daniell.....	4
1.3. La pile leclanché.....	5
1.4. Les accumulateurs au plomb et au lithium ions.....	6
1.5. La pile à combustible.....	9
1.6. Supercondensateur.....	10
2. Application sur l'autonomie et l'association de batteries.....	11

1. Historique

1.1. La pile de volta



<https://www.youtube.com/watch?v=wvjb13mde0U>

Synthèse :

Allessandro volta rends public ces travaux en 1800.

Pour fabriquer une pile, il faut deux métaux différents.

On dit que ces deux métaux forment un couple oxydo – réducteur.

Réducteur élément qui aura tendance à **donner** des électrons

Oxydant : élément qui aura tendance à **capter** des électrons

On doit plonger ces métaux dans une solution acide pour que les ions puissent circuler.

Les électrons circuleront dans le circuit électrique.

Problème : c'est que la pile s'use rapidement car la solution se trouve saturée d'ions Zn^{2+}

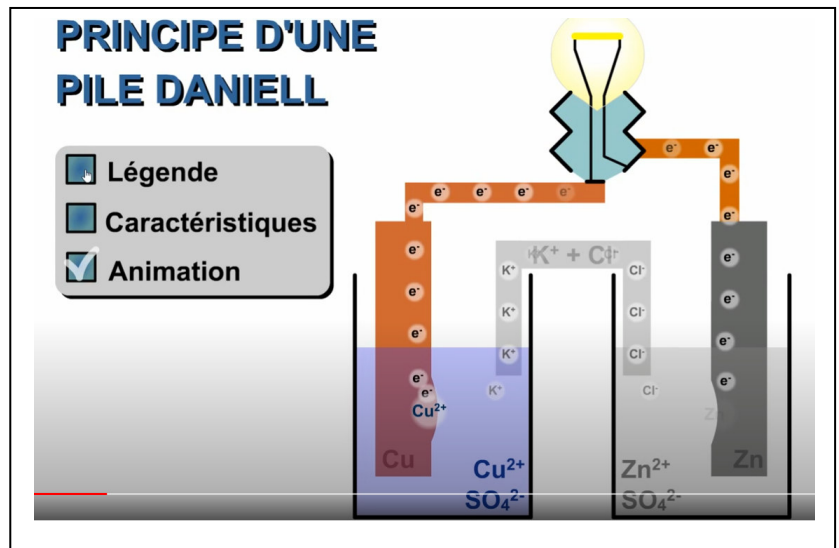
1.2. La pile Daniell

En 1829, [Antoine Becquerel](#) crée la première pile à deux liquides séparés en enfermant la plaque de zinc en solution acide dans un gros intestin de bœuf, qui la sépare de l'électrode de cuivre placée dans un bain de sulfate de cuivre. La génération d'hydrogène est remplacée par une accumulation de cuivre sur les parois de la cathode.

Le principe est amélioré en 1836 par [John Frederic Daniell](#) qui remplace l'intestin de bœuf par un vase en terre poreuse. La [pile Daniell](#) est la première à offrir une source durable d'énergie.

Simulation Pile Daniell :

<https://www.youtube.com/watch?v=vAdVgdqOit0>



Synthèse :

On utilise toujours du Zinc et du cuivre en électrode mais les électrolytes sont séparés.

Un pont salin imbibé de chlorure de potassium est mis en œuvre entre les deux cuves permettant aux électrolytes de rester neutre électriquement et donc d'assurer la continuité de la pile.

Le zinc se réduit en donnant 2 électrons et en lâchant des ions Zn^{2+} dans la solution.

Les ions Zn^{2+} se combinent avec les ions chlorure (l'électrolyte reste neutre électriquement).

L'électrode de cuivre s'oxyde car les ions cuivre de la solution captent deux électrons et reconstituent le métal en couche successives.

2 ions potassium s'associe aux ions sulfate afin que la solution reste neutre électriquement.

Quand il n'y a plus de zinc ou que la solution saline est épuisée alors la pile s'arrête de fonctionner.

1.3. La pile leclanché

Très jeune et talentueux ingénieur, Georges Leclanché inventa la première « pile sèche ». C'est en effet en 1866 que Georges Leclanché dépose un brevet pour une pile au carbonate de cuivre. Il améliore son prototype et un an plus tard met au point une pile au dioxyde de manganèse, qui reçoit un prix à l'Exposition universelle de Paris.

Cette pile est rapidement utilisée par les télégraphes belges et les chemins de fer néerlandais, car elle ne s'use pas au repos, contrairement aux piles existant jusque-là, qui consomment en permanence du métal.

<https://www.youtube.com/watch?v=SbO84G3XfyY>



Synthèse :

Cathode : Carbone

Anode: Zinc

Electrolyte : Chlorure d'Ammonium

Autour du carbone , on met un dépolarisant avec du dioxyde de manganèse.

En effet les ions NH_4 se recombinent dans la solution avec les électrons reçus par le carbone et les molécules d'eau forment de l'hydrogène.

Cette couche gazeuse va augmenter la résistance interne de la pile.

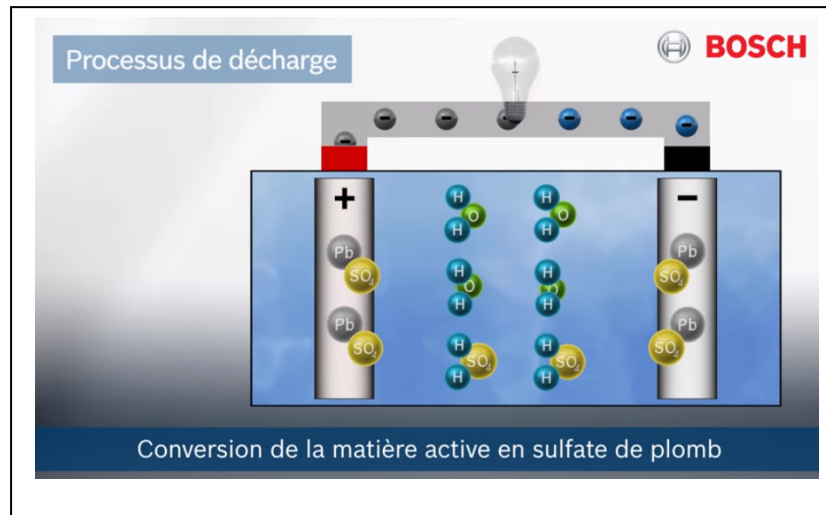
Le dioxyde de manganèse se combine avec les atomes d'hydrogène pour former de l'eau et la pile pourra alors continuer de fonctionner.

1.4. Les accumulateurs au plomb et au lithium ions

1.4.1 Batterie au plomb.

Ressources:

<https://www.youtube.com/watch?v=uyMA7padCKk>



Synthèse:

Cathode : plomb

Anode: Dioxyde de Plomb

Electrolyte : Acide sulfurique dilué dans de l'eau déminéralisée.

En décharge, les deux électrodes se recouvre de sulfate de plomb , ce qui provoque l'augmentation de la résistance interne.

En recharge, les réactions chimiques permettent de retrouver une anode en plomb et une cathode de plomb recouverte de dioxyde de plomb.

Différents types de batteries au plomb existent:

Type ouverte :

Faible capacité de décharge 20% et entretien quotidien.

Surveiller les niveaux d'électrolyte en ajoutant de l'eau déminéralisée

Fort courant à l'appel.

utilisé en batterie de démarrage pour les véhicules.

Type AGM (Absorbent Glass mat).

L'électrolyte est absorbé dans de la fibre de verre et permet une compression des électrode et donc une amélioration .

Sans entretien .

Fort courant à l'appel.

Utilisé comme batterie de démarrage.

Type gélifié

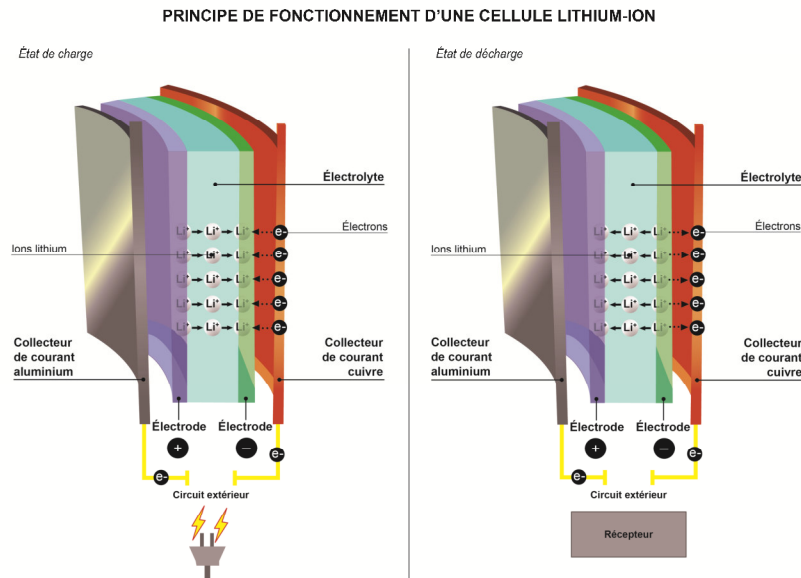
L'électrolyte est non liquide et sous forme d'un gel. Le courant à l'appel n'est pas extrêmement élevé comme pour les deux types précédent et sera utilisé comme batterie de servitude.

La décharge peut être profonde (80% de la capacité).

Cycle de décharge de 500 à 1200 cycles suivant la technologie et le régime de décharge.

1.4.2 Les batterie Lithium Ion.

Ressources : <https://www.youtube.com/watch?v=EDRDtT8zSHA>



Synthèse:

Quand on recharge une batterie , on reconstitue des ions lithium sur l'anode.

Quand on la décharge , les atomes de lithium se reconstitue en lâchant des électrons créant ainsi le courant électrique.

Intérêt de ce procédé:

Grande profondeur de décharge et rapport poids /volume réduit.

Fort courant d'appel possible.

Beaucoup de cycle de recharge par rapport aux batterie au plomb > 2000 cycle au moins.

Peu de pertes par effet Peukert.

En 1996, une nouvelle technologie a fait son apparition : Le Lithium Fer Phosphate (Connu sous LifePo4 ou LFP) et ses dérivés.

Ces batteries ont une densité d'énergie légèrement plus faible mais sont intrinsèquement non combustibles, et donc extrêmement sécurisées.

Grande profondeur de décharge et rapport poids /volume réduit.

Inconvénient : très cher pour une même capacité de batterie vis-à-vis du plomb.

1.5. La pile à combustible.

Ressource:

<https://www.youtube.com/watch?v=AFZZoMc8PjU>

<https://www.dailymotion.com/video/xe4kjm>



Synthèse: Tout d'abord il faut disposer d'hydrogène qui sert de combustible pour ce générateur électrique.

Sur l'anode, le dihydrogène s'oxyde en perdant deux électrons au contact de la plaque conductrice qui permet la catalyse de ce gaz.

Les protons H_2^+ traversent la membranes protoniques.

Sur l'anode , il y a la réduction entre $4 H^+$ et O_2 et $4 e^-$ pour former de l'eau.

Les électrons constituent le courant électrique du circuit.

Frein :

Filière de production de l'hydrogène pour la rendre plus efficace au niveau énergétique.

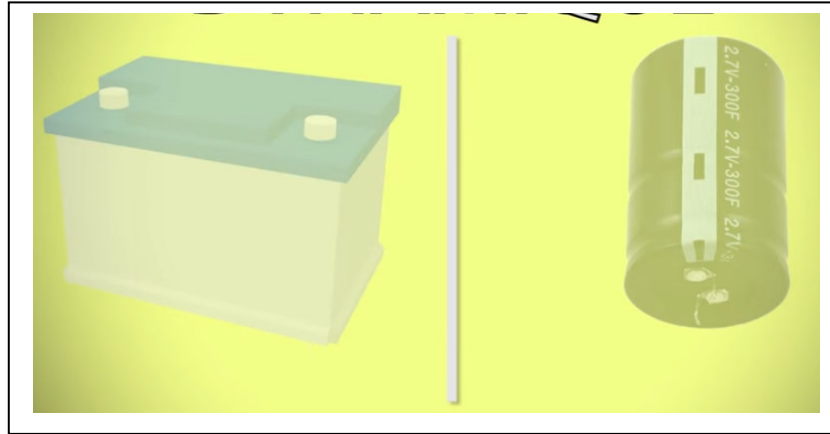
Trouver des solutions de remplacement des catalyseurs à base de platine.

Enzyme + nano tube de carbone.

1.6. Supercondensateur

Batterie contre super condensateur:

<https://www.youtube.com/watch?v=ww9cxN2BYVw>



Synthèse:

Les super condensateurs stockent des charges électriques dans ses armatures métalliques et donc de l'énergie.

Au fur et à mesure de la décharge , la tension diminue car U^2 et directement proportionnel à l'énergie stocké dans la batterie.

Avantage : courant de pointe extrêmement important.

Nombre de charge et décharge énorme sans perdre en capacité de stockage.

Inconvénient : stockage d'énergie limité par rapport aux batteries.

Les super condensateurs en association avec les batteries permettent de "booster" la source lors des forts appels de courant.

2. Application sur l'autonomie et l'association de batteries.

Exercice 1:

On associe 4 batteries 10Ah sous 12V DC, en série.

Faire le schéma de connexion.

Indiquer la tension de l'ensemble et le nombre d'Ah du parc.

Citer un inconvénient majeur de cette structure.

Exercice2 :

Réaliser les schéma de connexion de deux batteries montées en parallèle.

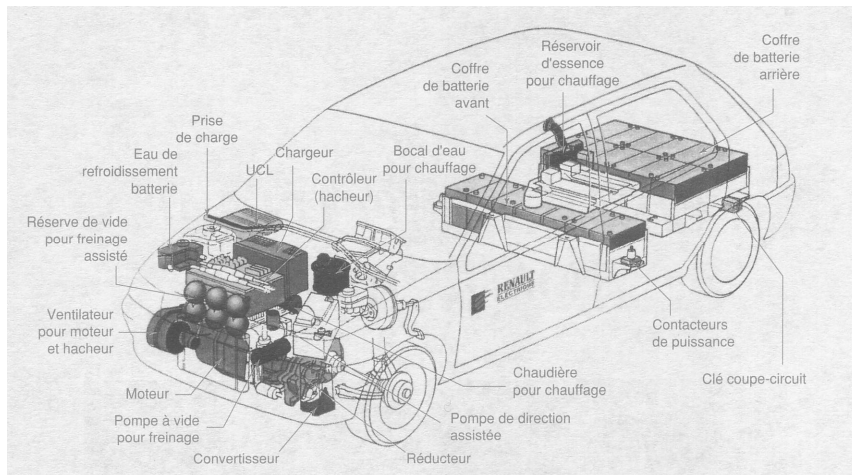
Trouver la capacité de deux batteries de 65 Ah en 12V DC en parallèle et la tension de l'ensemble.

Que pourrait il y avoir comme inconvénient pour ce type de connexion en parallèle ?

Couplage de deux batteries en parallèle, réaliser un schéma de l'ensemble muni d'un coupleur

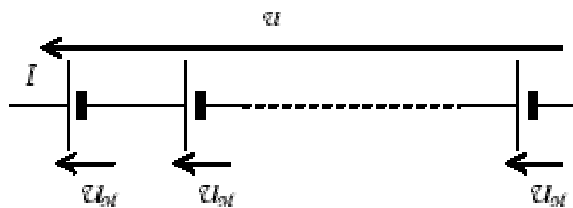


Exercice 3: Batteries d'un véhicule électrique



La structure d'un véhicule électrique est représentée ci-contre. Une des difficultés est le stockage de l'énergie électrique dans les batteries.

La batterie d'accumulateurs est réalisée par l'assemblage en série de 19 monoblocs.



Un monobloc est un élément accumulateur de masse 12,7 kg. Il présente une tension de 6 V a ses bornes et peut débiter un courant électrique de 100 A pendant une heure : on dit qu'il a une capacité (correspondant à la quantité d'électricité stockée) de 100 Ah.

D'après le schéma ci-contre,

1. Que peut-on dire de l'intensité du courant débité par l'ensemble des accumulateurs ? Leurs capacités s'ajoutent-elles dans cette association série ?
2. Déterminer la tension U aux bornes de la batterie d'accumulateurs.

La batterie d'accumulateur fournit l'énergie électrique au moteur qui propulse le véhicule. En fonctionnement nominal, le moteur absorbe un courant continu d'intensité $I = 183 \text{ A}$. La capacité de la batterie est de 100 Ah .

3. Calculer l'énergie totale dont on dispose dans cette batterie.
4. Calculer la puissance à laquelle est débitée l'énergie.
5. Calculer le temps t_0 au bout duquel la batterie sera complètement déchargée.

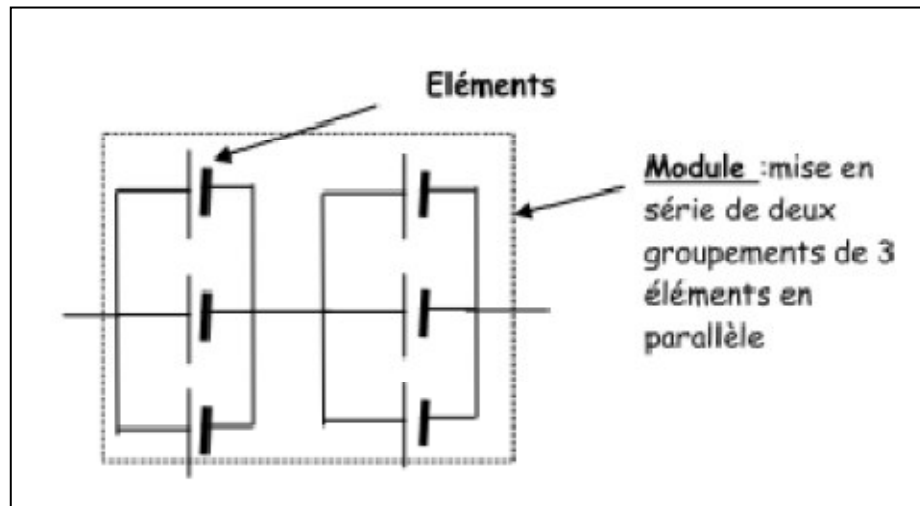
La charge complète des batteries dure 6 h 30 min. La durée de vie de la batterie correspond à 1500 cycle de charge et de décharge. On estime qu'en fonctionnement nominal, la batterie peut se décharger en 30 min.

6. Quel est le nombre maximal de cycle de charge et de décharge possible par jour.
7. En déduire le nombre de jours correspondant à la durée de vie de la batterie.

Exercice n°4 :

la batterie de la Peugeot 106 électrique La batterie d'une Peugeot 106 électrique est de type lithium-ion.

Elle contient un certain nombre d' « éléments » associés en « modules » comme ci contre.



Les modules sont associés les uns aux autres en série.

La tension moyenne aux bornes d'un élément vaut 3,5V.

1. Déterminer la tension U_m aux bornes d'un module.
2. Sachant que la batterie contient en tout 180 éléments, déterminer le nombre de modules que contient cette batterie puis la tension U_0 à ses bornes.

Pour que le véhicule roule à 110 km/h, la batterie doit fournir une puissance constante de $P_{bat} = 20 \text{ kW}$.

Pour cette condition de fonctionnement, le constructeur de la batterie annonce une énergie disponible $W_{bat} = 24 \text{ kWh}$.

3. Déterminer l'énergie disponible d'un élément notée $W_{\text{élément}}$ (en Wh)
4. Déterminer la capacité d'un élément de batterie $Q_{\text{élément}}$ en Ah. Au régime de fonctionnement décrit ci-dessus.
5. Déterminer la durée t_{bat} (en heures) pendant laquelle la batterie pourra fournir la puissance P_{bat} .
6. En déduire l'autonomie du véhicule à 110 km/h, c'est-à-dire la distance "d" qu'il est capable de parcourir à cette vitesse.
7. Déterminer alors le nombre de batteries nécessaires à prévoir pour avoir une autonomie de 100Km.

Note sur le coefficient de Peukert

En utilisant une batterie avec différents courant de décharge , on remarque qu'une batterie de 100 Ah (spécifiée pour 20 heures, en abrégé C20) pourra fournir 5 A pendant 20 h, mais pas 10 A pendant 10 h. Le temps disponible à ce courant sera en fait inférieur.

W. Peukert a proposé en 1897 une formule pour prédire pendant combien de temps la batterie pourra fournir ces 10A.

Il est généralement considéré comme celui qui a découvert le phénomène. En fait, cet effet était connu auparavant et avait notamment été signalé pour la première fois par un certain M. Schroder plusieurs années avant que Peukert ne propose sa formule.

Elle est généralement écrite sous la forme $I^n \times T = C_p$

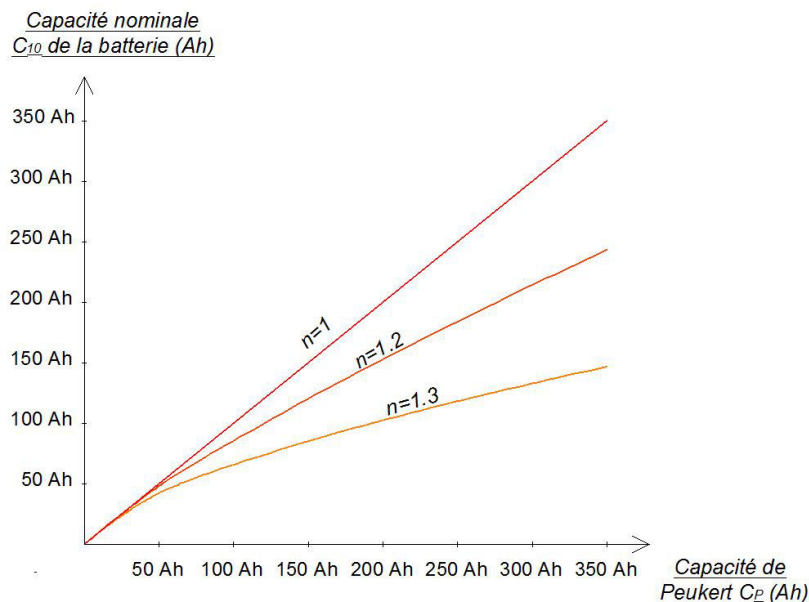
où :

I = courant de décharge en ampères

T = temps en heures

C_p = capacité de Peukert de la batterie en ampères-heures

n = exposant de Peukert pour ce modèle de batterie



Exercice 5 :

On dispose d'une batterie au gel de marque Victron :




1. Calculer le coefficient de Peukert de cette batterie à l'aide des informations de cette batterie.
2. Prédéterminer l'autonomie de cette batterie si elle débite un courant de 2A , 20A ,30A et 100A. de manière permanente.

Exercice 6 :

On donne un coefficient de Peukert de 1.13 pour une batterie ou on lie 65Ah C10.

1. Déterminer la capacité de Peukert de cette batterie.
2. Déterminer son autonomie pour un courant de décharge de 10A.

Exercice 7 :



	UNIBAT 80.12 AGM	UNIBAT 100.12 AGM	UNIBAT 150.12 AGM	UNIBAT 220.12 AGM
	Ref 1573	Ref 1580	Ref 1597	Ref 1603
Système				
Tension batterie	12 V	12 V	12 V	12 V
Capacité nominale 20 h (C20)	80 Ah	100 Ah	150 Ah	220 Ah

Performances				
Capacité nominale	20 h (C20)	10 h (C10)	5 h (C5)	1 h (C1)
	80 Ah	74 Ah	67 Ah	43 Ah
	100 Ah	95 Ah	87 Ah	64 Ah
	150 Ah	143 Ah	131 Ah	98 Ah
	220 Ah	205 Ah	194 Ah	144 Ah

On étudie la batterie de référence 1580.

1. Déterminer le coefficient de Peukert pour les intervalles de courant des points suivants:
C20 - C10
C10 - C5
C5 - C1
2. Avec les coefficients de Peukert établis , trouver les capacités de Peukert de cette batterie suivants trois intervalles de courant.
3. Déterminer le temps de fonctionnement à courant constant $I_1 = 8A$ puis $I_2 = 13 A$ et enfin $I_3 = 30A$.